

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:

ФИО: Комарова Светлана Юрьевна

Должность: Проректор по образовательной деятельности

Дата подписания: 08.02.2024 11:59:15

Уникальный программный ключ:

43ba42f5deae4116bbfcb9ac98e39108051227ad1add207cbee4149f3098d7a

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования**

«Омский государственный аграрный университет имени П.А.Столыпина»

Агротехнологический факультет

ОПОП по направлению 35.03.01 Лесное дело

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

по освоению учебной дисциплины

Б1.О.08 Химия

Направленность (профиль) – «Лесное хозяйство»

Обеспечивающая преподавание дисциплины кафедра -

Математических и естественнонаучных дисциплин

Разработчик,
канд.с.-х. наук, доцент

М.Н. Кожевина

СОДЕРЖАНИЕ

Введение
1. Место учебной дисциплины в подготовке бакалавра
2. Структура учебной работы, содержание и трудоёмкость основных элементов дисциплины
2.1. Организационная структура, трудоёмкость и план изучения дисциплины
2.2. Содержание дисциплины по разделам
3. Общие организационные требования к учебной работе обучающегося, условия допуска к зачету и экзамену
3.1. Организация занятий и требования к учебной работе обучающегося
3.2. Общие указания по изучению дисциплины
3.3. Формы контроля
3.3.1 Условия допуска к зачету по дисциплине
3.3.2 Условия допуска к экзамену
4. Лекционные занятия
5. Лабораторные занятия по курсу и подготовка обучающегося к ним
6. Общие методические рекомендации по изучению отдельных тем дисциплины
7. Общие методические рекомендации по оформлению и выполнению отдельных видов ВАРС
7.1. Рекомендации по выполнению индивидуального задания
7.1.1. Шкала и критерии оценивания
7.2. Рекомендации по самостоятельному изучению тем
7.2.1. Шкала и критерии оценивания
8. Входной контроль и текущий (внутрисеместровый) контроль хода и результатов учебной работы обучающегося
8.1. Вопросы для входного контроля
8.1.1. Шкала и критерии оценивания
8.2. Текущий контроль успеваемости
8.2.1. Шкала и критерии оценивания
9. Промежуточная (семестровая) аттестация обучающихся
9.1 Нормативная база проведения промежуточной аттестации обучающихся по результатам изучения дисциплины
9.2. Основные характеристики промежуточной аттестации обучающихся по итогам изучения дисциплины
9.4 Перечень примерных вопросов к экзамену
10. Информационное и методическое обеспечение учебного процесса по дисциплине

ВВЕДЕНИЕ

1. Настоящее издание является основным организационно-методическим документом учебно-методического комплекса по дисциплине в составе основной профессиональной образовательной программы высшего образования (ОПОП ВО). Оно предназначено стать для них методической основой по освоению данной дисциплины.

2. Содержательной основой для разработки настоящих методических указаний послужила Рабочая программа дисциплины, утвержденная в установленном порядке.

3. Методические аспекты развиты в учебно-методической литературе и других разработках, входящих в состав УМК по данной дисциплине.

4. Доступ обучающихся к электронной версии Методических указаний по изучению дисциплины, обеспечен в информационно-образовательной среде университета.

При этом в электронную версию могут быть внесены текущие изменения и дополнения, направленные на повышение качества настоящих методических указаний.

Уважаемые обучающиеся!

Приступая к изучению новой для Вас учебной дисциплины, начните с вдумчивого прочтения разработанных для Вас кафедрой специальных методических указаний. Это поможет Вам вовремя понять и правильно оценить ее роль в Вашем образовании.

Ознакомившись с организационными требованиями кафедры по этой дисциплине и соизмерив с ними свои силы, Вы сможете сделать осознанный выбор собственной тактики и стратегии учебной деятельности, уберечь самих себя от неразумных решений по отношению к ней в начале семестра, а не тогда, когда уже станет поздно. Используя эти указания, Вы без дополнительных осложнений подойдете к промежуточной аттестации по этой дисциплине. Успешность аттестации зависит, прежде всего, от Вас. Ее залог – ритмичная, целенаправленная, вдумчивая учебная работа, в целях обеспечения которой и разработаны эти методические указания.

1. Место учебной дисциплины в подготовке выпускника

Учебная дисциплина относится к дисциплинам ОПОП университета, состав которых определяется вузом и требованиями ФГОС.

Цель дисциплины – формирование у студентов логического, химического мышления, приобретение и развитие навыков лабораторного эксперимента, способствующих решению частных проблем физико-механического и биологического направлений в процессе дальнейшего профессионального обучения, а также для решения научных и производственных задач в будущей профессиональной деятельности.

В ходе освоения дисциплины обучающийся должен:

иметь целостное представление о роли химии в создании современной естественно - научной картины мира;

владеть: навыками выполнения основных химических лабораторных операций;

знать: основные химические понятия и законы, основные химические элементы и их соединения, сведения о свойствах неорганических и органических соединений;

уметь: устанавливать взаимосвязи между строением вещества и его химическими свойствами, использовать основные химические законы и свойства веществ в лабораторной и производственной практике.

