

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Кубанский государственный университет»
Факультет химии и высоких технологий

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе,
качеству образования – первый
проректор

А.Г. Иванов

«29» ноя 2015 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.Б.10 ХИМИЯ

Направление подготовки/специальность:
06.03.01 Биология

Направленность (профиль)/специализация:
Биоэкология.

Программа подготовки: академическая

Форма обучения: очная

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

Краснодар 2015

Рабочая программа дисциплины Б1.Б.10 «Химия» составлена в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования, утвержденным приказом Минобрнауки России от 30.07.2014 № 869 по направлению подготовки 06.03.01 Биология, профиль Биоэкология.

Программу составил:

доцент кафедры общей, неорганической химии и ИВТ в химии, канд. хим. наук

 А. И. Офлиди

Рабочая программа дисциплины Б1.Б.10 «Химия» утверждена на заседании кафедры (разработчика) общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии «08» апреля 2015 г. протокол № 13

Заведующий кафедрой (разработчика) общей, неорганической химии и ИВТ в химии, д-р хим. наук

 Н. Н. Буков

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры биологии и экологии растений протокол № 2 «14» 05 2015 г.

Заведующий кафедрой биологии и экологии растений, канд. биол. наук, доцент

 М. В. Нагалеvский

Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий протокол № 5 «28» апреля 2015 г.

Председатель УМК факультета канд. хим. наук, доцент

 Т. П. Стороженко

Рецензенты:

Фролов В.Ю., директор ООО «Ланэс», канд. хим. наук
Шкирская С.А., доцент кафедры физической химии ФГБОУ ВО «КубГУ»

1. Цели и задачи изучения дисциплины

1.1 Цель освоения дисциплины

Сформировать целостность восприятия химии, показать ее тесную связь с жизнедеятельностью биологических систем, раскрыть химические и физико-химические аспекты превращений молекула – клетка – биологическая система. Важным для биологов является обучение грамотному восприятию химических явлений в мире, в том числе в биологических объектах, поэтому основное внимание уделено отбору самых общих и принципиально важных закономерностей в протекании процессов в химических системах, в установлении связей между составом, строением и свойствами веществ.

1.2 Задачи дисциплины

Сформировать целостность восприятия химии, показать ее тесную связь с жизнедеятельностью биологических систем, раскрыть химические и физико-химические аспекты превращений молекула – клетка – биологическая система. Важным для биологов является обучение грамотному восприятию химических явлений в мире, в том числе в биологических объектах, поэтому основное внимание уделено отбору самых общих и принципиально важных закономерностей в протекании процессов в химических системах, в установлении связей между составом, строением и свойствами веществ.

1.3 Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Дисциплина "Химия" относится к базовой части Блока 1 "Дисциплины (модули)" учебного плана. Для освоения дисциплины, обучающиеся применяют знания, умения, сформированные в ходе изучения дисциплин математического и естественнонаучного цикла. Используют знания физики, химии, математики в объеме средней школы.

Знания, приобретенные при освоении курса, могут быть использованы при изучении таких дисциплин как биохимия, почвоведение, микробиология, экология растений.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование у обучающихся компетенций

№ п.п.	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или её части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны		
			знать	уметь	владеть
1.	ОК-7	способностью к самоорганизации и самообразованию	основные фундаментальные разделы химии, современные методы количественной обработки информации	Работать с библиотечными каталогами, реферативными журналами, периодическими изданиями, сайтами научных статей. Находить в интернете необходимую информацию по выбранной тематике, решать самостоятельно исследовательские задачи, делать выводы. Уметь сопоставлять и анализировать полученные данные, формулировать проблемы, составлять план работы для их решения, проводить самостоятельно эксперимент, применять методы математической статистики для обработки полученных результатов.	навыками работы с электронным и каталогами, поиском в интернете, применением основных законов фундаментальных разделов химии при обсуждении полученных результатов
2.	ОПК-2	способностью использовать экологическую грамотность и базовые знания в области химии; прогнозировать последствия своей	основы теории химического эксперимента, правила безопасности при работе в химической лаборатории,	планировать химический эксперимент, прогнозировать результаты эксперимента, анализировать и интерпретировать	техникой эксперимента, приемами измерения физических величин с заданной точностью,

№ п.п.	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или её части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны		
			знать	уметь	владеть
		профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения	методы качественного контроля химических процессов, методы количественного химического анализа, физические методы исследования, физико-химические методы анализа. Владение методами отбора проб и проведения химико-аналитического анализа	полученные экспериментальные результаты, оценивать эффективность экспериментальных методов, выбирать метод исследования, методику проведения эксперимента в соответствии с поставленными задачами	приемами измерения аналитического сигнала навыками работы на приборах интерпретации экспериментальных данных

2. Структура и содержание дисциплины

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 9 зач.ед. (324 часа), их распределение по видам работ представлено в таблице (для студентов ОФО).

Вид учебной работы		Всего часов	Семестры (часы)			
			1	2	3	4
Контактная работа, в том числе:						
Аудиторные занятия (всего):		144	36	42	36	30
Занятия лекционного типа		64	18	14	18	14
Лабораторные занятия		80	18	28	18	16
Занятия семинарского типа (семинары, практические занятия)		-	-	-	-	-
Иная контактная работа:						
Контроль самостоятельной работы (КСР)		16	4	4	4	4
Промежуточная аттестация (ИКР)		0,9	0,3	0,2	0,2	0,2
Самостоятельная работа, в том числе:						
Проработка учебного (теоретического) материала		88,8	20	17	22	29,8
Подготовка к текущему контролю		47,6	21	8,8	9,8	8
Контроль:		26,7	26,7			
Подготовка к экзамену		26,7	26,76			
Общая трудоёмкость	час.	324	108	72	72	72
	в том числе контактная	160,9	40,3	46,2	40,2	34,2
	зач. ед	9	3	2	2	2

2.1 Структура дисциплины:

Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 1 семестре (для студентов ОФО)

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	
1	2	3	4	5	6	7
1.	Энергетика химических процессов и пути их протекания.	8	4	-	4	-
2.	Растворы. Реакции в водных растворах.	18	14	-	4	-
3.	Обзор свойств элементов и их важнейших соединений. Биогенные элементы. Комплексные соединения.	51	-	-	10	41
<i>Итого по дисциплине:</i>		77	18		18	41

Примечание: Л – лекции, ПЗ – практические занятия / семинары, ЛР – лабораторные занятия, СРС – самостоятельная работа студента

Разделы дисциплины, изучаемые во 2 семестре (для студентов ОФО)

№	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	
1	2	3	4	5	6	7
4	Химическое равновесие. Константы химического равновесия. Принцип Ле- Шателье.	5	2			3
5	Протолитическая теория. Буферные растворы.	4	2			2
6	Реакции комплексообразования и окислительно-восстановительные	8,8	2		4	2,8
7	Пробоотбор. Метрологические основы химического анализа	10	2		4	4
8	Титриметрический анализ.	20	2		12	6
9	Потенциометрические методы анализа	10	2		4	4
10	Спектроскопические методы анализа.	10	2		4	4
<i>Итого по дисциплине:</i>		67,8	14		28	25,8

Примечание: Л – лекции, ПЗ – практические занятия / семинары, ЛР – лабораторные занятия, СРС – самостоятельная работа студента

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 3 семестре (для студентов ОФО)

Разделы (темы) дисциплины, их часовые нагрузки (аудиторная и внеаудиторная)						
№	Наименование разделов	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	

1	2	3	4	5	6	7
11.	Введение в органическую химию. Основные понятия	11	4		2	5
12.	Углеводороды	13	4		4	5
13.	Спирты и фенолы	8	2		2	4
14.	Карбонильные соединения	9	2		2	5
15.	Карбоновые кислоты и их производные	11	2		4	5
16.	Аминокислоты, белки	8	2		2	4
17.	Углеводы	7,8	2		2	3,8
	Итого по дисциплине:	67,8	18		18	31,8

Примечание: Л – лекции, ПЗ – практические занятия / семинары, ЛР – лабораторные занятия, СРС – самостоятельная работа студента

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 4 семестре (для студентов ОФО)

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа СРС
			Л	ПЗ	ЛР	
1	2	3	4	5	6	7
18.	Ионные равновесия и обменные реакции в растворах.	17	4	-	4	9
19.	Окислительно-восстановительные реакции. Редокс-системы.	15	2	-	4	9
20.	Электродный потенциал	17	4	-	4	9
21.	Ионообменное равновесие	18,8	4	-	4	10,8
	Итого по дисциплине:	67,8	14		16	37,8

Примечание: Л – лекции, ПЗ – практические занятия / семинары, ЛР – лабораторные занятия, СРС – самостоятельная работа студента.

2.3 Содержание разделов (тем) дисциплины:

2.3.1 Занятия лекционного типа

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
1	2	3	4
1.	Энергетика химических процессов и пути их протекания.	Термодинамические системы. Внутренняя энергия системы, работа, теплота. Первый закон термодинамики. Теплоты процессов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Стандартные состояния и стандартные теплоты образования веществ. Второй закон термодинамики. Энтропия. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Факторы, способствующие росту энтропии. Третий закон термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).	Устный опрос

		Направление протекания химических реакций. Понятие средней и истинной скорости химической реакции. Закон действующих масс и границы его применения. Порядок реакции. Молекулярность реакции. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие катализа. Ферментативный катализ. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия и факторы на нее влияющие. Выход реакции. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	
2.	Растворы. Реакции в водных растворах.	Гомогенные и гетерогенные системы. Фазы. Виды растворов. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Идеальные и реальные растворы. Сольватация. Растворение как физико-химический процесс. Тепловые эффекты процесса растворения. Кристаллогидраты. Промежуточное положение растворов между веществами и смесями. Зависимость растворимости от температуры и давления. Закон Генри. Диффузия. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Закон Рауля и следствия из него. Коллигативные свойства растворов и границы их применения. Изотонический коэффициент. Роль осмоса в биологических системах и в медицине. Гипотонические и гипертонические растворы. Гетерогенные равновесия "осадок-раствор". Производство растворимости. Растворимость труднорастворимых электролитов. Условия осаждения труднорастворимых веществ и их растворения. Конкуренция за общий ион. Гальванический элемент (Cu-Zn). ЭДС гальванического элемента. Правила записи гальванических элементов. Отличия гальванического элемента от электролизной ячейки. Работа, энергия Гиббса, константа равновесия редокс-реакций. Определение направления самопроизвольного протекания редокс-процессов.	Устный опрос

3.	Химическое равновесие. Константы химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	Химическое равновесие. Константы химического равновесия. Выражение для констант равновесия в случае гомо- и гетерогенных равновесий. Закон действующих масс. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие.	Устный опрос
4.	Протолитическая теория. Буферные растворы.	Общие сведения о растворах. Растворимость. Водные и неводные растворители. Химическая (гидратная) теория растворов Д.И.Менделеева. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Ионное состояние элементов в растворах. Свойства воды как растворителя. Способы выражения концентрации растворов. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Освальда. Коллоидные растворы. Коллоидное состояние в природных системах. Аэрозольные загрязнения окружающей среды. Протолитическая теория (теория Бренстеда-Лоури). Равновесие в системе кислота – сопряженное основание и растворитель. Константа кислотности и основности. Кислотные и основные свойства растворителей автопротолиза. Водородный показатель. Влияние природы растворителя на силу кислоты и основания. Буферные растворы и их свойства. Расчет pH буферных растворов. Буферная емкость. Типы буферных систем, их назначение в анализе. Константа	Устный опрос
5.	Реакции комплексообразования и окислительно-восстановительные реакции.	Классификация комплексных соединений. Равновесия реакций комплексообразования. Ступенчатое комплексообразование. Константы устойчивости (ступенчатые и общие). Основные типы соединений, образуемых с участием органических реагентов. Хелаты, внутрикомплексные соединения. Окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста. Стандартный и формальный потенциалы. Связь константы равновесия со стандартными и формальными потенциалами.	Устный опрос

		Направление окислительно-восстановительной реакции. Факторы, влияющие на направление окислительно-восстановительных реакций (рН, комплексообразование, образование малорастворимых соединений).	
6.	Пробоотбор. Метрологические основы химического анализа	Представительность пробы; проба и объект анализа; проба и метод анализа. Отбор проб гомогенного и гетерогенного состава. Способы получения средней пробы твердых, жидких и газообразных веществ; устройства и приемы, используемые при этом; первичная обработка и хранение проб; дозирующие устройства. Потери и загрязнения при пробоотборе. Хранение пробы. Основные способы перевода пробы в форму, необходимую для данного вида анализа. Способы оценки правильности: использование стандартных образцов, метод добавок, метод варьирования навесок, сопоставление с другими методами. Классификация погрешностей анализа. Систематические и случайные погрешности. Погрешности отдельных стадий химического анализа. Основные характеристики метода анализа: правильность и воспроизводимость, коэффициент чувствительности, предел обнаружения, нижняя и верхняя границы определяемых содержаний. Статистическая обработка результатов измерений. Закон нормального распределения случайных ошибок, t -распределения. Среднее, дисперсия, стандартное отклонение.	Устный опрос,
7.	Титриметрический анализ.	Сущность титриметрии. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе. Первичные стандарты, требования, предъявляемые к ним. Фиксаны. Вторичные стандарты. Кривые титрования. Скачок титрования. Точка эквивалентности и конечная точка титрования. Измерительная посуда.	Устный опрос

		Вычисления в титриметрическом анализе. Кривые титрования. Титрование сильной кислоты сильным основанием (или наоборот); слабой кислоты сильным основанием; слабого основания сильной кислотой. Факторы, влияющие на скачок титрования (влияние величины констант кислотности или основности, концентрации кислот или оснований температуры и ионной силы). Способы обнаружения точки эквивалентности. Кислотно-основные индикаторы. Интервал перехода индикатора. Выбор индикатора. Комплексонометрическое титрование. Металлохромные индикаторы. Окислительно-восстановительное титрование. Кривые окислительно-восстановительного титрования. Способы определения точки эквивалентности. Перманганатометрия. Иодометрия	
8.	Потенциометрические методы анализа	Общая характеристика электрохимических методов. Классификация электрохимических методов. Электрохимическая цепь (ячейки). Индикаторный электрод и электрод сравнения. Прямая потенциометрия. Измерение потенциала. Обратимые и необратимые окислительно-восстановительные системы. Индикаторные электроды. Ионметрия. Классификация ионоселективных электродов. Стеклообразные электроды. Металлические электроды. Коэффициент селективности, время отклика. Ионметрия и рН-метрия, их практическое применение. Потенциометрическое титрование.	Устный опрос

9.	Спектроскопические методы анализа.	Спектр электромагнитного излучения, его основные характеристики и способы их выражения (длина волны, частота, волновое число, поток излучения, интенсивность). Ультрафиолетовая, видимая и инфракрасная области спектра. Классификация спектроскопических методов. Спектры молекул. Представление полной энергии молекул как суммы электронной, колебательной и вращательной. Особенности молекулярных спектров. Абсорбционная спектроскопия в УФ- и видимой областях спектра (спектрофотометрия). Сущность метода. Законы поглощения электромагнитного излучения и способы их выражения. Закон Бугера-Ламберта-Бера, его математическое выражение. Величины, характеризующие поглощение. Молярный коэффициент поглощения. Оптическая плотность. Выбор условий измерения поглощения (λ, раствор сравнения) и построения градуировочного графика. Спектрофотометрический метод анализа. Способы определения концентраций веществ. Фотоэлектроколориметры и спектрофотометры. Применение спектрофотометрии.	Устный опрос
10.	Введение в органическую химию. Основные понятия	Предмет органической химии. Теория химического строения А. М. Бутлерова. Изомерия. Строение атома углерода. Гибридизация. Геометрия органических молекул. Электронные эффекты. Типы реакций в органической химии. Типы частиц. Нуклеофилы и электрофилы. Кислоты и основания Брёнстеда и Льюиса.	Контрольная работа

11.	Углеводороды	Классификация углеводов. Номенклатура органических соединений. Алканы. Реакции радикального замещения. Алкены. Геометрическая изомерия алкенов. Алкины и диены: строение, физические свойства, способы получения и реакционная способность. Арены. Ароматичность. Правила ориентации при ароматическом электрофильном замещении.	Контрольная работа
12.	Спирты и фенолы	Понятие о спиртах. Физические свойства, способы получения и реакционная способность спиртов. Кислотность. Простые эфиры.	Контрольная работа, устный опрос
13.	Карбонильные соединения	Строение карбонильной группы. Альдегиды и кетоны: физические свойства, способы получения и реакционная способность.	Контрольная работа, устный опрос
14.	Карбоновые кислоты и их производные	Строение карбоксильной группы. Физические свойства, способы получения и реакционная способность кислот.	Контрольная работа, устный опрос
15.	Аминокислоты, белки	Аминокислоты: классификация, способы получения и химические свойства. Пептидная связь. Белки. Типы структуры белка.	Контрольная работа
16.	Углеводы	Понятие об углеводах. Классификация и стереоизомерия моносахаридов. Кольчато-цепная таутомерия. Проекционные формулы	Устный опрос
17.	Ионные равновесия и обменные реакции в растворах.	Теория электролитической диссоциации и ее основные положения. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионная сила раствора. Активность. Закон Дебая-Хюккеля. Роль электролитов в процессе жизнедеятельности. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Интервалы значений pH для жидкостей организма. Протолитическая теория. Протолитические равновесия в растворах. Амфолиты. Ионный гидролиз. Константа гидролиза. Конкурентные реакции в растворах электролитов. Расчет pH кислот, оснований и солей.	Устный опрос

18.	Окислительно-восстановительные реакции. Редокс-системы.	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Редокс-системы. Основные типы ОВР.	Устный опрос
19.	Электродный потенциал	Стандартный электродный потенциал и факторы на него влияющие. Уравнение Нернста. Водородный электрод.	Устный опрос
20.	Ионообменное равновесие	Ионообменные мембраны. Биологические мембраны их устройство и роль в живом организме.	Устный опрос

2.3.2 Занятия семинарского типа

Занятия семинарского типа не предусмотрены.