1.1.Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в результате освоения учебной дисциплины:

Компетенции, в формировании которых задействована дисциплина		Код и наименование индикатора достижений компетенции	Компоненты компетенций, формируемые в рамках данной дисциплины (как ожидаемый результат ее освоения)		
код	наименование		знать и понимать	уметь делать (действовать)	владеть навыками (иметь навыки)
1			2	3	4
Общепрофессиональные компетенции					
ОПК-1	Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических и естественных наук с применением информационно-коммуникационных технологий;	ИД-1 _{ОПК-1} Использует основные законы естественно-научных дисциплин для решения стандартных задач в области лесного хозяйства	Знает основные химические понятия и законы, основные химические элементы и их соединения, сведения о свойствах неорганических и органических соединений	Умеет использовать химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ при решении стандартных задач в области лесного хозяйства	Владеет навыками выполнения основных химических лабораторных операций

1.2. Описание показателей, критериев и шкал оценивания и этапов формирования компетенций в рамках дисциплины

Индекс и название компетенции	Код индикатора достижений компетенции	Индикаторы компетенции	Показатель оценивания – знания, умения, навыки (владения)	Уровни сформированности компетенций				Формы и средства контроля формирования компетенций
				компетенция не сформирована	минимальный	средний	высокий	
				Оценки сформированности компетенций				
				2	3	4	5	
				Оценка «неудовлетворительно»	Оценка «удовлетворительно»	Оценка «хорошо»	Оценка «отлично»	
				Характеристика сформированности компетенции				
				Компетенция в полной мере не сформирована. Имеющихся знаний, умений и навыков недостаточно для решения практических (профессиональных) задач	Сформированность компетенции соответствует минимальным требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков в целом достаточно для решения практических (профессиональных) задач	Сформированность компетенции в целом соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в целом достаточно для решения стандартных практических (профессиональных) задач	Сформированность компетенции полностью соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в полной мере достаточно для решения сложных практических (профессиональных) задач	
Критерии оценивания								
ОПК-1	ИД-1 _{ОПК-1}	Полнота знаний	Знает основные химические понятия и законы, основные химические элементы и их соединения, сведения о свойствах неорганических и органических соединений	Обучающийся не знает основные химические понятия и законы, основные химические элементы и их соединения, сведения о свойствах неорганических и органических соединений	Знает основные понятия, законы, методы и модели химических систем из разделов общей химии. Имеет знания о свойствах основных видов химических веществ и классов химических объектов, но не усвоил их детали. В ответах на вопросы есть неточности, допускает ошибки в решении экспериментальных задач	Свободно ориентируется в основных понятиях фундаментальных разделов общей химии. Правильно применяет теоретические положения при решении практических задач, но допускает малозначительные неточности	В совершенстве знает базовые положения фундаментальных разделов общей химии. Все задания выполнены полностью, грамотно оформлены и не содержат ошибок	Учебное портфолио. Экзаменационные вопросы
		Наличие умений	Умеет использовать химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся не умеет использовать химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся не уверенно использует химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся допускает незначительные ошибки при использовании химических законов и сведений о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применении удобрений и пестицидов	Обучающийся свободно использует химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Учебное портфолио. Экзаменационные вопросы
		Наличие навыков	Владеет навыками применения химических законов и сведений о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся не владеет навыками применения химических законов и сведений о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся владеет навыками применения химических законов и сведений о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся владеет навыками применения химических законов и сведений о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся владеет навыками применения химических законов и сведений о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	

		(владение опытом)	ками выполнения ос- новных химиче- ских лаборато- рных операций	навыками выполнения основных химических ла- бораторных операций	навыками выполнения основных лаборато- рных операций (раство- рение, фильтрование, нагревание и.т.д);	навыками выполнения основных лабораторных операций и использо- вания лабораторного обо- рудования при проведе- нии химических исследо- ваний;	навыками обработки результатов эксперимента, сравне- ния их с данными ли- тературы и интерпре- тации результатов химических исследова- ний	Опрос; выполне- ние лаборато- рных работ
--	--	-------------------	--	---	---	---	---	--

1.2. Описание показателей, критериев и шкал оценивания и этапов формирования компетенций в рамках дисциплины

2.1. Описание показателя, критериев и шкал оценивания и статус формирования компетенции в рамках дисциплины								
Индекс и название компетенции	Код индикатора достижений компетенции	Индикаторы компетенции	Показатель оценивания – знания, умения, навыки (владения)	Уровни сформированности компетенций				Формы и средства контроля формирования компетенций
				компетенция не сформирована	минимальный	средний	высокий	
				Оценки сформированности компетенций				
				Не зачтено		Зачтено		
				Характеристика сформированности компетенции				
				Компетенция в полной мере не сформирована. Имеющихся знаний, умений и навыков недостаточно для решения практических (профессиональных) задач	1. Сформированность компетенции соответствует минимальным требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков в целом достаточно для решения практических (профессиональных) задач. 2. Сформированность компетенции в целом соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в целом достаточно для решения стандартных практических (профессиональных) задач. 3. Сформированность компетенции полностью соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в полной мере достаточно для решения сложных практических (профессиональных) задач.			
Критерии оценивания								
ОПК-1	ИД-1 _{ОПК}	Полнота знаний	Знает основные химические понятия и законы, основные химические элементы и их соединения, сведения о свойствах неорганических и органических соединений	Обучающийся не знает основные химические понятия и законы, основные химические элементы и их соединения, сведения о свойствах неорганических и органических соединений	1. Знает основные понятия, законы, методы и модели химических систем из разделов общей химии. Имеет знания о свойствах основных видов химических веществ и классов химических объектов, но не усвоил их детали. В ответах на вопросы есть неточности, допускает ошибки в решении экспериментальных задач. 2. Свободно ориентируется в основных понятиях фундаментальных разделов общей химии. Правильно применяет теоретические положения при решении практических задач, но допускает малозначительные неточности. 3. В совершенстве знает базовые положения фундаментальных разделов общей химии. Все задания выполнены полностью, грамотно оформлены и не содержат ошибок.			Учебное портфолио, заключительное тестирование (по результатам освоения дисциплины)
		Наличие умений	Умеет использовать химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	Обучающийся не умеет использовать химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов	1. Не уверенно использует химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов. 2. Допускает незначительные ошибки при использовании химических законов и сведений о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применении удобрений и пестицидов. 3. Свободно использует химические законы и сведения о свойствах органических и неорганических веществ, при обосновании приёмов регулирования питания растений, применения удобрений и пестицидов.			Учебное портфолио, заключительное тестирование (по результатам освоения дисциплины)
		Наличие навыков (владение опытом)	Владеет навыками выполнения основных химических лабораторных операций	Обучающийся не владеет навыками выполнения основных химических лабораторных операций	1. Владеет навыками выполнения основных лабораторных операций (растворение, фильтрование, нагревание и т.д.); 2. Владеет навыками выполнения основных лабораторных операций и использования лабораторного оборудования при проведении химических исследований. 3. Владеет навыками обработки результатов эксперимента, сравнения их с данными литературы и интерпретации результатов химических исследований			Опрос; выполнение лабораторных работ

2. Структура учебной работы, содержание и трудоёмкость основных элементов дисциплины

2.1 Организационная структура, трудоёмкость и план изучения дисциплины

Вид учебной работы	Трудоёмкость, час			
	семестр, курс*			
	очная форма		заочная форма	
	1 сем.	2 сем.	1 курс (зимняя сессия)	1 курс (летняя сессия)
1. Аудиторные занятия, всего	30	46		
- лекции	16	20		
- практические занятия (включая семинары)		2		
- лабораторные работы	14	24		
2. Внеаудиторная академическая работа	42	62		
2.1 Фиксированные виды внеаудиторных самостоятельных работ:	10	10		
Выполнение и сдача/защита индивидуального/группового задания в виде**				
- индивидуальные задания	10	10		
2.2 Самостоятельное изучение тем/вопросов программы	10	12		
2.3 Самоподготовка к аудиторным занятиям	14	26		
2.4 Самоподготовка к участию и участие в контрольно-оценочных мероприятиях , проводимых в рамках текущего контроля освоения дисциплины (за исключением учтённых в пп. 2.1 – 2.2):	8	14		
3. Получение зачёта по итогам освоения дисциплины				
3. Подготовка и сдача экзамена по итогам освоения дисциплины		36		
ОБЩАЯ трудоёмкость дисциплины:	Часы	72	144	
	Зачётные единицы	2	4	

Примечание:
* – **семестр** – для очной и очно-заочной формы обучения, **курс** – для заочной формы обучения;
** – КР/КП, реферата/эссе/презентации, контрольной работы (для обучающихся заочной формы обучения), расчетно-графической (расчетно-аналитической) работы и др.;

2.2. Укрупнённая содержательная структура учебной дисциплины и общая схема её реализации в учебном процессе

Номер и наименование раздела дисциплины. Укрупнённые темы раздела		Трудоёмкость раздела и её распределе- ние по видам учебной работы, час.						Форма рубежного кон- троля по разделу	№№ компетенций, на формирование кото- рых ориентирован раздел	
		Общая	Аудиторная работа			ВАРС				
			всего	лекции	занятия		всего			фиксирован- ные виды
				практические (всех форм)	лабора- торные					
1		2	3	4	5	6	7	8	9	10
Очная форма обучения										
I семестр										
1	Основные химические понятия и зако- ны	10	4			4	6		Тест	ОПК – 1
	1.1 Предмет и задачи химии, ее связь с другими науками.	2					2			
	1.3 Основные классы неорганических соединений.	8	4			4	4			
2	Строение вещества.	22	10	6		4	12		Тест	ОПК – 1
	2.1 Строение атома.	7	3	2		1	4			
	2.2 Периодический закон и периодиче- ская система Д.И.Менделеева.	7	3	2		1	4			
	2.3 Химическая связь.	8	4	2		2	4			
3	Общие закономерности протекания химических реакций.	14	6	4		2	8		Тест	ОПК – 1
	3.1 Основы термохимии.	7	3	2		1	4			
	3.2 Химическая кинетика.	7	3	2		1	4			
4	Растворы.	26	10	6		4	16		Тест	ОПК – 1
	4.1 Способы выражения концентрации растворов.	14	4	2		2	10	10		
	4.2 Электролитическая диссоциация.	6	3	2		1	3			
	4.3 Гидролиз солей.	6	3	2		1	3			

	Итого	72	30	16		14	42	10		
	Промежуточная аттестация								зачет	
II семестр										
5	Комплексные соединения.	6	4	2		2	2		Тест	ОПК – 1
	Электрохимические процессы.	8	4	2		2	4			
6	6.1. Окислительно-восстановительные реакции.	8	4	2		2	4			
	7.1 Введение в аналитическую химию.	12	6	2		4	6		Тест	ОПК – 1
	Основные понятия и предмет аналитической химии.	2,5	0,5	0,5			2			
	Понятие о качественном анализе. Методы качественного анализа.	3	1	1			2			
	Классификация ионов.	6,5	4,5	0,5		4	2		Тест	ОПК – 1
	7.2 Введение в количественный анализ.	22	14	6		8	8			
	Гравиметрический анализ.	6	4	2		2	2			
7	Титриметрический анализ.	16	10	4		6	6		Тест	ОПК – 1
	Метод нейтрализации.									
	Редоксиметрия.									
	Перманганатометрия.								Тест	ОПК – 1
	Комплексонометрия.									
	7.3 Физико-химические методы анализа.	6					6			
	Потенциометрия.	2					2		Тест	ОПК – 1
	Спектрофотометрия.	2					2			
	Хроматография.	2					2			
	8.1 Введение в органическую химию	20	6	2	2	2	14	10	Тест	ОПК – 1
	Пространственное строение органических соединений.	9,5	1,5	0,5	0,5	0,5	8	10		
	Изомерия органических соединений.	3,5	1,5	0,5	0,5	0,5	2			
	Электронные эффекты заместителей.	3,5	1,5	0,5	0,5	0,5	2		Тест	ОПК – 1
	Типы органических реакций.	3,5	1,5	0,5	0,5	0,5	2			
	8.2 Кислородсодержащие органические соединения.	10	4	2		2	6			
	Арены. Спирты. Фенолы.	5	2	1		1	3		Тест	ОПК – 1
	Альдегиды и кетоны. Карбоновые кислоты. Эфиры простые и сложные.	5	2	1		1	3			
	8.3 Липиды. Углеводы.	10	4	2		2	6			
8	Классификация.	3	1	0,5		0,5	2		Тест	ОПК – 1
	Строение, распространение в природе. Значение в процессе жизнедеятельности растений.	3	1	0,5		0,5	2			
	Физико-химические свойства.	4	2	1		1	2			
	8.4 Аминосоединения.	10	4	2		2	6		Тест	ОПК – 1
	Амины, аминокислоты, амиды кислот.	2,5	0,5	0,5			2			
	Аминокислоты.	2,5	0,5	0,5			2			
	Белки.	5	3	1		2	2		Тест	ОПК – 1
	8.5 Полимеры.	4					4			
	Способы получения.	2					2			
	Химические свойства.	2					2			
	Итого по дисциплине	108	46	20	2	24	62	10		
	Итого по дисциплине	203	12	6		6	191	20		9