2.3.3 Лабораторные занятия

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
1	2	3	4
1.	Энергетика химических процессов и пути их протекания.	Определение тепловых эффектов химических реакций (теплоты нейтрализации, теплоты гидратации).	Отчет по лабораторной работе
2.	Растворы. Реакции в водных растворах.	Электролитическая диссоциация. Кислотно-основные равновесия в водных растворах солей. Гидролиз солей. Определение pH.	Отчет по лабораторной работе
3.	Обзор свойств элементов и их важнейших соединений. Биогенные элементы. Комплексные соединения.	Химия элементов IV-A, V-A, VI-A групп. Химия d-элементов (Cr, Mn, Fe, Co, Ni)	Отчет по лабораторной работе
4	Реакции комплексообразования и окислительно-восстановительные реакции.	Определение жесткости воды методом кислотно-основного титрования.	Отчет по лабораторной работе
5	Пробоотбор. Метрологические основы химического анализа	Стандартизация раствора перманганата калия. Определение содержания железа(II) методом окислительно-восстановительного титрования.	Отчет по лабораторной работе
6	Титриметрический анализ.	Определение общей жесткости воды методом комплексонометрического титрования.	Отчет по лабораторной работе

7	Потенциометрические методы анализа	Определение pH растворов. Потенциометрическое определение нитрат-ионов в природных водах.	Отчет по лабораторной работе
8	Спектроскопические методы анализа.	Спектрофотометрическое определение нитрит-ионов в природных водах.	Отчет по лабораторной работе
9	Углеводороды	Лабораторная работа № 1. Качественный анализ органических соединений. Углеводороды	Отчет по лабораторной работе, защита
10	Спирты и фенолы	Лабораторная работа № 2. Спирты, фенолы, карбонильные соединения	Отчет по лабораторной работе,
11	Карбонильные соединения	Лабораторная работа № 2. Спирты, фенолы, карбонильные соединения	Отчет по лабораторной работе, защита лабораторной работы
12	Карбоновые кислоты и их производные	Лабораторная работа № 3. Карбоновые кислоты и их производные	Отчет по лабораторной работе, защита лабораторной работы
13	Аминокислоты, белки	Лабораторная работа № 4. Амины, аминокислоты, белки. Углеводы..	Отчет по лабораторной работе, защита лабораторной работы
14	Углеводы	Лабораторная работа № 4. Амины, аминокислоты, белки. Углеводы.	Отчет по лабораторной работе, защита лабораторной работы
15	Ионные равновесия и обменные реакции в растворах.	Потенциометрическое титрование сильных и слабых кислот. Определение общего	Отчет по лабораторной работе
16	Окислительно-восстановительные реакции. Редокс-системы.	Изучение колебательной реакции	Отчет по лабораторной работе

17	Электродный потенциал	Измерение ЭДС гальванических цепей	Отчет по лабораторной работе
18	Ионообменное равновесие	Изучение диффузии через ионообменную мембрану	Отчет по лабораторной работе

2.3.4 Примерная тематика курсовых работ (проектов)

Курсовые работы не предусмотрены.

2.4 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)

№	Наименование раздела (темы)	Перечень учебно-методического обеспечения дисциплины по выполнению самостоятельной работы
1	2	3
1.	Проработка учебного (теоретического) материала	Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с.
2.	Оформление лабораторных работ	Практикум по органической химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.И. Теренин [и др.]. – Электрон. дан. – Москва: Издательство «Лаборатория знаний», 2015. – 571 с. – Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/84123 –Загл. с экрана.
3	Подготовка к текущему контролю	Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с.

Учебно-методические материалы для самостоятельной работы обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья (ОВЗ) предоставляются в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

- в печатной форме увеличенным шрифтом,
- в форме электронного документа,

Для лиц с нарушениями слуха:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа,

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся

3. Образовательные технологии

Образовательные технологии: метод проблемного изложения материала, как лектором, так и студентами; самостоятельное чтение студентами учебно-методической и справочной литературы и последующей свободной дискуссии по освоенному ими материалу. Использование, иллюстративных видеоматериалов с помощью мультимедийного оборудования. Технологии личностно-ориентированного обучения, позволяющие создавать индивидуальные образовательные технологии.

Перечисленные образовательные технологии реализуются:

- при чтении лекции с использованием мультимедийных презентаций и демонстрационного эксперимента;
- при диалоговой форме проведения лекционных занятий с использованием элементов практических занятий, постановкой и решением проблемных и ситуационных заданий;
- при проведении лабораторных работ включающих глубокую самостоятельную проработку теоретического материала, изучение методики проведения работы и планирования эксперимента.

Для лиц с ограниченными возможностями здоровья предусмотрена организация консультаций с использованием электронной почты.

Семестр	Вид занятия (Л, ПР, ЛР)	Используемые активные и интерактивные образовательные технологии	Количество часов
1-4	Л ЛР	дискуссия, проблемная лекция метод малых групп, математическая обработка экспериментальных результатов, работа с Internet в целях поиска информации для подготовки к учебным занятиям	4 10
Итого:			14

4. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

4.1 Фонд оценочных средств для проведения текущей аттестации

4.1.1 Вопросы для устного опроса

Вопросы для устного опроса к теме «Энергетика химических процессов и пути их»

1. Что изучает наука термодинамика?
2. Каковы основные понятия, определения термодинамики?
3. Сформулируйте I закон термодинамики и дайте его математическое выражение. Почему он имеет несколько формулировок?
4. Что изучает термохимия?
5. Что называется тепловым эффектом химической реакции? В каких единицах он выражается?
6. Дайте определения эндо- и экзотермическим реакциям.
7. Дайте определение понятию «энтальпия».
8. Что понимают под теплотой (энтальпией) образования сложного вещества?
9. Что понимают под стандартной теплотой (энтальпией) образования

сложного вещества?

10. Для чего необходимы таблицы стандартных термодинамических величин (ΔH°_{298} , ΔG°_{298} , ΔS°_{298}) различных веществ?

11. Сформулируйте закон Гесса.

12. Какова формула 1-го следствия из закона Гесса?

13. Какова формула 2-го следствия из закона Гесса?

14. Каковы особенности записи термодинамического уравнения реакции?

15. Понятие о II законе термодинамики.

16. Дайте определение самопроизвольным и несамопроизвольным процессам.

17. Поясните понятие «энтропия». Как изменяется энтропия при переходе твердого вещества в жидкое и газообразное?

18. Что определяет изобарно-изотермический потенциал ΔG°_{298} (энергия Гиббса)?

19. Каким образом вычисляют изменение изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса) в результате химической реакции:

а) в стандартных условиях (ΔG°_{298});

б) при температуре, отличающейся от стандартной (ΔG°_T)?

20. Как определяют скорость химической реакции?

21. В чем отличие понятий «средней» и «истинной» скорости реакций?

22. Какова размерность скорости химической реакции?

23. Приведите формулировку основного закона химической кинетики (закон действия масс).

24. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?

25. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?

26. Какова зависимость скорости химической реакции от температуры?

Сформулируйте правило Вант-Гоффа.

27. Что представляет собой температурный коэффициент скорости реакции? В каких пределах он изменяется?

28. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.

29. Каковы представления о механизме катализа?

30. Какие вещества называют катализаторами? С какой целью их используют в химических реакциях?

31. Какие вещества называют промоторами и ингибиторами катализа?

32. В чем разница между необратимыми и обратимыми реакциями? Какие реакции называют обратимыми?

33. Что называется состоянием химического равновесия? Прекращаются ли химические реакции в состоянии равновесия?

34. Какими факторами характеризуется состояние химического равновесия?

35. Какие факторы влияют на состояние химического равновесия?

36. Сформулируйте закон действия масс для обратимой химической реакции.

37. Каков физический смысл константы химического равновесия? От каких факторов она зависит?

38. Сформулируйте правило Ле Шателье.

39. Каково влияние катализатора на равновесную систему?

Вопросы для устного опроса по теме «Растворы. Реакции в водных растворах»

1. Гомогенные и гетерогенные системы. Фазы. Виды растворов. Растворимость.

2. Что называется концентрацией раствора? Дайте определение понятию «растворы». Какие компоненты раствора считаются растворителем? Растворенным веществом?
3. Сольватация. Растворение как физико-химический процесс. Тепловые эффекты процесса растворения.
4. Дайте определение понятиям «массовая доля», «мольная доля» растворенного вещества. Что такое молярность, моляльность, нормальность раствора?
5. Тепловые эффекты процесса растворения. Кристаллогидраты. Промежуточное положение растворов между веществами и смесями.
6. Зависимость растворимости от температуры и давления. Закон Генри. Диффузия. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
7. Чем отличается давление пара раствора от давления пара чистого растворителя? Приведите различные формулировки закона Рауля и его математические выражения.
8. В чем отличие температур кипения и замерзания растворов неэлектролитов от тех же величин для чистых растворителей (неэлектролитов)?
9. Почему растворы кислот, оснований, солей не подчиняются законами идеальных растворов?
10. Дайте определение электролитической диссоциации. Каков механизм электролитической диссоциации?
11. Что представляют собой амфотерные электролиты (амфолиты)?
12. Какие электролиты относятся к сильным, а какие — к слабым? От каких факторов она зависит? Что называется степенью диссоциации электролита? От каких факторов она зависит?
13. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов протекают практически до конца?
14. Что такое водородный показатель? Как его вычисляют? Как с помощью pH характеризуется реакция раствора: а) кислая; б) нейтральная; в) щелочная?
15. Протолитическая теория. Протолитические равновесия в растворах.
16. Гетерогенные равновесия "осадок-раствор". Произведение растворимости.
17. Растворимость труднорастворимых электролитов. Условия осаждения труднорастворимых веществ и их растворения.
18. Дайте определение понятиям «электроотрицательность», «относительная электроотрицательность», «степень окисления». Как рассчитывают степень окисления элементов в нейтральной молекуле? В сложном ионе?
19. Какие реакции называются окислительно-восстановительными (ОВР)? Чем они отличаются от других типов реакций? На какие типы подразделяются окислительно-восстановительные реакции?
20. В чем сущность теории окислительно-восстановительных процессов?
21. Какие вещества называют окислителями, а какие — восстановителями? Какой процесс называют окислением, а какой — восстановлением?
22. Как меняются степени окисления восстановителя и окислителя в процессе окислительно-восстановительных реакций? Может ли окислительно-восстановительный процесс протекать только между окислителями? Только между восстановителями?
23. Чем определяются окислительно-восстановительные способности простых веществ? Пользуясь Периодической системой элементов Д. И. Менделеева, назовите из числа простых веществ:
24. а) важнейшие окислители;
25. б) важнейшие восстановители.
26. Назовите по 5 типичных окислителей и восстановителей из числа сложных веществ.

27. Сформулируйте метод электронного баланса.
28. Как рассчитываются эквиваленты и эквивалентные массы окислителя и восстановителя?
29. Дайте определение понятию «электрохимическая система». Каким образом подразделяют электрохимические системы?
30. Что называется электродом? Дайте определение понятию «электродный потенциал».
31. Что представляет собой стандартный водородный электрод? Что называется стандартным электродным потенциалом? Какие условия приняты в качестве стандартных? Каким образом вычисляют равновесный потенциал в условиях, отличных от стандартных?
32. Что представляет собой гальванический элемент?
33. Дайте определение ЭДС гальванического элемента. Каким образом вычисляют ЭДС в стандартных условиях? В нестандартных условиях?

Вопросы для устного опроса по теме «Химическое равновесие. Константы химического равновесия. Принцип Ле-Шателье»

1. Химическое равновесие.
2. Константы химического равновесия.
3. Константы химического равновесия, выраженные через концентрации, активности компонентов равновесной системы, связь между ними.
4. Выражение для констант равновесия в случае гомо- и гетерогенных равновесий.
5. Закон действующих масс.
6. Смещение химического равновесия.
7. Принцип Ле-Шателье.
8. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие.
9. Зависимость константы химического равновесия от температуры

Вопросы для устного опроса по теме «Протолитическая теория. Буферные растворы»

1. Жидкие растворы. Способы выражения состава раствора (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента). Эквивалент, фактор эквивалентности.
2. Отклонения растворов от идеальности, причины. Понятие об активности, коэффициенте активности, мольной доли.
3. Электролитическая диссоциация. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации, связь со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда). Диссоциация воды. Водородный показатель.
4. Расчет pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.
5. Буферные растворы, примеры, расчет pH, объяснение буферного действия, буферная емкость. Буферные растворы в живых организмах.
6. Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури, сопряженные пары кислот и оснований, применение к реакциям в водном растворе.

Вопросы для устного опроса по теме «Реакции комплексообразования и окислительно-восстановительные реакции.»

1. Какая реакция называется окислительно-восстановительной? Что такое окислитель и восстановитель?
2. Окислительно-восстановительный потенциал; что он характеризует? Дайте определение стандартному и реальному окислительно-восстановительному потенциалу. Укажите взаимосвязь между ними. Уравнение Нернста, поясните смысл входящих в него

величин. Напишите уравнение Нернста для сопряженных редокс-пар: $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.

3. Какие факторы влияют на величину окислительно-восстановительного потенциала? Укажите влияние pH на величину электродного потенциала.

4. Что такое гальванический элемент? Устройство гальванического элемента, примеры.

5. Расчет константы равновесия редокс-реакции. Каким образом по величине стандартных или реальных потенциалов и константе равновесия (K_p) можно судить о направлении редокс реакции? Как можно изменить направление окислительно-восстановительной реакции?

6. Природа химической связи в комплексном соединении. Дайте определение следующим понятиям: комплексное соединение, координационное число, дентатность лиганда, моно- и полидентатные лиганды, хелатное соединение, внутрикомплексное соединение. Приведите примеры.

7. Количественные характеристики устойчивости комплексных соединений. Термодинамическая, реальная и условная константы устойчивости.

8. Факторы, влияющие на устойчивость комплексных соединений.

Вопросы для устного опроса по теме «Пробоотбор. Метрологические основы химического анализа. Титриметрический анализ»

1. Отбор проб гомогенного и гетерогенного состава. Способы получения средней пробы твердых, жидких и газообразных веществ. Основные способы перевода пробы в форму, необходимую для данного вида анализа.

2. Метрологические основы химического анализа. Систематические и случайные погрешности. Основные характеристики метода анализа: правильность и воспроизводимость, коэффициент чувствительности, предел обнаружения, нижняя и верхняя границы определяемых содержаний. Статистическая обработка результатов измерений.

3. Титриметрический анализ. Кислотно-основное титрование. Кривые титрования. Выбор индикатора.

4. Комплексонометрическое титрование. Металлоиндикаторы.

5. Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия. Иодометрия.

Вопросы для устного опроса к теме «Потенциометрические методы анализа»

1. Общая характеристика электрохимических методов анализа. Электрохимические ячейки. Гальванический элемент. Измерительные электроды и электроды сравнения. Чем отличаются измерительные электроды от электродов сравнения; приведите примеры.

2. Металлические электроды первого и второго рода. Приведите примеры. Напишите уравнения реакций, протекающих на хлорсеребряном и серебряном электродах и уравнения Нернста, описывающие потенциалы этих электродов.

3. Классификация ионоселективных электродов. Стекланные электроды.

4. Сущность метода прямой потенциометрии. Способы перехода от аналитического сигнала к концентрации.

5. Потенциометрическое титрование. Способы определения конечной точки титрования. В каких координатах можно построить кривую потенциометрического титрования. Какие электроды применяют в качестве измерительных и электродов сравнения в методах кислотно-основного и окислительно-восстановительного титрования.

6. Применение потенциометрических методов для анализа почвы, воды.

Вопросы для устного опроса к теме «Спектроскопические методы анализа»

1. Основные типы взаимодействия вещества с излучением: эмиссия, поглощение. Классификация спектроскопических методов.
2. Спектры атомов. Основные и возбужденные состояния атомов. Энергетические переходы. Спектры молекул; их особенности.
3. Взаимодействие электромагнитного излучения с веществом в ультрафиолетовой и видимой областях спектра. Закон Бугера – Ламберта – Бера. Размерность молярного коэффициента поглощения, его физический смысл. Факторы, влияющие на молярный коэффициент поглощения. Связь аналитического сигнала с концентрацией определяемого соединения.
4. Способы перехода от аналитического сигнала к концентрации (метод градуировочного графика, метод добавок).
5. Способы монохроматизации электромагнитного излучения. Принципиальная схема фотоэлектрориметра и спектрофотометра.
6. Применение спектрофотометрии

Вопросы для устного опроса к разделу 13

1. Как можно определить строение спиртов?
2. Каким образом можно обнаружить наличие воды в спиртах?
3. Напишите образование глицерата меди. Почему такие соединения называются хелатными?
4. Напишите реакции окисления спиртов.
5. Сравните кислотные свойства спиртов и фенолов.
6. Какие качественные реакции на фенолы вы знаете?
7. Напишите реакцию нитрования фенола.

Вопросы для устного опроса к разделу 14

1. Напишите реакцию серебряного зеркала. Вступают ли в данную реакцию кетоны? Каким еще способом могут быть окислены альдегиды?
2. Каким образом можно получить ацетон в лабораторных условиях?
3. Какие качественные реакции на ацетон вы знаете?
4. Реакции, характерные для альдегидной группы?
5. Способы получения кетонов?

Вопросы для устного опроса к разделу 15

1. Строение карбоксильной группы и карбоксилат-аниона.
2. Зависимость силы кислоты от структуры органической молекулы.
3. Реакция этерификации и переэтерификации.
4. Способы получения амидов карбоновых кислот и их свойства.
5. Реакционная способность ангидридов и хлорангидридов карбоновых кислот.

Вопросы для устного опроса к разделу 17

1. Классификация углеводов.
2. Кольчато-цепная таутомерия.
3. Проекционные формулы Фишера и Хеуорса.
4. Олиго- и полисахариды
5. Восстанавливающие и не восстанавливающие сахара.
6. Основные реакции, характерные для углеводов.
7. Способы гидролиза полисахаридов.

Вопросы для устного опроса к разделу 18

1. Как происходило развитие представлений о строении растворов электролитов (Т.Гротгус, М.Фарадей, С.Аррениус)?

2. Поясните основные положения теории Аррениуса.

3. Что такое идеальный раствор?

Вопросы для устного опроса № 19

4. Правила записи окислительно-восстановительных реакций?

Вопросы для устного опроса № 20

5. Правила записи гальванического элемента?

6. Уравнение Нернста для водородного электрода.

7. Уравнение Нернста для электродов первого рода.

8. Уравнение Нернста для электродов второго рода.

9. Пример электродов первого, второго рода?

10. Какие ещё типы электродов существуют?

Вопросы для устного опроса № 21

11. Что такое ионный обмен?

12. Что такое диффузионный потенциал?

13. Что такое мембранный потенциал?

14. Органические мембраны: структура и функции.

Критерии оценки устного опроса

Критерии	Оценка	Уровень
1) полное раскрытие вопроса; 2) указание точных названий и определений; 3) правильная формулировка понятий и категорий; 4) самостоятельность ответа, умение вводить и использовать собственные классификации и квалификации, анализировать и делать собственные выводы по рассматриваемой теме; 5) использование дополнительной литературы и иных материалов и др.	«отлично»	повышенный (продвину- тый) уровень
1) недостаточно полное, по мнению преподавателя, раскрытие темы; 2) несущественные ошибки в определении понятий и категорий и т. п., кардинально не меняющих суть изложения; 3) использование устаревшей учебной литературы и других источников.	«хорошо»	базовый уровень
1) ответ отражает общее направление изложения лекционного материала и материала современных учебников; 2) наличие достаточного количества несущественных или одной-двух существенных ошибок в определении понятий и	«удовлетво- рительно»	пороговый уровень

категорий и т. п.;		
3) использование устаревшей учебной литературы и других источников;		
4) неспособность осветить проблематику учебной дисциплины и др.		

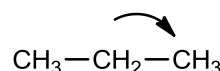
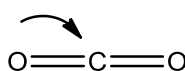
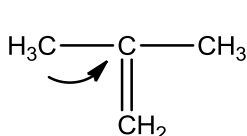
4.1.2 Контрольные работы

Контрольная работа к разделу 10

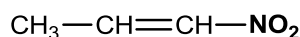
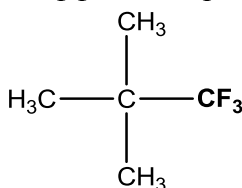
Вариант 1

1. В чем заключаются основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова?

2. Определите тип гибридизации указанного атома. Какую конфигурацию он имеет?



3. Какие электронные эффекты проявляет указанный атом (группа)? Покажите действие эффектов стрелками.

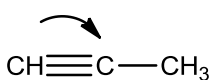
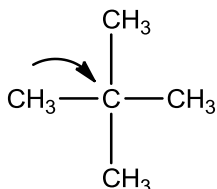
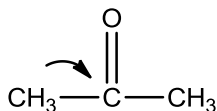


Дайте определение и краткую характеристику известным вам электронным эффектам.

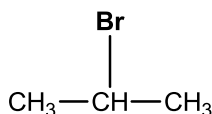
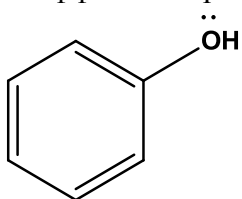
Вариант 2

1. В чем заключаются основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова?

2. Определите тип гибридизации указанного атома. Какую конфигурацию он имеет?



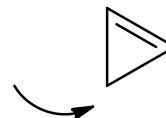
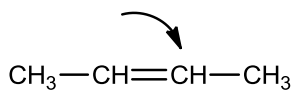
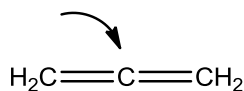
3. Какие электронные эффекты проявляет указанный атом (группа)? Покажите действие эффектов стрелками.



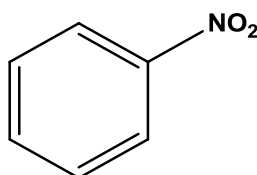
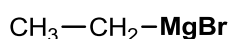
Дайте определение и краткую характеристику известным вам электронным эффектам.

Вариант 3

1. В чем заключаются основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова?
2. Определите тип гибридизации указанного атома. Какую конфигурацию он имеет?



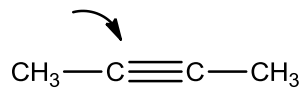
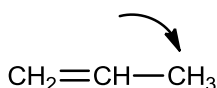
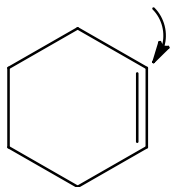
3. Какие электронные эффекты проявляет указанный атом (группа)? Покажите действие эффектов стрелками.



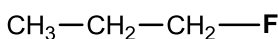
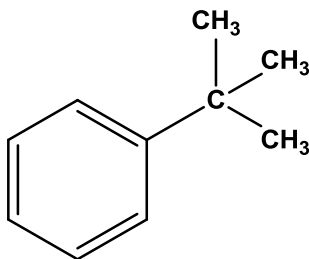
Дайте определение и краткую характеристику известным вам электронным эффектам.

Вариант 4

1. В чем заключаются основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова?
2. Определите тип гибридизации указанного атома. Какую конфигурацию он имеет?



3. Какие электронные эффекты проявляет указанный атом (группа)? Покажите действие эффектов стрелками.



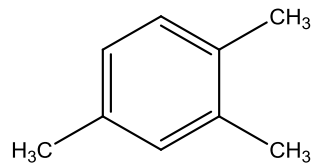
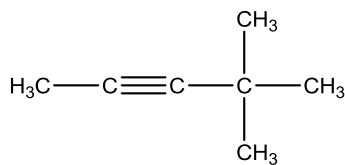
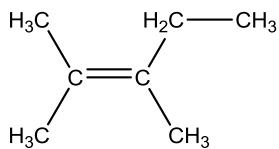
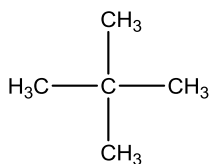
Дайте определение и краткую характеристику известным вам электронным эффектам.

Контрольная работа к разделу 11

Перечень компетенций (части компетенции), проверяемых оценочным средством:
ОК-7, ОПК-2

Вариант № 1

1. Назовите следующие соединения по систематической номенклатуре:



2. Изобразите структуры соединений:

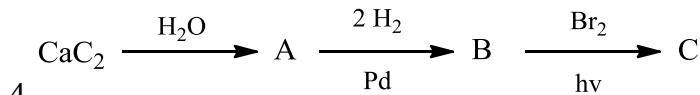
3,5-диметилпентан

бутадиен-1,2

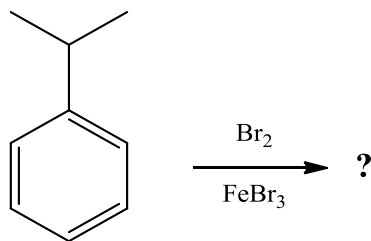
3,3-диэтилгексин-1

гексаметилбензол

3. Получите нитробензол из ацетилена, не пользуясь другими органическими реагентами



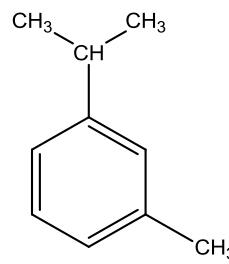
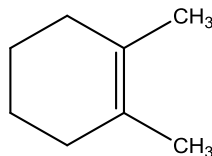
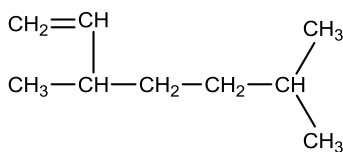
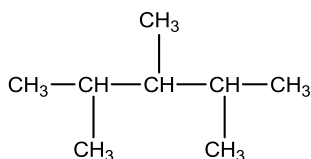
4.



5.

Вариант № 2

1. Назовите следующие соединения по систематической номенклатуре:



2. Изобразите структуры соединений:

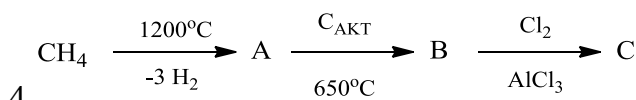
2,5,8-триметилнонан

циклобутен

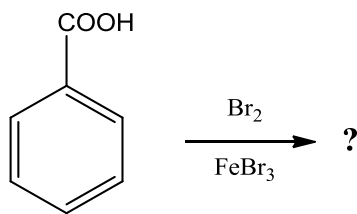
3-метилгексадиен-1,5

п-нитроэтилбензол

3. Получите бензол из этилена, не пользуясь другими органическими реагентами



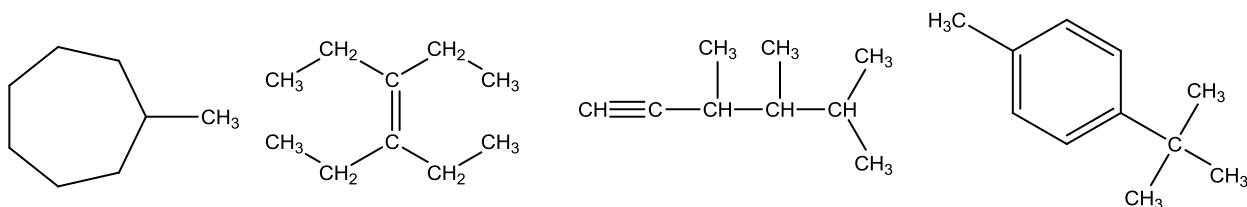
4.



5.

Вариант № 3

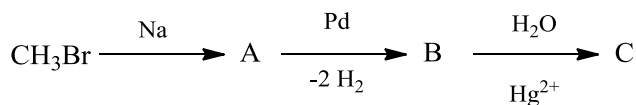
1. Назовите следующие соединения по систематической номенклатуре:



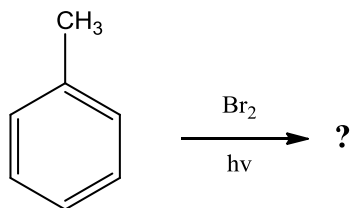
2. Изобразите структуры соединений:

2,2,3,4,4-пентаметилпентан децен-1 3-метилбутин-1 мета-диизопропилбензол

3. Получите бутан из этилена, не пользуясь другими органическими реагентами



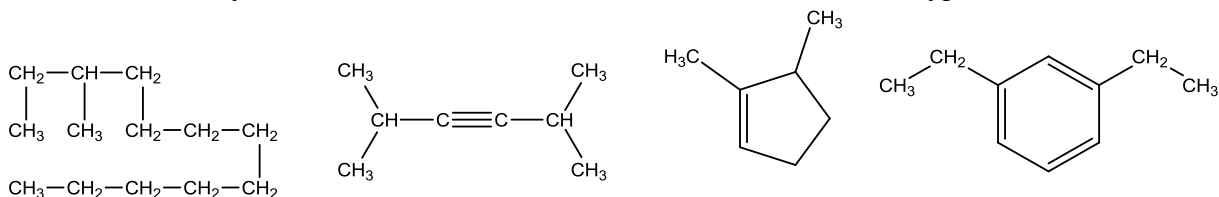
4.



5.

Вариант № 4

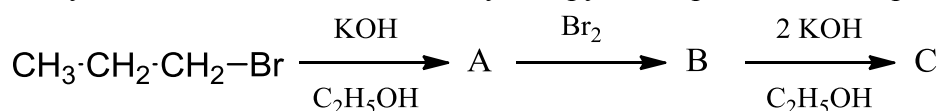
1. Назовите следующие соединения по систематической номенклатуре:



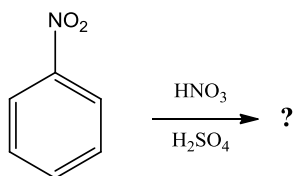
2. Изобразите структуры соединений:

изобутан 3-метил-5-изопропилоктен-2 циклогексадиен-1,3 2,6-динитрометилбензол

3. Получите этан из метана, не пользуясь другими органическими реагентами



4.



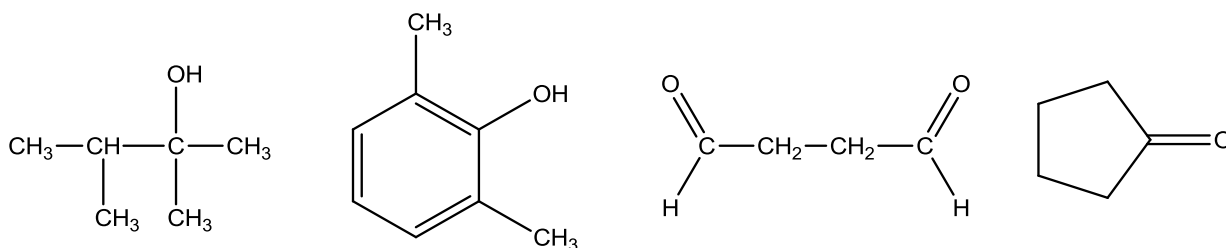
5.