3. Общие организационные требования к учебной работе обучающегося

3.1. Организация занятий и требования к учебной работе обучающегося

Организация занятий по дисциплине носит циклический характер. По трем разделам предусмотрена взаимоувязанная цепочка учебных работ: лекция – самостоятельная работа обучающихся (аудиторная и внеаудиторная). На занятиях студенческая группа получает задания и рекомендации.

Для своевременной помощи обучающимся при изучении дисциплины кафедрой организуются индивидуальные и групповые консультации, устанавливается время приема выполненных работ.

Учитывая статус дисциплины к её изучению предъявляются следующие организационные требования:

- обязательное посещение обучающимся всех видов аудиторных занятий;
- ведение конспекта в ходе лекционных занятий;
- качественная самостоятельная подготовка к практическим занятиям, активная работа на них;
- активная, ритмичная самостоятельная аудиторная и внеаудиторная работа обучающегося в соответствии с планом-графиком, представленным в таблице 2.4; своевременная сдача преподавателю отчетных документов по аудиторным и внеаудиторным видам работ;

- в случае наличия пропущенных обучающимся занятиям, необходимо получить консультацию по подготовке и оформлению отдельных видов заданий.

Для успешного освоения дисциплины, обучающемуся предлагаются учебно-информационные источники в виде учебной, учебно-методической литературы по всем разделам.

3.2 Условия допуска к формам контроля

В рамках изучения дисциплины предусмотрены две формы контроля:

- по итогам первого семестра – зачет;
- по итогам второго семестра – экзамен.

3.2.1 Условия допуска к зачету

Зачет является формой контроля, который выставляется обучающемуся согласно «Положения о текущем контроле успеваемости, промежуточной аттестации обучающихся по программам высшего образования (бакалавриат, специалитет, магистратура) и среднего профессионального образования в ФГБОУ ВО Омский ГАУ, выполнившему в полном объеме все перечисленные в п.2-3 требования к учебной работе, прошедшему все виды тестирования, сдавшему индивидуальное задание. Зачет выставляется по итогам 1 учебного семестра. В случае не полного выполнения указанных условий по уважительной причине, студенту могут быть предложены индивидуальные задания по пропущенному учебному материалу.

3.2.2 Условия допуска к экзамену

Экзамен является формой контроля, который выставляется обучающемуся согласно «Положения о текущем контроле успеваемости, промежуточной аттестации обучающихся по программам высшего образования (бакалавриат, специалитет, магистратура) и среднего профессионального образования в ФГБОУ ВО Омский ГАУ, выполнившему в полном объеме все перечисленные в п.2-3 требования к учебной работе, прошедший все виды тестирования, выполнения индивидуального задания на положительную оценку. В случае не полного выполнения указанных условий по уважительной причине, студенту могут быть предложены индивидуальные задания по пропущенному учебному материалу.

4. Лекционные занятия

Для изучающих дисциплину читаются лекции в соответствии с планом, представленным в таблице 3.

Таблица 3 - Лекционный курс

Номер раздела	Лекции	Тема лекции. Основные вопросы темы	Трудоемкость по разделу, час.		Применяемые интерактивные формы
			Очная форма	Заочная форма	
		I семестр			
2	1	Тема: Строение атома.	6		Лекция-визуализация
		1) Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа.			
		2) Принцип наименьшей энергии атома: запрет Паули, правило Хунда, правило Клечковского. Электронные формулы многоэлектронных атомов.			
	2	3) Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Систематика химических элементов.			
		4) Периодически изменяющиеся характеристики атомов и свойства элементов			
	3	Тема: Химическая связь и строение молекул.			
		1) Основные типы химической связи.			
		2) Ковалентная связь.			
		3) Основные положения метода валентных связей (ВС)			
3	4	Тема: Основы термодинамики	4		Лекция-визуализация
		1) Термодинамическая система, термодинамические потенциалы, функции. Изменение термодинамических функций при химических процессах.			
		2) Первый и второй законы термодинамики.			
	5	Тема: Общие закономерности протекания химических реакций.			
		1) Гомогенные и гетерогенные химические процессы. Скорость и механизм реакций. Зависимость скорости реакций от различных факторов.			
		2) Химическое равновесие. Константа химического равновесия, Принцип Ле-Шателье.			
4	6-8	Тема: Растворы.	6		Лекция-визуализация
		1) Общая характеристика.			
		2) Способы выражения концентрации растворов.			
		3) Дисперсные системы. Коллоиды и коллоидные рас-			