Контрольная работа к разделу 12, 13

Перечень компетенций (части компетенции), проверяемых оценочным средством:
ОК-7, ОПК-2

Вариант 1

1. Дайте названия следующим соединениям:



2. Изобразите структурные формулы соединений:

н-гептанол

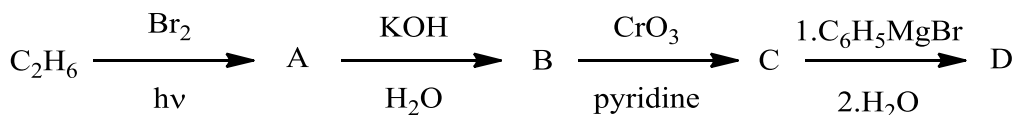
3-гидрокси-3-метилпентаналь

п-нитрофенол

2,4-диметилциклопентанон-3

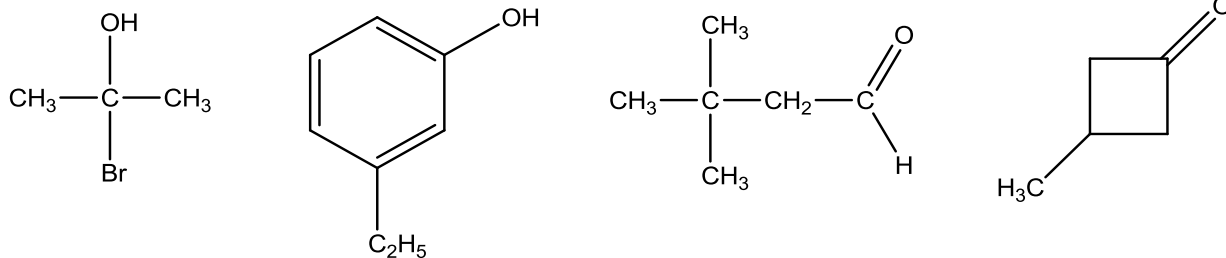
3. Получите этаналь из этилена.

4. Осуществите цепочку превращений:



Вариант 2

1. Дайте названия следующим соединениям:



2. Изобразите структурные формулы соединений:

этандиол-1,2

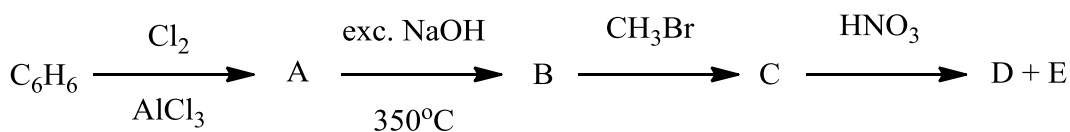
бензальдегид

м-бромфенол

циклопентанон

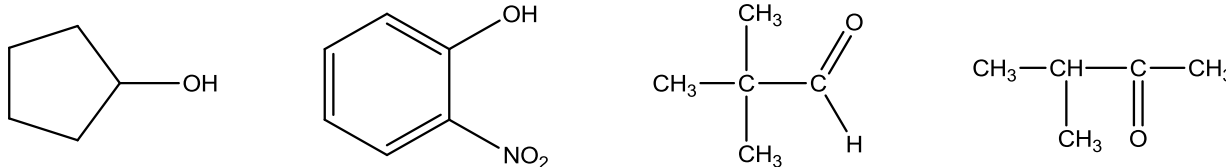
3. Получите фенол из бензола.

4. Осуществите цепочку превращений:



Вариант 3

1. Дайте названия следующим соединениям:



2. Изобразите структурные формулы соединений:

пропен-2-ол-1

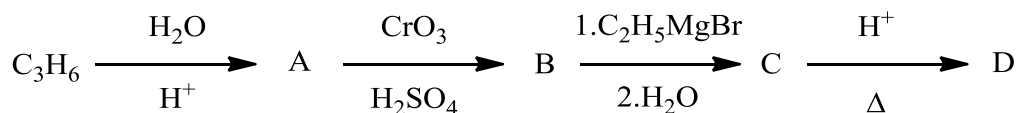
4-циклопропилбутаналь

п-метилфенол

метилфенилкетон

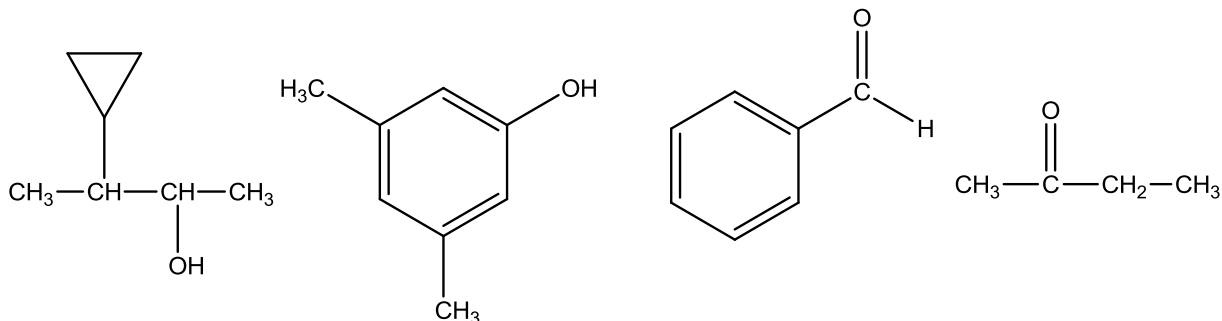
3. Получите бутанол-2 из н-бутанола.

4. Осуществите цепочку превращений:



Вариант 4

1. Дайте названия следующим соединениям:



2. Изобразите структурные формулы соединений:

трет-бутанол

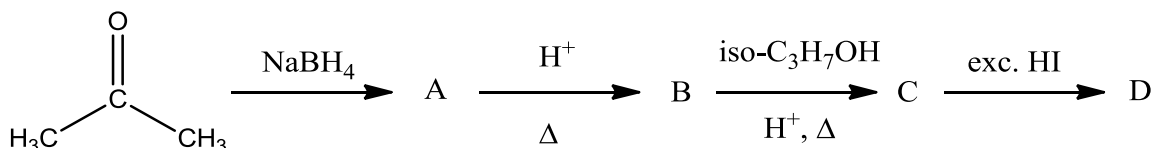
3,5-диметилфенол

пропандиаль

3-бромбутанон-2

3. Получите пропен из ацетона.

4. Осуществите цепочку превращений:

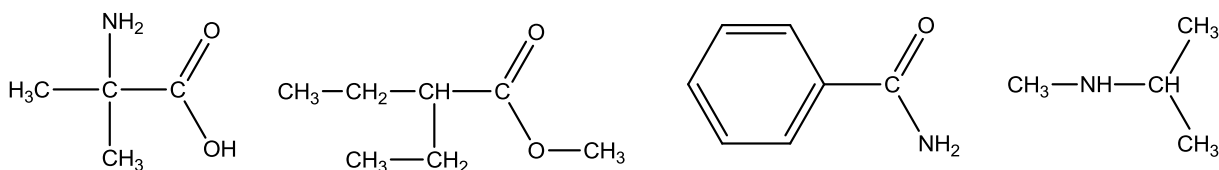


Контрольная работа к разделу 14, 15

Перечень компетенций (части компетенции), проверяемых оценочным средством:
ОК-7, ОПК-2

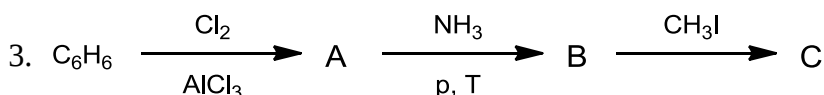
Вариант 1

1. Назовите по систематической номенклатуре:



2. Изобразите структуры следующих соединений:

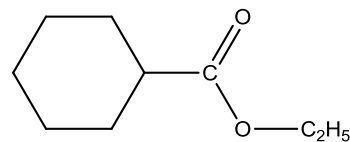
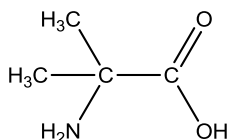
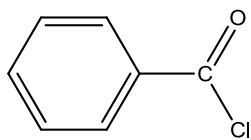
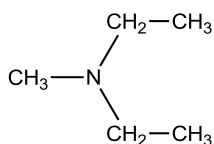
трет-бутиламин; этилпропаноат; α-аминогексановая кислота; бензоилхлорид



4. Как из уксусной кислоты получить глицин, не используя других органических реагентов?

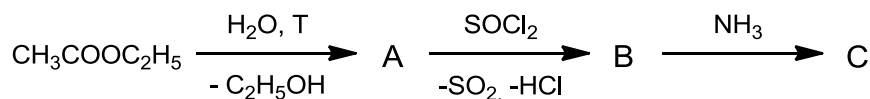
Вариант 2

1. Назовите по систематической номенклатуре:



2. Изобразите структуры следующих соединений:

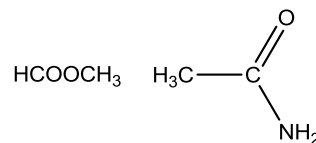
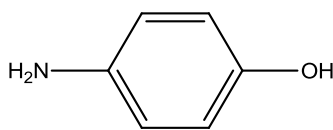
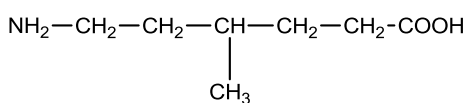
гексилацетат; амид 2-хлорбензойной кислоты; 4-аминобензойная кислота;
метилфениламин



3. Как из пропанола получить пропилпропаноат, не используя других органических реагентов?

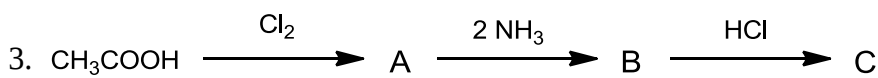
Вариант 3

1. Назовите по систематической номенклатуре:



2. Изобразите структуры следующих соединений:

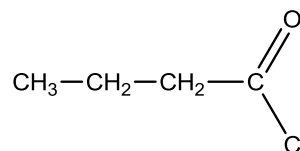
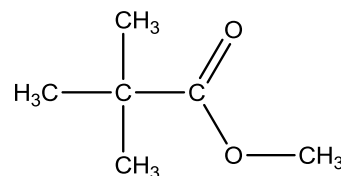
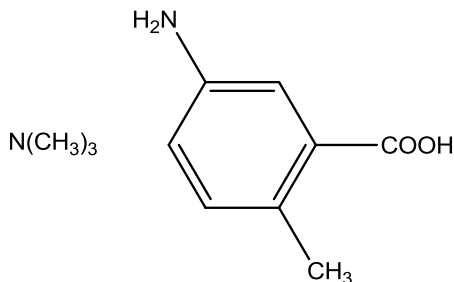
3-аминобутановая кислота; диизопропиламин; ацетилхлорид; этилформиат



4. Как из метана получить триметиламин, не используя других органических реагентов?

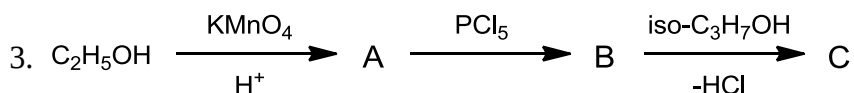
Вариант 4

1. Назовите по систематической номенклатуре:



2. Изобразите структуры следующих соединений:

ди(n-бутил)амин; глицин; ацетамид; пропилпропаноат



4. Как из этанола получить ацетилхлорид, не используя других органических реагентов?

Критерии оценки контрольных работ:

Критерии	Оценка	Уровень
Правильно решены все три задачи (в решениях может присутствовать небольшое число неточностей, не носящих принципиального характера).	«отлично»	повышенный (продвинутый) уровень
Правильно решены две задачи, третья задача решена не полностью (в решениях может присутствовать небольшое число неточностей, не носящих принципиального характера).	«хорошо»	базовый уровень
Правильно решены только две задачи, третья не решена полностью (в решениях может присутствовать небольшое число неточностей, не носящих принципиального характера).	«удовлетворительно»	пороговый уровень
Правильно решено менее двух задач либо не решена ни одна.	«неудовлетворительно»	менее 50%, уровень не сформирован

4.1. 3 Лабораторные работы

Семестр 1

Лабораторная работа №1 «Определение тепловых эффектов химических реакций (теплоты нейтрализации, теплоты гидратации)»

Лабораторная работа №2 "Электролитическая диссоциация. Кислотно-основные равновесия в водных растворах солей. Гидролиз солей. Определение pH".

Лабораторная работа №3 "Химия элементов IV-A, V-A, VI-A групп"

Лабораторная работа №4 "Химия d-элементов (Cr, Mn, Fe, Co, Ni)"

Семестр 2

Лабораторная работа № 1

Взвешивание и математическая обработка результатов измерений.

Взвешивание, обработка и представление результатов. На первом этапе любого измерения проводят стандартную процедуру, состоящую в контроле и исключении (при необходимости) аддитивной и мультипликативной систематической погрешности.

Ход работы:

1. Ознакомиться с устройством и принципом работы равноплечих аналитических весов.

2. Включить аналитические весы путем поворота рычажка для включения фиксатора измерительного механизма. В этом случае освобождаются плечи весов, и они устанавливаются на измерительной призме. Измерительный рейтер должен быть включен, и шкала должна освещаться лампочкой.

3. Установить ноль поворотом привода рейтера. Проследить, чтобы на правом плече весов на шкале разновесов были выставлены нули. В этом случае исключается

аддитивная погрешность.

4. Не выключая весов, поместить на правое плечо груз 10 мг из магазина разновесов. При этом шкала рейтера приходит в движение и должна отклониться на 10 мг с погрешностью, не превышающей неисклученную систематическую погрешность весов, которую определяют, используя минимальное деление шкалы рейтера. Если превышает, то это свидетельствует о наличии мультипликативной погрешности. Исключение этой погрешности производят, используя вертикальный корректирующий грузик, отвечающий за коэффициент усиления шкалы. При удачной коррекции убирают разновес 10 мг с правого плеча и проверяют ноль по рейтеру. В случае смещения ноля повторяют операции, постепенно приближаясь к допустимой погрешности.

5. Проведение юстировки и градуировки шкалы технохимических весов. Шкалу весов градуируют, используя набор разновесов 10-500 мг. Получают 4 точки зависимости количества делений шкалы от массы. Полагая шкалу линейной, определяют зависимость числа делений шкалы от массы с помощью метода наименьших квадратов. Используя полученную зависимость, определяют неисклученную систематическую погрешность технохимических весов.

6. Взвешивание предмета неизвестной массы на аналитических и технохимических весах. Произвести взвешивание 5 раз на аналитических и 3 раза на технохимических весах.

7. Полученный массив данных обработать метрологически, включая, при необходимости, и статистическую обработку для вычисления среднего значения, дисперсии, СКО, промахов, определения квантиля Стьюдента и нахождения абсолютной и относительной погрешности взвешивания.

8. Сравнить случайную погрешность с неисклученной систематической и по правилам сложения ошибок представить результаты взвешивания.

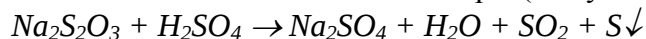
9. Провести пятикратное взвешивание предмета на высокоточных электронных весах, определить дискретность и неисклученную систематическую погрешность цифровой шкалы электронных весов. Обработать результаты метрологически и представить результаты измерения.

10. Проверить воспроизводимость результатов измерений.

Лабораторная работа №2

Зависимость скорости химических реакций от концентрации веществ и от температуры.

Скорость протекания реакции между растворами тиосульфата натрия и серной кислоты практически можно определить, фиксируя время от начала сливания растворов реагентов до начала появления осадка серы (помутнения раствора).



а.) Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. В соответствии с данными таблицы 1, в три градуированные пробирки налейте 1, 2 и 3 мл раствора тиосульфата натрия. Затем в первую пробирку добавьте 2мл дистиллированной воды, а во вторую 1 мл воды.

Таблица 1.

Номер пробирки	Объем, мл		Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $C_{\text{усл.}}$	Время появления серы, (τ) , с	Условная скорость реакции, $(V = 1/\tau)$, с^{-1}
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O			
1	1,0	2,0	1		
2	2,0	1,0	2		
3	3,0	-	3		

Таким образом, в трех пробирках будут находиться растворы тиосульфата различной концентрации. В каждую из пробирок поочередно добавьтe по 1 мл серной

кислоты и определите время до начала помутнения раствора. На основании полученных данных заполните таблицу 1.

На основании полученных данных постройте график зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (по оси абсцисс – условная концентрация тиосульфата натрия $C_{\text{усл}}$, по оси ординат – условная скорость реакции V). Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

б.) Зависимость скорости реакции от температуры. Повторите первую часть эксперимента из пункта а), предварительно подогрев пробирки с растворами тиосульфата натрия и серной кислоты примерно на 20°C в водяной бане. Отметьте время до начала помутнения.

Таблица 2.

Номер опыта	Объем, мл		$t, ^\circ\text{C}$	Время до помутнения, τ , с	Скорость реакции, $V = 1/\tau$
	Пробирка 1 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Пробирка 2 H_2O			
1	1	2	1		
2	1	2	1		

Заполните таблицу 2. Данные опыта № 1 (табл. 2) перенесите из табл. № 1. Укажите температуру, при которой проводились опыты. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Лабораторная работа №3

Приготовление растворов.