		творы.					
		4) Теория электролитической диссоциации.					
		5) Гидролиз солей.					
			16				
		II семестр					
5	1	Тема: Комплексные соединения. 1) Классификация и Номенклатура комплексных соединений. 2) Особенности строения, химической связи и диссоциации. 3) Понятие о константе нестойкости и константе устойчивости.	2		Лекция-визуализация		
6	2	Тема: Окислительно-восстановительные реакции 1) Основные понятия, классификация ОВ реакций 2) Способы уравнивания ОВ реакций: метод электронного баланса, метод полуреакций 3) Влияние среды на протекание ОВ реакций. 4) ОВ потенциал.	2		Лекция-визуализация		
7	3	Тема: Введение в аналитическую химию. 1) Основные понятия и предмет аналитической химии. 2) Понятие о качественном анализе. Методы качественного анализа. 3) Классификация ионов.	2		Лекция-визуализация		
		Тема: Введение в гравиметрический анализ. 1) Методы, приборы, посуда. Аналитические весы. 2) Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков.	2		Лекция-визуализация		
			Тема: Титриметрический анализ. 1) Основные понятия и расчетные формулы. 2) Метод нейтрализации. Тема: Редоксиметрия. Комплексонометрия. 1) ОВ потенциал. Направление окислительно-восстановительных реакций. 2) Перманганатометрия. 3) Общая характеристика методов. 4) Трилонометрия.	6		Лекция-визуализация	
		5-6					
	7-8			Тема: Введение в органическую химию 1) Теория химического строения А.М. Бутлерова и номенклатура органических соединений. 2) Пространственное строение органических соединений. 3) Изомерия органических соединений. 4) Типы химических связей в органических соединениях. 5) Электронные эффекты заместителей. 6) Типы органических реакций.	2		Лекция-визуализация
				9	Тема: Липиды. Углеводы. 1) Распространение в природе, биологическая роль, классификация. 2) Физико-химические свойства. 3) Оптическая изомерия и таутомерия. Проекционные формулы Фишера, перспективные формулы Хеуорса.	2	
			10		Тема: Аминосоединения. 1) Классификация, функциональная группа. 2) Амины, аминокислоты, амиды кислот. Представители и их значение. Мочевина, ее использование в сельском хозяйстве. 3) Аминокислоты. Классификация, изомерия, номенклатура. Распространение в природе. Заменяемые и незаменимые аминокислоты. Способы получения и физико-химические свойства аминокислот. 4) Белки. Определение, классификация, распространение в природе, значение в процессе жизнедеятельности животных и растительных организмов. Физические и химические свойства белков.	2	
				20			
Общая трудоёмкость лекционного курса				36		х	
Всего лекций по учебной дисциплине:		час	Из них в интерактивной форме:		час		
- очная форма обучения		36	- очная форма обучения		5		
- заочная форма обучения			- заочная форма обучения		-		
Примечания:							
- материально-техническое обеспечение лекционного курса – см. Приложение 6.							

- обеспечение лекционного курса учебной, учебно-методической литературой и иными библиотечно-информационными ресурсами и средствами обеспечения образовательного процесса – см. Приложения 1 и 2

5. Примерный тематический план практических занятий по разделам дисциплины

Номер		Тема занятия/ Примерные вопросы на обсуждение (для занятий в формате семинарских)	Трудоёмкость по разделу, час.		Используемые интерактивные формы	Связь занятия с ВАРС*
раздела (модуля)	занятия		Очная/ очно- заочная форма	заочная форма		
1	2	3	4	5	6	7
8		Тема: Классификация, номенклатура и изомерия органических соединений.	2	-		ОСП
		1) Типы номенклатуры (тривиальная, рациональная, систематическая).				
		2) Виды изомерии (структурная, пространственная, межклассовая)				
Всего практических занятий по учебной дисциплине:			час	Из них в интерактивной форме:		час
- очная / очно - заочная форма обучения				- очная / очно - заочная форма обучения		
- заочная форма обучения				- заочная форма обучения		
* Условные обозначения: ОСП - предусмотрена обязательная самоподготовка к занятию; УЗ СРС - на занятии выдаётся задание на конкретную ВАРС; ПР СРС - занятие содержательно базируется на результатах выполнения студентами конкретной ВАРС; ...						
Примечания: - материально-техническое обеспечение практических занятий – см. Приложение 6 - обеспечение практических занятий учебной, учебно-методической литературой и иными библиотечно-информационными ресурсами и средствами обеспечения образовательного процесса – см. Приложения 1 и 2						

6. Лабораторные занятия по дисциплине и подготовка к ним

Лабораторные занятия по курсу проводятся в соответствии с планом, представленным в таблице 4.

Таблица 4 - Примерный тематический план лабораторных занятий по разделам учебной дисциплины

Номер			Тема лабораторной работы	Трудоемкость ЛР, час.		Связь с ВАРС		Применяемые инте- рактивные формы
раздела *	лабораторного занятия	лабораторной работы (ЛР)				Предусмотрена самоподготовка к занятию +/-	Защита отчёта о ЛР во внеаудиторное время +/-	
				очная форма	заочная форма			
1	2	3	4	5	6	7	8	9
			I семестр					
1	1	1	Входной контроль. Основные классы неорганических соединений (основания и кислоты)	2		+	-	Учебное портфо- лио
	2	2	Основные классы неорганических со- единений (соли)	2		+	-	Учебное портфо- лио
2	3	3	Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева.	2		+	-	Учебное портфо- лио
			Химическая связь: ковалентная, ион- ная, металлическая, водородная.	2		+	-	Учебное портфо- лио
3	4	4	Энергетика химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Расчеты по термодинамическим уравнениям.	2		+	-	Учебное портфо- лио
	5	5	Основные представления химической кинетики и равновесия. Зависимость скорости химических ре-	2		+	-	Учебное портфо- лио