В титриметрическом анализе применяют растворы реагентов с известной концентрацией. Эти растворы называются стандартными. Существует несколько способов приготовления стандартных растворов:

б. На аналитических весах взвешивают точную навеску соответствующего вещества, растворяют ее в предварительно подготовленной мерной колбе и доводят объем раствора до метки соответствующим растворителем. Зная массу растворенного вещества и объем полученного раствора, можно вычислить молярную концентрацию и титр раствора:

$$C = \frac{m}{M \cdot V} \left[\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right], \quad T = \frac{m}{V} \left[\frac{\text{г}}{\text{мл}} \right],$$

Однако, описанный способ применим далеко не всегда – его нельзя применять для приготовления растворов таких веществ как HCl , NaOH и т.д. Например, NaOH поглощает из воздуха CO_2 и пары воды, при этом его масса меняется, поэтому количество гидроксида натрия во взятой навеске не будет точно известно.

Таким образом, для приготовления стандартных растворов могут быть использованы вещества, удовлетворяющие ряду требований:

- вещество должно быть химически чистым (не должно содержать посторонних примесей более 0,05-0,1%);
- состав вещества должен строго соответствовать формуле (например, кристаллогидраты должны содержать ровно столько воды, сколько соответствует их формулам);
- вещество должно быть устойчивым при хранении и в твердом виде, и в растворе (не разлагаться, не испаряться, не поглощать влагу и газы и т.д.);
- желательно, чтобы вещества имели достаточно высокую эквивалентную массу для предотвращения значительной погрешности при взвешивании.

Растворы, приготовленные из веществ, соответствующих указанным требованиям, называются *первичными стандартными растворами* и характеризуются точно известной концентрацией. Если вещество им не удовлетворяет, то такой раствор называют *вторичным стандартным раствором*. Его готовят сначала приблизительной концентрации, а затем оттитровывают первичным стандартным веществом и вычисляют

точную концентрацию приготовленного раствора (*стандартизируют*).

7. Для получения стандартных растворов на практике часто пользуются имеющимися в продаже «фиксаналями». Они представляют собой запаянные в стеклянную ампулу точно отвешенные количества различных твердых веществ или точно отмеренные объемы титрованных растворов, необходимые для изготовления 1 л раствора точно известной нормальности, например, 0,1 н., 0,05 н. и т.д. Приготовление стандартного раствора из фиксанала сводится к тому, чтобы количественно перенести содержимое ампулы в мерную колбу емкостью 1 л, после чего растворить вещество и полученный раствор разбавить до метки водой.

8. **Также** растворы многих веществ готовят **разбавлением концентрированных растворов**. В этом случае должны быть заданы объем разбавленного раствора, его концентрация и концентрация исходного (концентрированного) раствора. Рассчитывают необходимый для разбавления объем исходного раствора, затем отбирают рассчитанный объем, переносят в мерную колбу и доводят уровень жидкости до метки дистиллированной водой.

Лабораторная работа №4

Определение содержания карбонат- и гидрокарбонат-ионов.

Карбонат-ион является двухкислотным основанием и поэтому последовательно присоединяет два иона водорода. Пользуясь двумя индикаторами можно наблюдать две точки эквивалентности. Если титровать смесь ионов CO_3^{2-} и HCO_3^- раствором кислоты, то на кривой титрования смеси ионов кислотой наблюдается два скачка. При использовании индикатора фенолфталеин, будет оттитрован ион CO_3^{2-} до HCO_3^- . Затем раствор дотитровывают кислотой в присутствии индикатора метиловый оранжевый. При этом ион HCO_3^- (присутствующий в растворе и образовавшийся из иона CO_3^{2-}) превращается в угольную кислоту.

Ход работы:

Получите у преподавателя контрольный раствор, содержащий смесь ионов CO_3^{2-} и HCO_3^- . Бюретку заполните раствором соляной кислоты. В коническую колбу для титрования внесите мерной пипеткой 10,00 мл исследуемого раствора, добавьте 20 мл дистиллированной воды и 2 капли индикатора фенолфталеина и титруйте кислотой до исчезновения окраски от одной капли титранта. Запишите первое значение объема. В колбу с раствором, оттитрованным по фенолфталеину, добавьте 1-2 капли индикатора метилового оранжевого и продолжайте титрование (кислоту в бюретку не добавлять!) до перехода желтой окраски раствора в оранжевую. Запишите второе значение объема. Таким образом, титруют не менее трех раз. Результаты трех титрований должны отличаться друг от друга не более чем на 0,1 – 0,2 мл. Найдите средние значения и рассчитайте концентрацию веществ в анализируемом растворе по каждому веществу и их массу в г/л. Рассчитайте ошибки эксперимента. Объясните возможные причины ошибки.

Лабораторная работа №5

Определение общей жесткости воды

Жесткость воды обусловлена присутствием в ней солей кальция и магния. Ее характеризуют молярной концентрацией эквивалентов кальция и магния ($f = \frac{1}{2}$) и выражают в миллимолях на литр.

Суммарное содержание солей кальция и магния в воде определяет ее общую жесткость. Она делится на карбонатную и некарбонатную. Первая обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, которые при кипячении разлагаются:



Поэтому карбонатную жесткость называют временной жесткостью. Жесткость, остающаяся после кипячения, называется постоянной. Она обусловлена сульфатами или хлоридами кальция и магния. Сумма временной и постоянной жесткости составляет

общую жесткость. Величина общей жесткости варьирует в зависимости от типа пород и почв, слагающих бассейн водосбора, а также от сезона года. При жесткости до 4 мг-экв/л вода считается мягкой; 4 – 8 мг-экв/л – средней жесткости; 8 – 12 мг-экв/л – жесткой; более 12 мг-экв/л – очень жесткой. Величина общей жесткости в источниках централизованного водоснабжения в соответствии с требованиями СанПиН 2.1.4.2496-09 «Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества. Гигиенические требования к обеспечению безопасности систем горячего водоснабжения» допускается до 7 мг-экв/л, в отдельных случаях по согласованию с санитарно-эпидемиологическими службами – до 10 мг-экв/л. По нормам ВОЗ оптимальная жесткость питьевой воды составляет 1,0-2,0 мг-экв/л.

Определение проводят прямым титрованием пробы стандартным 0,01М раствором ЭДТА в слабощелочной среде в присутствии индикаторов эриохрома черного Т или кислого хрома синего Т.

Методика выполнения измерений:

Подготовить бюретку к титрованию: слить воду из бюретки в слив, промыть небольшим количеством раствора титранта (ЭДТА) бюретку 2-3 раза, затем наполнить бюретку раствором титранта, выпустить воздух из «носика» бюретки, долить в бюретку раствор титранта, убрать воронку из бюретки!!! и установить уровень жидкости на отметку «0» по нижнему мениску. Убедиться, что бюретка не течет!

Жесткость воды вызывается присутствием в ней солей кальция и магния. Ее характеризуют молярной концентрацией эквивалентов кальция и магния ($f = \frac{1}{2}$) и выражают в миллимолях на литр. Определение проводят прямым титрованием пробы стандартным 0,01000М раствором ЭДТА в слабощелочной среде в присутствии индикаторов эриохрома черного Т или кислого хрома синего Т.

Методика выполнения измерений:

Отобрать при помощи пипетки 25,00мл исследуемой воды и перенести в колбу для титрования (большая коническая колба!). Не выдувать из пипетки последнюю каплю жидкости!!! Затем внести в колбу 5,00мл буферного раствора с pH=10 и щепотку эриохрома черного Т, перемешать. На основание штатива положить лист белой бумаги, убедиться, что уровень жидкости в бюретке на отметке «0». Титровать рабочим раствором ЭДТА: понемногу приливать из бюретки раствор титранта, непрерывно перемешивая жидкость в колбе плавными круговыми движениями. Титрование ведут до изменения от одной избыточной капли титранта окраски с красной на синюю, причем окраска должна быть устойчивой в течение минимум 30 секунд. Записать объем титранта, пошедший на титрование. Титрование повторить 3 раза. Рассчитать жесткость.

Расчет результатов анализа. Жесткость воды (ммоль/л) рассчитывают по формуле:

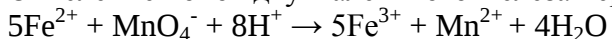
$$Ж_{общ.} = \frac{C(ЭДТА) \cdot V(ЭДТА) \cdot 2 \cdot 1000}{V(H_2O)},$$

где $V(H_2O)$ – объем воды, взятой для анализа, мл.

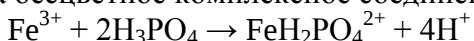
Лабораторная работа №6

Определение содержания железа.

Окисление ионов двухвалентного железа перманганатом калия идет по уравнению:



Во время титрования в растворе появляется все больше трехвалентного железа, которое в солянокислой среде окрашено в желтый цвет. Поэтому в точке эквивалентности наблюдается переход окраски от желтой к розовой, что не очень хорошо воспринимается человеческим глазом. Для увеличения резкости перехода окраски к раствору перед титрованием прибавляют фосфорную кислоту, которая образует с ионами трехвалентного железа бесцветное комплексное соединение:



Титрование двухвалентного железа лучше всего проводить в сернокислом растворе, так как при этом не происходит никаких побочных реакций. При титровании в солянокислом растворе протекает побочная реакция окисления соляной кислоты. Активные промежуточные окислы, образующиеся во время реакции перманганата с двухвалентным железом, окисляют частично соляную кислоту до хлора, часть которого выделяется из раствора в виде газа. Вследствие этого перманганата расходуется больше и результаты определения получаются завышенными.

Методика выполнения измерений:

Подготовить бюретку к титрованию: слить воду из бюретки в слив, промыть небольшим количеством раствора титранта (KMnO_4) бюретку 2-3 раза, затем наполнить бюретку раствором титранта, выпустить воздух из «носика» бюретки, долить в бюретку раствор титранта, убрать воронку из бюретки!!! и установить уровень жидкости на отметку «0» по нижнему мениску. Убедиться, что бюретка не течет!

Получить задачу в мерной колбе на 100,0 мл, записать номер задачи. Дистиллированной водой довести исследуемый раствор до метки по нижнему мениску, перемешать, перенести в колбу для задач (малая коническая колба!!). Подготовить пипетку к отбору раствора.

Подготовить пипетку к отбору раствора: пипетку опускают в колбу с исследуемым раствором почти до дна и, с помощью груши, набирают около 10,00 мл раствора (менее $\frac{1}{2}$ пипетки на глаз), затем закрывают верхнее отверстие пипетки указательным пальцем и вынимают ее из банки. Слегка наклоняя пипетку в разные стороны, ополаскивают ее раствором. Использованный раствор сливают в слив!

Отобрать при помощи пипетки 25,00 мл исследуемого раствора и перенести его в колбу для титрования (большая коническая колба!). Не выдувать из пипетки последнюю каплю жидкости!!! Затем внести в колбу 15,00 мл смеси кислот H_2SO_4 и H_3PO_4 . На основание штатива положить лист белой бумаги, убедиться, что уровень жидкости в бюретке на отметке «0». Титровать стандартизированным раствором KMnO_4 : понемногу приливать из бюретки раствор титранта, непрерывно перемешивая жидкость в колбе плавными круговыми движениями. Титрование ведут до появления от одной избыточной капли титранта бледно-розовой окраски, причем окраска должна быть устойчивой в течение минимум 30 секунд. Записать объем титранта, пошедший на титрование. Титрование повторить 3 раза. Рассчитать массу железа в исследуемой пробе. Записать уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа №7

Определение нитрат-ионов в воде.

Определение содержания нитратов представляет важную аналитическую задачу при анализе различных технологических объектов и объектов окружающей среды. Применение ионоселективных пластифицированных электродов, чувствительным элементом которых является мембрана, содержащая нитрат четвертичного аммониевого основания, позволяет быстро решить поставленную задачу.

Методика выполнения измерений:

Для построения градуировочного графика следует приготовить стандартные растворы KNO_3 с концентрациями $1 \cdot 10^{-1}$, $1 \cdot 10^{-2}$, $1 \cdot 10^{-3}$, $1 \cdot 10^{-4}$, $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Так как диапазон концентраций очень широкий и составляет несколько порядков, то приготовить самые разбавленные растворы из исходного стандартного 1 М раствора KNO_3 нельзя. В таких случаях используют метод последовательных разбавлений. Пипеткой отобрать 5,0 мл 1 М раствора KNO_3 в мерную колбу вместимостью 50,0 мл и довести раствор до метки 1% раствором алюмокалиевых квасцов. Перемешать полученный раствор, концентрация которого составит $1 \cdot 10^{-1}$ моль/л. Пипетку промыть (обязательно!), отобрать 5,0 мл приготовленного $1 \cdot 10^{-1}$ М раствора в мерную колбу вместимостью 50,0 мл, довести раствор до метки 1% раствором алюмокалиевых квасцов и перемешать. Аналогично

приготовить остальные стандартные растворы.

Измерения э.д.с. следует проводить последовательно, переходя от растворов с меньшими концентрациями к растворам с большими концентрациями. В стакан для измерений залить раствор с наименьшей концентрацией $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л, погрузить электроды в раствор на глубину не менее 1–1,5 см. Дождаться установления постоянного значения э.д.с. (в этот момент на границе «электрод – раствор» устанавливается равновесие) и записать значение в таблицу. Вынуть электроды из раствора. Промывать электроды дистиллированной водой не обязательно, так как при последующих измерениях концентрации возрастают в 10 раз. В стакан залить раствор с концентрацией $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л и провести измерение потенциала. Повторить измерения потенциала в остальных стандартных растворах. Результаты занести в таблицу:

$C_{NO_3^-}$, М	pNO_3	Э.Д.С., мВ

Затем провести отмывку электродов в дистиллированной воде до постоянного потенциала. По полученным данным строят график в координатах pNO_3 – э.д.с., мВ. Рассчитывают уравнение регрессии.

Анализируемый раствор довести его до метки 1% раствором алюмокалиевых квасцов и тщательно перемешать. Провести измерение э.д.с. таким же образом, как и для стандартных растворов. После окончания измерений промыть электроды дистиллированной водой и погрузить их в соответствующие растворы для хранения. По градуировочному графику определить pNO_3 в анализируемом растворе. Используя полученное значение, рассчитать концентрацию, а затем массу NO_3^- в анализируемом растворе (г).

Лабораторная работа №8

Спектрофотометрическое определение марганца в виде перманганат-иона

Методика определения марганца основана на измерении интенсивности полосы поглощения перманганат-иона с $\lambda=528\text{нм}$ и $\epsilon=2400$. Относительная погрешность определения марганца колеблется в пределах от $\pm 0,5\%$ до $\pm 0,2\%$.

Определению мешают ионы хлора, которые удаляют упариванием с серной кислотой, или связывают в малодиссоциирующее соединение с помощью сульфата ртути, а также окислением до Cl_2 . Допустимы крайне малые количества бромидов и йодидов. Также определению могут мешать Cr, Ni, Co, Fe и т.д. При большом содержании ионов мешающих компонентов в анализируемых объектах для учета их поглощения прибегают к построению калибровочного графика в присутствии соответствующих количеств ионов металлов.

Методика выполнения измерений:

Готовят шесть стандартных растворов, содержащих 1, 2, 3, 4, 5 и 6 мг марганца в 50мл раствора. Для этого в мерные колбы вместимостью 50мл переносят рабочий раствор соли перманганата калия объемом 1, 2, 3, 4, 5 и 6 мл, доводят до метки дистиллированной водой.

Выбор светофильтра: Раствор, имеющий среднюю концентрацию, фотометрируют относительно раствора сравнения со светофильтрами с длиной волны от 450 до 650нм поочередно, записывая результаты измерений в виде таблицы. Для дальнейшей работы выбирают светофильтр, соответствующий наибольшему светопоглощению исследуемого раствора.

Построение градуировочного графика: С выбранным светофильтром фотометрируют все растворы относительно раствора сравнения. Каждое измерение повторяют три раза и по средним значениям строят график в координатах оптическая плотность – содержание марганца. Рассчитывают уравнение регрессии.

Определение содержания марганца в растворе: Анализируемый раствор,

содержащий соль перманганата калия, доводят до метки дистиллированной водой и фотометрируют с выбранным светофильтром относительно раствора сравнения. Измерения повторяют не менее трех раз и по средним значениям.

Пользуясь графиком, находят содержание марганца в анализируемом растворе.

Лабораторная работа №9

Определение нитритов в питьевой воде фотометрическим методом

Метод определения нитритов основан на фотометрическом измерении интенсивности окраски азотосоединения розово-малинового цвета, образующегося при реакции нитритов с 1-нафтиламином и сульфаниловой кислотой (реактив Грисса) в кислой среде после водного извлечения их из исследуемых проб. Метод заключается в способности нитритов диазотировать сульфаниловую кислоту и на образовании красно-фиолетового красителя диазосоединения с 1-нафтиламином. Интенсивность окраски, пропорциональная содержанию нитритов, измеряется на фотоколориметре при длине волны 520 нм. Нижний предел обнаружения 0,003 мг/дм³ нитритов. При содержании в воде нитритов более 0,3 мг/дм³ пробу следует разбавлять. Относительная ошибка определения ± 5 %. Мешающее влияние мутности и цветности воды устраняют осветлением пробы гидроокисью алюминия.

Приготовление основного стандартного раствора

1,497 г азотистокислого натрия NaNO_2 , взвешенного с погрешностью не более 0,0005 г, растворяют в мерной колбе вместимостью 1 дм³ в небольшом количестве дистиллированной воды и доводят этой водой до метки. В 1 см³ раствора содержится 1 мг нитритов. Раствор консервируют добавлением 1 см³ хлороформа, хранят в склянке темного стекла в течение нескольких месяцев, если нет помутнения, хлопьев, осадка.

Приготовление рабочего стандартного раствора

1 см³ основного стандартного раствора помещают в мерную колбу вместимостью 1 дм³ и доводят до метки дистиллированной водой. В 1 см³ этого раствора содержится 0,001 мг нитритов. Раствор применяют свежеприготовленным.

Приготовление реактива Грисса, раствора в уксусной кислоте

10 г сухого реактива Грисса, взвешенного с погрешностью не более 0,1 г, растворяют в 100 см³ 12 %-ного раствора уксусной кислоты. Приготовление уксусной кислоты, 12 %-ного раствора

25 см³ ледяной уксусной кислоты разбавляют дистиллированной водой до 200 см³.

Проведение анализа

К 50 см³ исследуемой или осветленной пробы (или к меньшему объему, содержащему не более 0,3 мг нитритов, разбавленному дистиллированной водой до 50 см³) прибавляют 2 см³ раствора реактива Грисса, перемешивают. Через 40 мин (или через 10 мин при помещении пробы в водяную баню при температуре 50 - 60 °С) фотометрируют при длине волны 520 нм по отношению к раствору сравнения (дистиллированной воде, в которую добавлен реактив Грисса). Массовую концентрацию нитритов находят по градуировочному графику или рассчитывают по уравнению регрессии.

Построение градуировочного графика

В мерные колбы вместимостью 50 см³ вносят 0; 0,1; 0,2; 0,5; 1,0; 2,0; 5,0; 10,0; 15,0 см³ рабочего стандартного раствора и доводят объем до метки дистиллированной водой. Получают растворы с содержанием 0; 0,002; 0,004; 0,01; 0,02; 0,04; 0,10; 0,20; 0,30 мг/дм³ нитритов. Далее проводят анализ и фотометрируют, как при исследовании пробы. По полученным результатам рассчитывают уравнение регрессии или строят градуировочный график, откладывая по оси абсцисс массовые концентрации нитритов в мг/дм³, а по оси ординат соответствующие им значения оптической плотности. График должен быть прямолинейным.

Обработка результатов

Массовую концентрацию нитритов (X_1) в мг/дм³ вычисляют по формуле

$$X_1 = \frac{C \cdot 50}{V},$$

где С - массовая концентрация, найденная по градуировочному графику или рассчитанная по уравнению регрессии, мг/дм³ NO₂⁻;

V - объем пробы, взятый для анализа, см³;

50 - объем стандартного раствора, см³.

За окончательный результат анализа принимают среднее арифметическое результатов двух параллельных определений, допускаемые расхождения между которыми не должны превышать 10 %

Семестр 3

Лабораторная работа №2

Перечень компетенций (части компетенции), проверяемых оценочным средством: ОК-7, ОПК-2

Спирты, фенолы, карбонильные соединения.

Цель: исследовать химические свойства одноатомных и многоатомных спиртов, осуществить качественные реакции на гидроксильные соединения, исследовать химические свойства одноатомных и многоатомных фенолов, осуществить качественные реакции на гидроксильные соединения, исследовать химические свойства альдегидов и кетонов, осуществить качественные реакции на карбонильные соединения.

Опыт 1. Определение строения спиртов

Реактивы и материалы: реактив Лукаса; пропанол; 2-пропанол, спирт; трет-бутанол.

Берут 3 пробирки, нумеруют восковым карандашом и приливают в каждую по 2 капли спирта (в первую – пропанол, во вторую – 2-пропанол и в третью – трет-бутанол). Затем в пробирки приливают по 5 капель реактива Лукаса (хлористый цинк, растворенный в концентрированной соляной кислоте), взбалтывают содержимое пробирок и оставляют стоять 1 мин. В пробирке с пропанолом спиртом раствор остается прозрачным, раствор 2-пропанола слегка мутнеет, а в пробирке с трет-бутанолом образуется на дне маслянистая капля.

При помощи пробы Лукаса можно установить, является ли данный спирт первичным, вторичным или третичным: первичный спирт остается прозрачным, вторичный – мутнеет, а третичный вступает в химическую реакцию с образованием галогеналкила.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 2. Обнаружение присутствия воды в спирте и обезвоживание спирта.

Реактивы и материалы: этанол (ректификат); сульфат меди безводный (порошок).

В сухую пробирку помещают несколько кристаллов безводного сульфата меди и добавляют 3-4 капли этанола спирта. Смесь хорошо встряхивают и слегка нагревают. Белый порошок быстро окрашивается в голубой цвет.

Спирты содержат примесь растворенной воды. В обычном спирте-ректификате содержится около 5% воды, которую нельзя удалить перегонкой, так как ректификат является азеотропной смесью. Безводный сульфат меди, связывая воду, переходит в синий кристаллогидрат CuSO₄·5H₂O. По изменению окраски судят о наличии воды в спирте и о ходе обезвоживания спирта.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 3. Свойства изоамилового спирта

Реактивы и материалы: изоамиловый спирт; раствор йода в KI, 0,1 н.

В сухую пробирку помещают 2 капли изоамилового спирта и отмечают его запах. Изоамиловый спирт имеет специфический запах, он раздражает дыхательные пути (вызывает кашель). К 2 каплям изоамилового спирта добавляют 5 капель воды и взбалтывают. Образуется мутная жидкость – эмульсия, которая быстро расслаивается.

В пробирку со смесью изоамилового спирта и воды добавляют каплю водного раствора йода в йодистом калии и взбалтывают. Йод растворяется в изоамиловом спирте лучше, чем в воде, поэтому при встряхивании переходит из водного в спиртовой слой, окрашивая его в желтый цвет.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 4. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II)

Реактивы и материалы: глицерин; сульфат меди, 0,2 н. раствор; едкий натр, 2 н. раствор.

Помещают в пробирку 2 капли раствора сульфата меди, 2 капли раствора едкого натра и перемешивают — образуется голубой студенистый осадок гидроксида меди (II). В пробирку добавляют 1 каплю глицерина и взбалтывают содержимое. Осадок растворяется и появляется темно-синее окрашивание вследствие образования глицерата меди.

Напишите уравнения реакций.

Глицерин – трехатомный спирт. Кислотность его больше, чем одноатомных спиртов: увеличение числа гидроксильных групп усиливает кислотный характер. Глицерин легко образует глицераты с гидроксидами тяжелых металлов.

Однако способность его образовывать металлические производные (глицераты) с многовалентными металлами объясняется не столько его повышенной кислотностью, сколько тем, что при этом образуются внутрикомплексные соединения, обладающие особой устойчивостью. Соединения такого типа часто называют *хелатными* (от греческого «хела» - клешня).

Опыт 5. Окисление этанола оксидом меди(II)

Реактивы и материалы: этанол; фуксинсернистая кислота; спираль из медной проволоки, пинцет.

В сухую пробирку помещают 2 капли этанола. Держа спираль из медной проволоки пинцетом, нагревают ее в пламени горелки до появления черного налета оксида меди (II). Далее горячую спираль опускают в пробирку с этанолом. Черная поверхность спирали немедленно становится золотистой вследствие восстановления оксида меди. При этом ощущается характерный запах этанала (запах яблок).

Подтверждением образования этанала может служить цветная реакция с фуксинсернистой кислотой. В пробирку помещают 3 капли раствора фуксинсернистой кислоты и пипеткой вносят 1 каплю полученного раствора. Появляется розово-фиолетовая окраска (цветная реакция на альдегид).

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 6. Окисление этанола хромовой смесью

Реактивы и материалы: этанол; дихромат калия, 0,5 н. раствор; серная кислота, 2 н. раствор.

Окисление спиртов в лабораторных условиях чаще всего осуществляется хромовой смесью. В пробирку помещают 2 капли этанола, добавляют 1 каплю раствора серной кислоты и 2 капли раствора двуххромовокислого калия. Оранжевый раствор нагревают над пламенем горелки до начала изменения окраски на синевато-зеленую. Одновременно ощущается характерный запах этанала.

Напишите уравнения реакций.
Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 7. Получение диэтилового эфира

Реактивы и материалы: этанол, 96%-ный; серная кислота.

В сухую пробирку вносят 2 капли этанола и 2 капли серной кислоты. Смесь осторожно нагревают над пламенем горелки до побурения раствора. К горячей смеси очень осторожно добавляют еще 2 капли этанола. Ощущается характерный запах диэтилового эфира. Напишите уравнения реакций.

Реакция проходит в две стадии. Сначала спирт реагирует с серной кислотой, образуя кислый сложный эфир серной кислоты – этилсульфат, или этилсерную кислоту.

Если спирт берется в избытке, то образуется простой эфир.

Если в реакцию вступает относительно много серной кислоты и мало спирта, то при дальнейшем нагревании (до 160°C) образуется олефин. Следовательно, в зависимости от температуры реакции и количественных соотношений спирта и серной кислоты возможны два случая дегидратации: а) с образованием этиленового углеводорода (внутримолекулярная дегидротация) и б) с образованием простого эфира (межмолекулярная дегидротация).

Опыт 8. Растворение фенола в воде

Реактивы и материалы: раствор фенола.

Помещают в пробирку 2 капли раствора фенола, прибавляют 2 капли воды и взбалтывают. Образуется мутная жидкость — эмульсия фенола. Дают содержимому пробирки отстояться. После отстаивания эмульсия постепенно расслаивается: верхний слой — раствор фенола в воде, нижний — раствор воды в феноле. Фенол плохо растворим в холодной воде. Осторожно нагревают содержимое пробирки. Получается однородный раствор. При охлаждении вновь образуется мутная жидкость. При повышении температуры увеличивается растворимость как воды в феноле, так и фенола в воде, и при 68°C они смешиваются друг с другом в любых соотношениях.

Примечание. Простейший фенол C_6H_5OH представляет собой бесцветное кристаллическое вещество с характерным запахом, плавящееся при 41°C. Температура плавления фенола сильно понижается от примеси небольших количеств воды (кристаллогидрат $C_6H_5OH \cdot H_2O$ плавится при 16°C). Фенол гигроскопичен, кристаллы его при стоянии на воздухе расплываются, образуя так называемый жидкий фенол.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 9. Реакция фенола с хлоридом железа (III)

Реактивы и материалы: фенол, насыщенный водный раствор; хлорид железа (III), 0,1 н. раствор.

Помещают в пробирку 2 капли раствора фенола, добавляют 3 капли воды и 1 каплю раствора хлорида железа (III). Появляется интенсивное красно-фиолетовое окрашивание.

Фенолы с хлоридом железа в водном растворе дают цветную реакцию вследствие образования окрашенного комплексного соединения $C_6H_5OFeCl_2$ (или, точнее, окрашенного иона $C_6H_5OFe^{2+}$). Эта реакция служит для качественного открытия фенолов.

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 10. Получение 2,4,6-трибромфенола

Реактивы и материалы: фенол, водный раствор; бромная вода, насыщенный раствор.

В пробирку вносят капли бромной воды и добавляют каплю водного раствора

фенола. При этом бромная вода обесцвечивается и жидкость мутнеет вследствие образования белого осадка 2,4,6-трибромфенола. Напишите уравнения реакций.

Гидроксильная группа относится к числу наиболее сильных орто-пара-ориентантов. Реакции электрофильного замещения водорода в бензольном ядре для фенолов проходят значительно легче и в более мягких условиях, чем для бензола.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 11. Сульфирование фенола

Реактивы и материалы: фенол; серная кислота ($d=1,84$ г/см³); водяная баня.

В пробирку помещают несколько кристаллов фенола и добавляют 3 капли серной кислоты. Встряхивают содержимое пробирки: кристаллы фенола растворяются. Вносят каплю получившегося раствора в другую пробирку и добавляют 4—5 капель воды: фенол выделяется в виде муты.

Реакционную смесь в первой пробирке нагревают на кипящей водяной бане в течение 2—3 мин, затем охлаждают содержимое пробирки и выливают в пробирку с 10 каплями холодной воды. Образуется однородный раствор, почти не имеющий характерного запаха фенола.

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 12. Нитрование фенола

Реактивы и материалы: фенол, азотная кислота ($d=1,4$ г/см³), газоотводная трубка.

В пробирку помещают несколько кристалликов фенола, 2—3 капли воды и встряхивают до образования однородного раствора. В другую пробирку помещают 3 капли концентрированной азотной кислоты и 3 капли воды.

Разбавленную азотную кислоту по каплям приливают к жидкому фенолу, все время энергично встряхивая и охлаждая реакционную пробирку, — реакция идет очень энергично. Реакционную смесь выливают в пробирку с несколькими каплями воды.

Отверстие пробирки закрывают пробкой с газоотводной трубкой и отгоняют о-нитрофенол в чистую, сухую пробирку-приемник. Мутная капля жидкости в приемнике имеет характерный горько-миндальный запах о-нитрофенола. П-изомер остается в реакционной пробирке.

Гидроксильная группа — заместитель, активирующий содержащее ее ядро. Реакции замещения фенолов протекают значительно легче, чем у ароматических углеводов. Фенол нитруется разбавленной азотной кислотой, тогда как при нитровании бензола нужна смесь концентрированных азотной и серной кислот.

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 13. Цветные реакции многоатомных фенолов с хлоридом железа

Реактивы и материалы: 1%-ные растворы пирокатехина, резорцина, гидрохинона, пиросаллола; хлорид железа $FeCl_3$, 0,1 н. раствор.

В одну пробирку вносят 3 капли раствора пирокатехина, в другую — 3 капли раствора резорцина, в третью — гидрохинона и в четвертую — пиросаллола. В каждую из пробирок добавляют по 1 капле раствора хлорида железа. При этом в первой пробирке появляется зеленое окрашивание, во второй — фиолетовое, в третьей — зеленое, моментально переходящее в желтое, и в четвертой — красное.

Одновременно с образованием фенолятов хлорид железа действует на фенолы и как окислитель. Появление быстро изменяющейся зеленой окраски в пробирке с гидрохиноном указывает на то, что при окислении гидрохинона в хинон образуется промежуточное соединение одной молекулы гидрохинона с одной молекулой хинона, так называемый хингидрон.

Заметить зеленую окраску можно только в первый момент попадания капли хлорида железа в раствор гидрохинона при рассматривании на белом фоне. Окраска становится заметнее при насыщенном растворе гидрохинона и более слабом растворе хлорида железа.

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 14. Цветные реакции многоатомных фенолов с хлоридом железа на фильтровальной бумаге

Реактивы и материалы: 1%-ные растворы пирокатехина и пирогаллола, хлорид железа FeCl_3 , 0,1 н. раствор, фильтровальная бумага.

На полоску фильтровальной бумаги (3x7 см) наносят по 1 капле раствора пирокатехина и пирогаллола. Когда капли расплывутся, в центр каждого пятна помещают по капле раствора хлорида железа (III) — продукты окисления распределяются в виде концентрических колец, т.е. удается наблюдать распределительную хроматографию на бумаге.

Полученную хроматограмму приложите к рабочему журналу.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 15. Цветная реакция на альдегиды с фуксинсернистой кислотой

Реактивы и материалы: формальдегид, 40%-ный водный раствор; этаналь; фуксинсернистая кислота.

В две пробирки помещают по 2 капли раствора фуксинсернистой кислоты и добавляют в одну из них 2 капли раствора формальдегида, в другую — 2 капли этанала. Раствор фуксинсернистой кислоты при добавлении раствора формальдегида постепенно окрашивается в фиолетовый цвет, при добавлении этанала — в розово-фиолетовый цвет.

Опыт 16. Самоокисление водных растворов формальдегида

Реактивы и материалы: формальдегид, 40%-ный водный раствор, метиловый красный, раствор.

В пробирку помещают 2—3 капли раствора формальдегида и добавляют 1 каплю индикатора метилового красного. Раствор принимает красную окраску, что указывает на кислую реакцию.