			акций от концентрации и температуры.					
4	6	6	Приготовление растворов. Способы выражения концентрации растворов	2		+	-	Учебное портфолио
	7	7	Теория электролитической диссоциации. Ионообменные реакции.	2		+	-	Учебное портфолио
Итого				14				
			II семестр					
5	1	1	Комплексные соединения	2		+	-	Учебное портфолио
6	2	2	Окислительно-восстановительные реакции	2		+	-	Учебное портфолио
7	3	3	Реакции открытия катионов.	2		+	-	Учебное портфолио
	4	4	Реакции открытия анионов. Идентификация сухой соли.	2		+	-	Учебное портфолио
	5	5	Гравиметрический анализ. Определение количества влаги в веществах.	2		+	-	Учебное портфолио
	6	6	Ацидиметрия. Стандартизация раствора кислоты по тетрабортату натрия Определение содержания щелочи в растворе методом кислотно-основного титрования.	4		+	-	Учебное портфолио
	7	7	Перманганатометрия. Стандартизация перманганата по щавелевой кислоте. Определение содержания железа в растворе методом редоксиметрии	2		+	-	Учебное портфолио
	8	8	Комплексонометрия. Определение жесткости воды.	2		+	-	Учебное портфолио
8	9	9	Способы получения и физико-химические свойства спиртов.	2		+	-	Учебное портфолио
	10	10	Способы получения и физико-химические свойства жиров.	2		+	-	Учебное портфолио
	11	11	Углеводы. Химические свойства моносахаридов, дисахаридов.	2		+	-	Учебное портфолио
	12	12	Строение и химические свойства белков.	2		+	-	Учебное портфолио
Итого				26				
Итого ЛР		26	Общая трудоёмкость ЛР	52		х		
Примечания: - материально-техническое обеспечение лабораторного практикума – см. Приложение 6 - обеспечение лабораторного практикума учебной, учебно-методической литературой и иными библиотечно-информационными ресурсами и средствами обеспечения образовательного процесса – см. Приложение 1 и 2								

Подготовка студентов к лабораторным занятиям осуществляется с учетом общей структуры учебного процесса. На лабораторных занятиях осуществляется входной и текущий аудиторный контроль в виде опроса, по основным понятиям дисциплины, выполняется и оформляется лабораторная работа по теме занятия.

Целью лабораторных работ по дисциплине является приобретение навыков самостоятельного проведения химического эксперимента, выполнения расчётов по приведенным в методическом указании уравнениям и написания уравнений химических реакций.

При подготовке к лабораторным занятиям обучающийся должен:

- изучить теорию по теме лабораторной работы, используя конспект лекций и рекомендуемую литературу;
- получить допуск к работе в лаборатории, ознакомившись с инструкцией по охране труда на кафедре;
- ознакомиться с контрольными вопросами к лабораторной работе и быть готовым ответить на них во время допуска к выполнению работы;

- составить план выполнения опытов с учётом правил техники безопасности. В процессе подготовки к лабораторным занятиям обучающиеся могут воспользоваться консультациями преподавателя. По выполнению работы:

- сделать соответствующие выводы на основании проведенных экспериментов;
- защитить итоги работы.

Подготовка к практическим занятиям подразумевает выполнение домашнего задания к очередному занятию по заданиям преподавателя, выдаваемым в конце предыдущего занятия, а также изучение массового открытого онлайн-курса «Химия».

Для осуществления работы по подготовке к занятиям, необходимо ознакомиться с методическими указаниями по дисциплине, внимательно ознакомиться с литературой и электронными ресурсами, с рекомендациями по подготовке, вопросами для самоконтроля.

5.1 Задания для самоподготовки к лабораторным занятиям

Лабораторная работа к разделу 1 ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучить способы получения и химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.

Опыт 1. Взаимодействие металла с водой.

В кристаллизатор или фарфоровую чашку налить дистиллированной воды (примерно $1/2$ сосуда). Получить у преподавателя кусочек металлического натрия, предварительно подсушенного с поверхности фильтровальной бумагой. Бросить его в кристаллизатор с водой. По окончании реакции добавить несколько капель фенолфталеина. Отметить наблюдаемые явления, составить уравнение реакции, назвать полученное соединение.

Опыт 2. Взаимодействие оксида металла с водой.

В пробирку налить дистиллированной воды ($1/4$ пробирки) и поместить в нее 1 микрошпатель CaO , тщательно перемешать, добавить 1-2 капли фенолфталеина. Отметить наблюдаемые явления, написать уравнение реакции, назвать полученное соединение.

Опыт 3. Получение нерастворимых оснований.

В пробирку налить небольшое количество (1-2 мл) раствора соли FeCl_3 или CuSO_4 и прибавить такое же количество раствора NaOH . Написать уравнение реакции, отметить цвет и структуру выпавшего осадка, назвать полученное основание.

Опыт 4. Получение и свойства амфотерных гидроксидов.

В пробирку налить небольшое количество (1-2 мл) раствора соли $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ или $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Прибавить небольшое количество раствора NaOH , написать уравнение реакции, отметить цвет и структуру осадка.

Разделить полученный осадок пополам в две пробирки, к одной прибавить раствор кислоты (например HCl), к другой – избыток щелочи (NaOH). Сделать вывод относительно свойств $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Реакция обмена между солью и кислотой.

В пробирку налить концентрированный раствор Na_2SiO_3 (1-2 мл), осторожно небольшими порциями прибавить разбавленный раствор HCl до образования студня кремниевой кислоты. Написать уравнение реакции; уравнения ступенчатой диссоциации кислоты.

Опыт 6. Взаимодействие основания и кислоты.

К раствору $\text{Ba}(\text{OH})_2$ прибавить разбавленный раствор H_2SO_4 . Написать уравнение реакции. Отметить цвет осадка, назвать полученную соль.

Опыт 7. Взаимодействие металла с кислотой.

В пробирку с разбавленной HCl бросить 1-2 кусочка цинка. Написать уравнение реакции. Указать наблюдаемые эффекты. Назвать полученную соль.

Опыт 8. Взаимодействие основания и соли.

В пробирку налить раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и добавить раствор K_2CrO_4 . Написать уравнение реакции. Отметить цвет осадка, назвать полученную соль.

Опыт 9. Взаимодействие двух солей.

В пробирку налить раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и прибавить раствор KI . Написать уравнение реакции. Отметить цвет осадка, назвать полученную соль.