Альдегиды очень легко окисляются. В водных растворах они могут окисляться до кислоты за счет кислорода другой молекулы альдегида, восстанавливая ее в спирт — происходит реакция окислительного восстановления.

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 17. Окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»)

Реактивы и материалы: формальдегид, 40%-ный водный раствор; аммиак, 2 н. раствор; нитрат серебра, 0,2 н. раствор.

В чистую пробирку вводят 2 капли раствора нитрата серебра и прибавляют каплю аммиака. Образующийся бурый осадок гидроксида серебра растворяют, добавляя избыток (1—2 капли) раствора аммиака. Затем прибавляют каплю раствора формальдегида и медленно подогревают содержимое пробирки над пламенем горелки. При осторожном нагревании содержимое пробирки буреет и на ее стенках может выделиться серебро в виде блестящего зеркального налета (комплексный ион металла восстанавливается до металлического серебра). Альдегид окисляется до кислоты, которая образует аммониевую соль.

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 18. Окисление альдегидов гидроксидом меди (II)

Реактивы и материалы: формальдегид, 40%-ный водный раствор; сульфат меди CuSO_4 , 0,2 н. раствор; едкий натр, 2 н. раствор.

В пробирку помещают 4 капли раствора едкого натра, разбавляют 4 каплями воды и добавляют 2 капли раствора сульфата меди (II). К выпавшему осадку гидроксида меди (II) прибавляют 1 каплю раствора формальдегида и взбалтывают содержимое пробирки. Нагревают над пламенем горелки до кипения только верхнюю часть раствора так, чтобы нижняя часть оставалась для контроля холодной. В нагретой части пробирки выделяется желтый осадок гидроксида меди (I) (CuOH), переходящий в красный оксид меди (I) (Cu_2O), а иногда на стенках пробирки выделяется даже металлическая медь.

Напишите уравнения реакций.

Повторите этот опыт, заменив раствор формальдегида раствором этанала.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 19. Реакция бензальдегида с гидросульфитом натрия

Реактивы и оборудование: бензальдегид; гидросульфит натрия (насыщенный раствор; водяная баня).

В пробирку помещают 3 капли бензойного альдегида, добавляют 5 капель насыщенного раствора гидросульфита натрия и энергично встряхивают смесь. Образуются кристаллы гидросульфитного соединения.

Затем к смеси добавляют 6 капель воды и помещают пробирку в горячую водяную баню. Кристаллы быстро исчезают, в растворе появляются маслянистые капли, ощущается характерный запах бензальдегида. Химизм процесса:

При нагревании в водном растворе гидросульфитное соединение легко разлагается на исходные вещества.

Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте вывод по работе.

Опыт 20. Получение ацетона из уксуснокислого натрия

Реактивы и оборудование: уксуснокислый натрий, обезвоженный; соляная кислота, концентрированная; газоотводная трубка с пробкой.

В сухую пробирку помещают около 0,1 г обезвоженного уксуснокислого натрия CH_3COONa (высота слоя должна быть около 3 мм). Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой, нижний конец которой опускают в пробирку с 6—8 каплями воды. Держа пробирку с уксуснокислым натрием в горизонтальном положении, нагревают ее в пламени горелки. Пары ацетона конденсируются в воде, находящейся во второй пробирке. Ощущается характерный запах ацетона.

После остывания первой пробирки добавляют в нее каплю концентрированной соляной кислоты. Происходит сильное вспенивание вследствие выделения двуокси углерода. Напишите уравнения реакций.

Опыт 21. Цветная реакция на ацетон с нитропруссидом натрия

Реактивы и оборудование: ацетон, раствор; нитропруссид натрия, 0,5 н. раствор; уксусная кислота, 2 н. раствор; едкий натр, 2 н. раствор; предметное стекло.

На предметное стекло наносят каплю раствора нитропруссид натрия, 2 капли воды и 1 каплю водного раствора ацетона. При добавлении капли раствора едкого натра смесь окрашивается в красный цвет, который от добавления 1 капли раствора уксусной кислоты принимает вишнево-красный оттенок.

Опыт 22. Реакция ацетона с гидросульфитом натрия

Реактивы и оборудование: ацетон; гидросульфит натрия, насыщенный раствор,

соляная кислота, 2 н. раствор; микроскоп; предметное стекло; запаянный капилляр.

На предметное стекло наносят 2 капли насыщенного раствора бисульфита натрия, добавляют 1 каплю ацетона и размешивают концом запаянного капилляра. Вскоре начинает выпадать кристаллический осадок гидросульфитного соединения ацетона. Предметное стекло переносят под микроскоп и рассматривают кристаллы. Кристаллы гидросульфитного соединения ацетона представляют собой неправильной формы четырехугольные таблички (рис. 1)



Рисунок 1 – Кристаллы гидросульфитного соединения ацетона

Добавляют к осадку каплю раствора соляной кислоты — осадок гидросульфитного соединения ацетона растворяется.

Напишите уравнения реакций.

Реакцию широко используют для отделения карбонильных соединений от веществ, с которыми гидросульфит натрия не вступает в реакцию. Продукты присоединения гидросульфита натрия при обработке слабой щелочью или разбавленной кислотой (HCl, H₂SO₄) разлагаются, образуя исходные карбонильные соединения.

Карбонильные соединения относятся к числу весьма реакционноспособных органических веществ. Их химические свойства связаны с особенностями электронного строения карбонильной группы. Связь между атомом углерода и атомом кислорода вследствие большой электроотрицательности кислорода по сравнению с углеродом сильно полярна за счет смещения электронной плотности π -связи к кислороду. Сильная поляризация связи C=O в карбонильных соединениях ведет к тому, что на кислороде сосредотачивается отрицательный заряд, а на карбонильном углероде — положительный. Полярность карбонильной группы определяет и ее реакции. Большинство реакций карбонильных соединений — это реакции, в которых положительно заряженный карбонильный углерод — электрофильный центр молекулы — взаимодействует с нуклеофильными реагентами. Реакция присоединения бисульфита натрия к карбонильной группе относится к реакциям, проходящим по механизму нуклеофильного присоединения.

Опыт 23. Получение йодоформа из ацетона

Реактивы и материалы: ацетон; раствор йода в йодиде калия; едкий натр, 2 н. раствор.

Помещают в пробирку 3 капли раствора йода в йодистом калии и 5 капель раствора едкого натра. Раствор обесцвечивается. К обесцвеченному раствору иодноватистокислого натрия добавляют 1 каплю ацетона. Мгновенно без нагревания выпадает желтовато-белый осадок с характерным запахом йодоформа.

Напишите уравнения реакций.

Реакция очень чувствительная и используется для открытия ацетона (йодоформная проба на ацетон).

Критерии оценивания лабораторных работ:

Критерии оценивания лабораторных работ:

Критерии	Оценка	Уровень
Студент самостоятельно или в составе малой группы выполнил лабораторную	«зачтено»	пороговый уровень

работу, предусмотренную учебным планом, а также дает ответы на вопросы по этой работе при ее защите преподавателю.		
Студент не выполнил лабораторную работу, либо не способен ответить на вопросы при ее защите.	«не зачтено»	уровень не сформирован

4.2 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

4.2.1 Вопросы для подготовки к экзамену

1. Термодинамические системы. Внутренняя энергия системы, работа, теплота.
2. Первый закон термодинамики. Теплоты процессов при постоянном объёме и при постоянном давлении. Энтальпия.
3. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса.
4. Следствия из закона Гесса. Стандартные состояния и стандартные теплоты образования веществ.
5. Второй закон термодинамики. Энтропия. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.
6. Факторы, способствующие росту энтропии. Третий закон термодинамики.
7. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Направление протекания химических реакций.
8. Понятие средней и истинной скорости химической реакции. Закон действующих масс и границы его применения.
9. Порядок реакции. Молекулярность реакции. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
10. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие катализа.
11. Ферментативный катализ.
12. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие.
13. Константа равновесия и факторы на нее влияющие. Выход реакции.
14. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
15. Гомогенные и гетерогенные системы. Фазы. Виды растворов. Растворимость.
16. Способы выражения концентрации растворов.
17. Идеальные и реальные растворы. Сольватация. Растворение как физико-химический процесс.
18. Тепловые эффекты процесса растворения. Кристаллогидраты. Промежуточное положение растворов между веществами и смесями.
19. Зависимость растворимости от температуры и давления. Закон Генри. Диффузия.
20. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
21. Закон Рауля и следствия из него.
22. Коллигативные свойства растворов и границы их применения. Изотонический коэффициент.
23. Роль осмоса в биологических системах и в медицине. Гипотонические и гипертонические растворы.
24. Теория электролитической диссоциации и ее основные положения. Степень

диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

25. Ионная сила раствора. Активность. Закон Дебая-Хюккеля.
26. Роль электролитов в процессе жизнедеятельности.
27. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
28. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Интервалы значений pH для жидкостей организма.

29. Протолитическая теория. Протолитические равновесия в растворах.
30. Амфолиты. Ионный гидролиз. Константа гидролиза.
31. Конкурентные реакции в растворах электролитов.
32. Расчет pH кислот, оснований и солей.
33. Гетерогенные равновесия "осадок-раствор". Произведение растворимости.

Растворимость труднорастворимых электролитов.

34. Условия осаждения труднорастворимых веществ и их растворения.

Конкуренция за общий ион.

35. Окислительно-восстановительные реакции(ОВР). Редокс-системы.

Основные типы ОВР.

36. Стандартный электродный потенциал и факторы на него влияющие.

Уравнение Нернста. Водородный электрод.

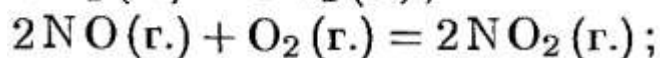
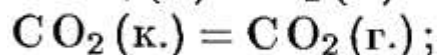
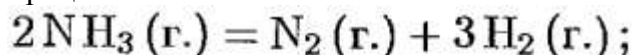
37. Гальванический элемент(Cu-Zn). ЭДС гальванического элемента.
38. Правила записи гальванических элементов. Отличия гальванического элемента от электролизной ячейки.

39. Работа, энергия Гиббса, константа равновесия редокс-реакций. Определение направления самопроизвольного протекания редокс-процессов.

40. Биологическое значение окислительно-восстановительных процессов
41. Распространенность химических элементов в природе.
42. Роль элементов-органогенов и их соединений в живых системах.
43. Макро- и микроэлементы в среде и организме человека.
44. Металлы жизни их роль в организме.

Задачи на экзамен

1. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов:

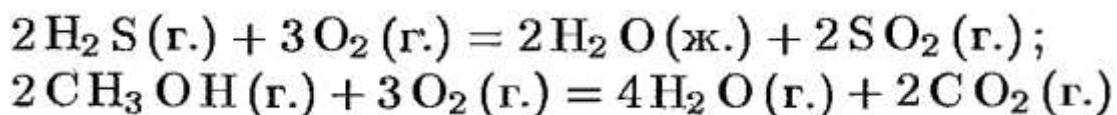


2. Обратимая реакция описывается уравнением $\text{A}(\text{г.}) + \text{B}(\text{г.}) = 2\text{C}(\text{г.})$ Смешали по 1 моль всех веществ. После установления равновесия смеси обнаружено 1,5 моль вещества С. Найти константу равновесия (объем реакционной системы считать постоянным и равным 1л).

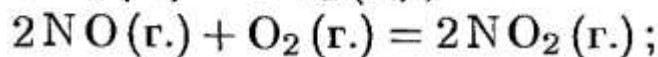
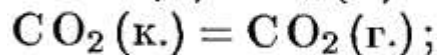
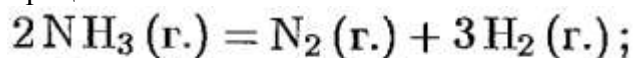
3. Обратимая реакция описывается уравнением $\text{A}(\text{г.}) + 2\text{B}(\text{г.}) = \text{C}(\text{г.})$ Смешали по 2 моль всех веществ. После установления равновесия смеси обнаружено 2,5 моль вещества С. Найти константу равновесия. (объем реакционной системы считать постоянным и равным 1л)

4. Во сколько раз нужно увеличить давление, чтобы скорость элементарной одностадийной реакции $2\text{A} + 2\text{B} = 2\text{AB}$ в закрытом сосуде возросла в 256 раз? Определите порядок реакции по веществу А, по веществу В и суммарный(общий) порядок реакции.

5. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов:



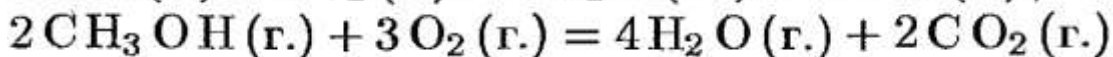
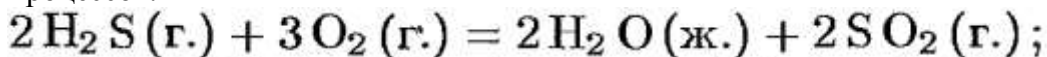
6. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов:



7. При стандартных условиях тепловой эффект реакции образования CCl_4 из графита равен 103,3 кДж/моль, а тепловой эффект реакции образования CCl_4 из алмаза равен 105,6 кДж/моль. Чему равна тепловой эффект превращения графита в алмаз при стандартных условиях?

8. Рассчитайте тепловой эффект реакции перехода графита в алмаз, если известно, что тепловой эффект реакции образования CO_2 из графита равен 393,5 кДж/моль, а тепловой эффект реакции образования CO_2 из алмаза равен 395,4 кДж/моль.

9. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов:



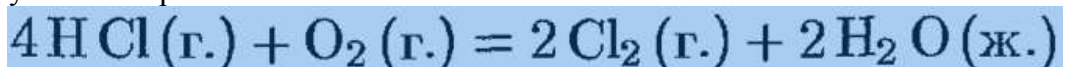
10. Установить, возможно ли протекание реакции в стандартных условиях при 25°C:



Рассчитать тепловой эффект реакции при стандартных условиях, определить экзо- или эндотермическая реакция.

11. Во сколько раз нужно увеличить давление, чтобы скорость элементарной одностадийной реакции $2\text{A} + \text{B}_2 = 2\text{AB}$ в закрытом сосуде возросла в **1000** раз? Определите порядок реакции по веществу А, по веществу B_2 и суммарный(общий) порядок реакции.

12. Установить, возможно ли протекание реакции в стандартных условиях при 25°C:



Рассчитать тепловой эффект реакции при стандартных условиях, определить экзо- или эндотермическая реакция.

13. Рассчитать концентрацию ионов CH_3COO^- в растворе, 0,5 л которого содержит 0,05 моль CH_3COOH и 0,5 моль HCl , считая диссоциацию последней полной. Константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$

14. Сколько миллилитров 80%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 (плотность = 1,7 г/мл) нужно взять для приготовления 800 мл 1М раствора?

15. Сколько миллилитров концентрированного раствора HNO_3 (плотность = 1,21 г/мл), содержащего 30% (по массе) HNO_3 , нужно взять для приготовления 700 мл 0,5М раствора?

16. Рассчитать концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе муравьиной кислоты HCOOH , если к 1 л этого раствора добавить 1 моль соли HCOONa ? Считать, что соль полностью диссоциирована. Объем раствора после добавления соли считать неизменным. Константа диссоциации муравьиной

кислоты равна $1,4 \cdot 10^{-4}$

17. К соляной кислоте объемом 250 мл с концентрацией 0,1 моль/л добавили 40 мл раствора азотной кислоты с концентрацией 0,05 моль/л. Вычислите pH получившегося раствора.

18. Рассчитайте pH раствора, полученного смешением раствора KOH с концентрацией 0,02 моль/л и объемом 20 мл с раствором NaOH с концентрацией 0,05 моль/л и объемом 10 мл.

19. Чему равна растворимость MnS в 0,005 М растворе Na_2S . $\text{PP}(\text{MnS}) = 2,5 \cdot 10^{-10}$

20. Чему равна растворимость AgI в 0,01М растворе NaI. $\text{PP}(\text{AgI}) = 1,1 \cdot 10^{-16}$

21. Бромная вода – часто используемый в лабораторной практике реактивов. Какие из перечисленных ионов можно окислить бромной водой: а) золота(I); б) олова (II); в) кобальта (II)?

22. Можно ли окислить ион Fe^{2+} перманганат-ионом MnO_4^- , который при восстановлении в кислом растворе превращается в ион Mn^{2+} (состояния веществ – стандартные)? Составьте уравнения окислительно-восстановительной реакции и рассчитайте константу равновесия реакции при 298 К.

Образец экзаменационного билета

Министерство образования и науки Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Кубанский государственный университет»
факультет Химии и высоких технологий
кафедра Общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в
химии
направление подготовки 06.03.01 Биология

Билет №

По дисциплине «Химия»

1. Первый закон термодинамики. Теплоты процессов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Энтальпия.
2. Буферные растворы. Буферная емкость. Буферные системы организма.
3. Сколько миллилитров концентрированного раствора HNO_3 (плотность = 1,21 г/мл), содержащего 30% (по массе) HNO_3 , нужно взять для приготовления 700 мл 0,5М раствора?

Зав. кафедрой

Буков Н.Н.

4.2.2 Вопросы к зачёту 2 семестр

1. Константы химического равновесия, выраженные через концентрации, активности компонентов равновесной системы, связь между ними. Зависимость константы химического равновесия от температуры, принцип Ле Шателье.

2. Жидкие растворы. Способы выражения состава раствора (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента). Эквивалент, фактор эквивалентности.

3. Отклонения растворов от идеальности, причины. Понятие об активности,

коэффициенте активности, мольной доли.

9. Электролитическая диссоциация. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации, связь со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда). Диссоциация воды. Водородный показатель.

10. Расчет pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.

11. Буферные растворы, примеры, расчет pH, объяснение буферного действия, буферная емкость. Буферные растворы в живых организмах.

12. Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури, сопряженные пары кислот и оснований, применение к реакциям в водном растворе.

13. Строение комплексных соединений. Константы устойчивости. Хелатные соединения.

14. Окислительно-восстановительные реакции. Уравнение Нернста. Стандартный и формальный потенциалы. Связь константы равновесия со стандартными и формальными потенциалами. Направление окислительно-восстановительной реакции.

15. Отбор проб гомогенного и гетерогенного состава. Способы получения средней пробы твердых, жидких и газообразных веществ. Основные способы перевода пробы в форму, необходимую для данного вида анализа.

16. Метрологические основы химического анализа. Систематические и случайные погрешности. Основные характеристики метода анализа: правильность и воспроизводимость, коэффициент чувствительности, предел обнаружения, нижняя и верхняя границы определяемых содержаний. Статистическая обработка результатов измерений.

17. Титриметрический анализ. Кислотно-основное титрование. Кривые титрования. Выбор индикатора.

18. Комплексонометрическое титрование. Металлоиндикаторы.

19. Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия. Иодометрия.

20. Сущность потенциометрического метода анализа. Привести уравнение Нернста для окислительно-восстановительной пары и пояснить смысл входящих в него величин.

21. Измерительные электроды и электроды сравнения. Чем отличаются измерительные электроды от электродов сравнения; приведите примеры.

22. Сущность метода прямой потенциометрии. Способы перехода от аналитического сигнала к концентрации.

23. Потенциометрическое титрование. Способы определения конечной точки титрования. Какие электроды применяют в качестве измерительных и электродов сравнения в методах кислотно-основного и окислительно-восстановительного титрования.

24. Классификация ионообменных электродов. Стекланные электроды.

25. Металлические электроды первого и второго рода. Приведите примеры. Напишите уравнения реакций, протекающих на хлорсеребряном и серебряном электродах и уравнения Нернста, описывающие потенциалы этих электродов.

26. Взаимодействие электромагнитного излучения с веществом в ультрафиолетовой и видимой областях спектра. Закон Бугера – Ламберта – Бера.

27. Причины отклонения от закона Бугера – Ламберта – Бера.

28. Принципиальная схема фотоэлектроколориметра и спектрофотометра. Основные отличия характеристик фотоэлектроколориметра от спектрофотометра в видимой и ультрафиолетовой областях спектра.

29. Основные приемы перехода от аналитического сигнала к концентрации в методе прямой спектрофотометрии.

30. Общая характеристика метода спектрофотометрии.

4.2.3 Вопросы к зачёту 3 семестр

1. Предмет органической химии. Теория химического строения А. М. Бутлерова. Изомерия.
2. Строение атома углерода. Типы гибридизации. Геометрия органических молекул.
3. Электронные эффекты. Нуклеофилы и электрофилы. Кислоты и основания Брёнстеда и Льюиса.
4. Классификация углеводородов. Алканы: номенклатура, способы получения, физические свойства.
5. Химические свойства алканов. Реакции радикального замещения. Процессы нефтепереработки: крекинг, риформинг.
6. Алкены. Номенклатура, химические свойства, способы получения, геометрическая изомерия.
7. Алкины. Номенклатура, химические свойства, способы получения.
8. Алкадиены. Классификация диеновых соединений. Номенклатура, химические свойства, способы получения.
9. Арены. Критерии ароматичности, правило Хюккеля. Номенклатура и способы получения аренов.
10. Реакции ароматического электрофильного замещения. Правила ориентации. Активирующие и дезактивирующие заместители.
11. Спирты. Классификация, номенклатура и способы получения.
12. Физические и химические свойства спиртов. Простые эфиры. Фенолы.
13. Альдегиды. Номенклатура, химические свойства, способы получения.
14. Кетоны. Номенклатура, химические свойства, способы получения.
15. Карбоновые кислоты. Номенклатура, химические свойства, способы получения.
16. Способы получения производных карбоновых кислот: сложных эфиров, амидов, ангидридов, галогенангидридов. Жиры, мыла.
17. Аминокислоты. Классификация, номенклатура. Амфотерность АК, их реакции по amino- и карбоксигруппам.
18. Белки. Типы структур белка. Качественные реакции на белки.
19. Углеводы. Классификация, стереоизомерия.
20. Химические свойства углеводов. Функции полисахаридов в живых организмах.

4.2.4 Вопросы к зачёту 4 семестр

Вопросы для подготовки к зачёту:

1. Поясните основные положения теории Аррениуса.
2. Ионизация воды. Ионное произведение воды.
3. Расчет pH в растворах сильных и слабых кислот и оснований
4. Перечислите основные допущения теории Дебая – Хюккеля.
5. Что такое ионная атмосфера?
6. Активность, коэффициент активности.
7. Факторы, влияющие на коэффициент активности
8. Равновесие между раствором и осадком труднорастворимого электролита.
9. Как связаны между собой удельная электропроводность растворов электролитов и эквивалентная электропроводность электролитов в растворе?
10. Что называют числом переноса иона в растворе?
11. Окислительно-восстановительные реакции, важнейшие окислители, восстановители.

12. Восстановление перманганат-иона в кислой, щелочной и нейтральной средах
13. Восстановление хромат- и бихроматионов в щелочной, кислой и нейтральной средах.
14. Количественная оценка окислительно-восстановительной способности веществ.
15. Электродные потенциалы. Стандартный электродный потенциал полуреакции.
16. Что такое ЭДС гальванического элемента?
17. Классификация электродов и электрохимических цепей.
18. Ионный обмен. Виды ионообменников.
19. Биологические мембраны. Виды, структура, функции.
20. Диффузионный потенциал, потенциал Доннана.
21. Роль биологических мембран в живых организмах.

Критерии экзаменационной оценки по дисциплине

При оценке учитываются следующие качественные показатели ответов:

Оценка «отлично» выставляется студенту, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, правильно обосновывает принятое решение, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических задач.

Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.

Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических работ.

Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет практические задания.

Критерии оценивания зачёта:

Оценка	Описание
Зачтено (продвинутый уровень)	ответ полный и правильный на основе изученных теорий, материал изложен в определённой логической последовательности, при этом допускаются несущественные ошибки в ответах на теоретические вопросы или в решении задачи, которые студент может исправить по указанию преподавателя
Зачтено (пороговый уровень)	ответ полный, но при этом допущена существенная ошибка или ответ неполный, несвязный, частично освоены умения применять теоретические знания при решении практических проблем

Не зачтено	ответ обнаруживает незнание основного содержания учебного материала
------------	---

Оценочные средства для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья выбираются с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.

- при необходимости инвалидам и лицам с ограниченными возможностями здоровья предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене;
- при проведении процедуры оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья предусматривается использование технических средств, необходимых им в связи с их индивидуальными особенностями;
- при необходимости для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья и инвалидов процедура оценивания результатов обучения по дисциплине может проводиться в несколько этапов. Процедура оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по дисциплине (модулю) предусматривает предоставление информации в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

- в печатной форме увеличенным шрифтом,
- в форме электронного документа.
- Для лиц с нарушениями слуха:
- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

5. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины (модуля)

5.1 Основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия М.: Юрайт, 2014. - 900 с.
2. Общая химия. Теория и задачи: Учебное пособие [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Н.В. Коровин [и др.]. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2017. — 492 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/97169>. — Загл. с экрана.

Для освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья имеются издания в электронном виде в электронно-библиотечных системах «Лань» и (или) «Юрайт».

5.2 Дополнительная литература:

1. Пузаков С.А., Попков В.А., Филиппова А.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: Высшая школа, 2004. - 255 с.
2. Васильев В.П., Кочергина Л.А., Орлова Т.Д. Аналитическая химия. Сборник вопросов, упражнений и задач. М.: Дрофа, 2006. 319 с.
3. Кристиан Г. Аналитическая химия: в 2 т. Т. 2/ пер. с англ. А. В. Гармаша и др. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2009. 504 с.

4. Кристиан Г. Аналитическая химия: в 2 т. Т. 1/пер. с англ. А. В. Гармаша, Н. В. Колычевой, Г. В. Прохоровой. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2009. 623 с.
5. Лупейко, Т.Г. Введение в общую химию: учебник / Т.Г. Лупейко; Ростов- на-Дону, 2010. 232 с. То же [Электронный ресурс]. URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=241121>

5.3. Периодические издания:

Журнал общей химии, Журнал неорганической химии, Координационная химия, Журнал аналитической химии, Заводская лаборатория, Аналитика и контроль.

6. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)

1. Интернет сайты ведущих государственных ВУЗов и научных организаций РФ: МГУ, СПбГУ, РХТУ, НГУ, КубГУ, РАН РФ и др.
2. Зарубежные ведущие научные и учебные центры: NBS USA, MTI UK, ChLab Japan, NSRDS и др.
3. Химический каталог: химические ресурсы Рунета <http://www.ximicat.com/>
4. Портал фундаментального химического образования России <http://www.chemnet.ru>
5. Химик: сайт о химии для химиков <http://www.xumuk.ru/>
6. Химический сервер <http://www.Himhelp.ru>

7. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

При подготовке к лекционному занятию студентам рекомендуется:

- 1) просмотреть записи предыдущей лекции и восстановить в памяти ранее изученный материал;
- 2) бегло просмотреть материал предстоящей лекции, с целью лучшего усвоения нового материала;
- 3) самостоятельно проработать отдельные фрагменты темы прошлой лекции, если это необходимо.

При конспектировании лекционного материала студентам нужно стремиться кратко, схематично, последовательно и логично фиксировать основные положения, выводы, обобщения и формулировки, не пытаясь записать весь преподаваемый материал слово в слово. При подготовке к лабораторному занятию рекомендуется:

- 1) внимательно изучить материал предстоящей работы и составить план ее выполнения;
- 2) уделить повышенное внимание экспериментальным особенностям предстоящей работы (используемым реактивам и оборудованию, а также технике работы с ними);

Выполнять лабораторную работу необходимо аккуратно и последовательно, отражая все ее основные этапы в лабораторном журнале. Для успешной защиты лабораторной работы необходимо тщательно изучить лекционный и, если это необходимо, дополнительный теоретический материал по теме работы, а также правильно заполнить лабораторный журнал, сделав все необходимые расчеты и сформулировав выводы по проделанной работе.

Самостоятельная работа наряду с аудиторной представляет одну из важнейших

форм учебного процесса. Самостоятельная работа – это планируемая работа студентов, выполняемая по заданию и при методическом руководстве преподавателя, но без его непосредственного участия. Самостоятельная работа предназначена не только для овладения представленной дисциплиной, но и для формирования навыков работы вообще, в учебной, научной, профессиональной деятельности, способности принимать на себя ответственность, самостоятельно решать возникающие проблемы, находить правильные решения и т.д.

№	Вид СРС	Организация деятельности студента Форма контроля
1	2	3
1.	Изучение теоретического материала	Работа с конспектом лекций, а также с рекомендуемой основной и дополнительной литературой по заданной теме, ознакомление с периодическими изданиями и ресурсами сети Интернет. Форма контроля – устный опрос.
2.	Подготовка к текущему контролю	Изучение теоретического материала, необходимого для успешной защиты лабораторных работ, выполнения тестовых работ и других видов текущего контроля. Форма контроля – все виды текущего контроля.

В освоении дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья большое значение имеет индивидуальная учебная работа (консультации) – дополнительное разъяснение учебного материала.

Индивидуальные консультации по предмету являются важным фактором, способствующим индивидуализации обучения и установлению воспитательного контакта между преподавателем и обучающимся инвалидом или лицом с ограниченными возможностями здоровья.

В освоении дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья большое значение имеет индивидуальная учебная работа (консультации) – дополнительное разъяснение учебного материала.

Индивидуальные консультации по предмету являются важным фактором, способствующим индивидуализации обучения и установлению воспитательного контакта между преподавателем и обучающимся инвалидом или лицом с ограниченными возможностями здоровья.

Указания к составлению отчётов о выполнении работы

Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе следует заносить в рабочий журнал, отражающий всю работу студента. На обложке или на первой странице журнала должны быть написаны фамилия студента, его инициалы, номер группы и название практикума. Записи в журнале производят только чернилами, лаконично, аккуратно, непосредственно после проведения опыта. Запись должна содержать:

1. Дату выполнения работы.
2. Название темы и название опыта
3. Последовательность проведения операций опыта.
4. Описание условий проведения опыта.
5. Рисунок или схему используемого прибора.
6. Уравнения всех происходящих в опытах реакций.

7. Изменение окраски веществ, выделение и характер осадка.
8. Расчеты, проводимые при выполнении работы.
9. Ответы на поставленные в руководстве вопросы.
10. Выводы.

Рекомендуется для рабочего журнала взять общую тетрадь в клетку. Отчет по лабораторной работе оформляется на двух развернутых листах тетради по следующей форме:

Лабораторная работа №

Тема:

	Название опыта	Условия опыта	Наблюдения	Уравнения реакций	Выводы

Отчеты должны быть аккуратными, краткими, отображать наиболее существенные моменты и выводы опыта.

8. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю)

8.1 Перечень информационных технологий.

— Использование электронных презентаций при проведении лекционных занятий.

8.2 Перечень необходимого программного обеспечения

В процессе подготовки используется программное обеспечение для программы для работы с текстом (*Microsoft Word*), построения таблиц и графиков (*Microsoft Word, Excel*), создания и демонстрации презентаций (*Microsoft Power Point*).

Microsoft Windows 8, 10 (№77-АЭФ/223-ФЗ/2017 Соглашение Microsoft ESS 72569510 от 3.11.2017)

Microsoft Office Professional Plus (№77-АЭФ/223-ФЗ/2017 Соглашение Microsoft ESS 72569510 от 3.11.2017).

Microsoft Windows 8, 10 (№73-АЭФ/223-ФЗ/2018 Соглашение Microsoft ESS 72569510 от 06.11.2018)

Microsoft Office Professional Plus (№73-АЭФ/223-ФЗ/2018 Соглашение Microsoft ESS 72569510 от 06.11.2018).

8.3 Перечень необходимых информационных справочных систем

1. Справочно-правовая система «Консультант Плюс» (<http://www.consultant.ru>)
2. Электронная библиотечная система eLIBRARY.RU (<http://www.elibrary.ru/>)
3. Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов. URL: <http://fcior.edu.ru/>.
4. Российский образовательный портал. URL: <http://www.school.edu.ru/>

9. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

№	Вид работ	Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля) и оснащенность
1	Лекции	Учебная аудитория № 322С для проведения занятий лекционного типа Учебная мебель, доска – 1 шт., экран - 1 шт., проектор - 1 шт., ноутбук - 1 шт., наборы тематических слайдов.
2	Лабораторные работы	Учебная лаборатория № 430С Учебная и специализированная мебель, комплекты лабораторного оборудования, лабораторной посуды и наборы реактивов. Учебная лаборатория № 439С Учебная и специализированная мебель, комплекты лабораторного оборудования, лабораторной посуды и наборы реактивов.
3	Групповые (индивидуальные) консультации,	Учебная аудитория № 416 для проведения групповых и индивидуальных консультаций Учебная мебель. Учебная аудитория № 426 для проведения групповых и индивидуальных консультаций Учебная мебель.
4	Текущий контроль, промежуточная аттестация	Учебная аудитория № 413 для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации Учебная мебель. Учебная аудитория № 426 для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации Учебная мебель.
5	Самостоятельная работа	Помещения для самостоятельной работы № 108 С, № 109 С. Оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет», программой экранного увеличения и обеспечены доступом в электронную информационно-образовательную среду университета.