Опыт 10. Взаимодействие металла и соли.

В пробирку с раствором CuSO_4 бросить кусочек цинка. Нагреть на спиртовке. Написать уравнение реакции, назвать полученную соль.

Опыт 11. Получение основной соли путем взаимодействия средней соли с небольшим количеством щелочи.

К раствору CoCl_2 прибавить немного раствора NaOH . Образуется осадок основной соли. Напишите уравнение реакции. Отметьте цвет осадка, назовите полученную соль.

Лабораторная работа к разделу 3 ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: изучить влияние концентрации реагирующих веществ, температуры, действие катализатора на скорость химической реакции и на смещение химического равновесия

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе.

Реакция между растворами тиосульфата натрия и серной кислоты протекает по уравнению:
$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S}\downarrow + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Появление свободной серы вызывает слабую опалесценцию и дальнейшее помутнение раствора. По времени от момента сливания реагентов до появления заметной опалесценции можно судить о скорости реакции.

В каждую из двух пробирок с различной концентрацией растворов тиосульфата натрия (в одной 5 см^3 0,05 н. раствора, в другой такой же объем 0,2 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) быстро прилить по 1 см^3 заранее отмеренного 0,5 н. раствора серной кислоты, отмечая с помощью секундомера время от момента сливания растворов до появления опалесценции. В каком случае и почему скорость реакции больше? Выводы подтвердить расчетом с помощью кинетических уравнений реакции для каждого случая.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе.

Реакцию, описанную в опыте 1, провести при различных температурах. Для этого в две пробирки налить по 5 см^3 0,05 н. раствора тиосульфата натрия, а в две другие – по 2 см^3 0,5 н. раствора серной кислоты. Измерив комнатную температуру, а следовательно и температуру растворов, слить содержимое одной пары ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4), секундомером отметить время от момента начала реакции до заметного помутнения – появления опалесценции.

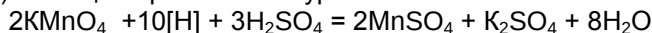
Остальные две пробирки поместить в стакан с водой и подогреть на плитке примерно на 10°C , после чего провести реакцию и определить ее время. В каком случае скорость реакции больше? Почему? Сделать общий вывод о влиянии температуры на скорость химических процессов.

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции.

а). Восстановление KMnO_4 атомарным водородом

Ион MnO_4^- (в котором марганец имеет степень окисления +7) окрашен в фиолетово-красный цвет, а катион Mn^{2+} практически бесцветен.

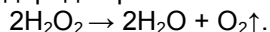
В разбавленный раствор H_2SO_4 добавить несколько капель раствора KMnO_4 . Полученную смесь разлить поровну в две пробирки (примерно на $1/3$ объема). Внести в обе пробирки по грануле Zn . В одну из пробирок добавить несколько кристалликов KNO_3 . Поместить пробирки в стакан с горячей водой (для ускорения реакции). Реакция протекает по уравнению



Откуда берется атомарный водород? Записать уравнение реакции его получения. Сравнить скорость обесцвечивания раствора в пробирках и объяснить наблюдаемое различие. Какой катализ имеет место в данной реакции: положительный или отрицательный, гомогенный или гетерогенный?

б). Каталитическое разложение H_2O_2 .

Реакция разложения пероксида водорода протекает по уравнению:

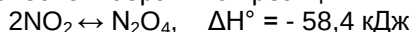


О скорости разложения H_2O_2 можно судить по интенсивности выделения кислорода.

Налить в пробирку $\sim 1\text{ см}^3$ 3%-ного раствора пероксида водорода и подержать 1-2 минуты на свету. Что наблюдается? Добавить микрошпателем несколько крупинок оксида марганца (IV). Записать наблюдения. Сделать выводы о роли катализатора в процессе разложения H_2O_2 . Указать, какой катализ происходит в данном случае.

Опыт 4. Смещение химического равновесия под влиянием температуры.

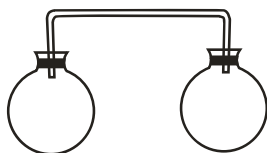
При изменении температуры равновесие в обратимой реакции



смещается. NO_2 – газ темно-бурого цвета, а его димер N_2O_4 – бледно-желтый, почти бесцветный газ. По изменению окраски смеси этих газов можно судить об изменении концентрации ее компонентов, то есть о смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

Использовать прибор, состоящий из двух сосудов (см. рисунок), заполненных NO_2 , который частично полимеризуется до димера N_2O_4 и находится с ним в вышеуказанном равновесии.

Один из сосудов опустить в стакан с горячей водой, а другой – в стакан с холодной водой или снегом. По результатам наблюдений сделать выводы. В какую сторону сместилось равновесие в каждом из сосудов? Дать объяснение, исходя из принципа Ле Шателье.



Лабораторная работа к разделу 4 ОБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: Закрепить основные понятия теории электролитической диссоциации.

Опыт 1. Образование малорастворимых веществ.

1. К раствору FeCl_3 прилить равный объём раствора NH_4OH .
2. К раствору $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прилить раствор KI .

Опыт 2. Образование газообразных продуктов.

1. К раствору Na_2CO_3 прилить разбавленный раствор HCl .
2. К раствору NH_4Cl прилить разбавленный раствор NaOH . Содержимое пробирки нагреть, выделяющийся газ определить по запаху. Написать уравнения химических реакций в ионно-молекулярном виде. Отметить наблюдаемые явления.

Опыт 3. Образование слабых электролитов.

К раствору CH_3COONa прилить равный объём разбавленного раствора H_2SO_4 или HCl . Содержимое пробирки слегка нагреть и по запаху определить, какое соединение образуется в результате реакции. Написать уравнение химической реакции в ионно-молекулярном виде.

Опыт 4. Растворение осадков.

К раствору NiSO_4 прилить раствор NaOH до образования осадка. Не отфильтровывая осадка, добавить разбавленный раствор HCl . Написать уравнения химических реакций в ионно-молекулярном виде. Отметить наблюдаемые явления.

Опыт 5. Образование комплексных ионов.

К раствору FeCl_3 прилить раствор NH_4CNS или KCNS . Написать уравнение химической реакции в ионно-молекулярном виде, имея в виду, что в результате реакции образуется комплексное соединение $[\text{Fe}(\text{CNS})]\text{Cl}_2$, диссоциирующее по уравнению $[\text{Fe}(\text{CNS})]\text{Cl}_2 \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{CNS})]^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Отметить наблюдаемые явления.

Опыт 6. Сравнение химической активности кислот.

В одну пробирку до 1/3 ее объема налить 2 н. раствор хлороводородной кислоты, а в другую – столько же 2 н. раствора уксусной кислоты. Выбрать два одинаковых по величине кусочка цинка и бросить в каждую пробирку по кусочку. В каком случае водород выделяется энергичнее? Написать ионно-молекулярные уравнения реакций. Объяснить наблюдаемое различие в скоростях реакций.

Лабораторная работа к разделу 5 ПОЛУЧЕНИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучить способы получения и свойства комплексных соединений.

Опыт 1. Диссоциация двойной соли

В три пробирки налить по $0,5 \text{ см}^3$ раствора двойной соли $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (железоаммонийных квасцов).

В первую пробирку добавить $0,5 \text{ см}^3$ раствора хлорида бария. Что наблюдается? Написать молекулярное и ионное уравнения реакции. На присутствие какого иона в растворе двойной соли указывает эта реакция?

Во вторую пробирку налить около $0,3 \text{ см}^3$ раствора тиоцианата калия KSCN . Что происходит? Написать уравнение реакции. Какой ион обнаруживают этой реакцией?

В третью пробирку добавить 1 см^3 раствора едкого натра и нагреть её на спиртовке почти до кипения. Поднести к отверстию пробирки (не касаясь её стенок) белую фенолфталеиновую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски индикаторной бумажки и по запаху определить, какой газ выделяется из пробирки. Обратит внимание на характер образующегося осадка. Написать уравнение реакции. На присутствие каких ионов в растворе указывает эта реакция? Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации железоаммонийных квасцов.

Опыт 2. Диссоциация комплексной соли.

Налить в пробирку $0,5 \text{ см}^3$ раствора гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить такой же объём раствора тиоцианата калия. Что наблюдается? Сделать вывод о наличии в растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ свободных ионов Fe^{3+} . Написать уравнение диссоциации комплексной соли. Чем отличается электролитическая диссоциация двойной соли от диссоциации соли, содержащей устойчивый комплексный ион?

Опыт 3. Получение катионных комплексов.

Сульфат тетраамминмеди (II).

В пробирку поместить $0,5 \text{ см}^3$ раствора сульфата меди и добавить 25%-ный раствор аммиака до полного растворения соли. Отметить цвет полученного раствора, обусловленный комплексным ионом меди.

С учётом координационного числа иона-комплексобразователя написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди с аммиаком и уравнение диссоциации комплексной соли.

Комплексное основание никеля.

Получить осадок гидроксида никеля (II), внеся в пробирку $0,5 \text{ см}^3$ раствора сульфата никеля и такой же объём раствора едкого натра. К осадку добавить несколько капель 25%-ного раствора аммиака. Что происходит? Сравнить окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствием каких ионов обусловлена окраска растворов?

Написать уравнения реакций: образования гидроксида никеля (II), взаимодействия гидроксида никеля с аммиаком и уравнение электролитической диссоциации образовавшегося комплексного ос-

нования (координационное число иона $Ni^{2+}=6$). Какое основание является более сильным: простое или комплексное? Ответ обосновать. Назвать комплексное основание никеля.

Опыт 4. Получение анионных комплексов.

Гексафтороферрат (III) натрия. В пробирку налить 0,5 см³ раствора хлорида железа (III) и добавить около 1 см³ фторида натрия. Как изменилась окраска раствора? Какие ионы обуславливают это изменение? Написать молекулярное и ионное уравнение реакции; уравнение электролитической диссоциации комплексной соли. Назвать полученную комплексную соль.

Гидроксокомплексы. В три пробирки поместить отдельно растворы солей цинка, хрома (III) и алюминия и в каждую из них добавить по каплям раствор едкого натра. Обратить внимание вначале на выпадение осадков, а затем на их растворение в избытке раствора щёлочи.

Написать уравнения проделанных реакций, учитывая, что образуются растворимые гидроксо- и гидроксоаквакомплексы. Какими свойствами обладают гидроксиды цинка, хрома (III) и алюминия?

Опыт 5. Соединения с комплексным катионом и анионом.

В пробирку к 0,3 см³ раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ прилить 0,5 см³ раствора сульфата никеля. К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля добавить 25%-ный раствор аммиака до полного растворения осадка (большого избытка раствора аммиака следует избегать). Образуются бледно-лиловые кристаллы комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$.

Написать уравнения реакций образования гексацианоферрата (II) никеля и взаимодействия этой соли с раствором аммиака. Написать уравнение электролитической диссоциации комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$ и назвать её.

Опыт 6. Диссоциация комплексных ионов.

Разрушение комплекса при разбавлении раствора

В пробирку поместить 0,5 см³ раствора сульфата никеля (II) и прибавить к нему раствор аммиака до изменения окраски, характерной для комплексного иона $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ (опыт 3).

Затем разбавить полученный раствор водой. Что наблюдается? О наличии каких ионов свидетельствует появляющаяся окраска?

Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения, уравнение диссоциации комплексного иона и выражение для его константы нестойкости.

Разрушение комплекса при осаждении комплексообразователя.

Получить раствор комплексной соли $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ (опыт 3) и разделить его поровну в две пробирки. В одну из них прибавить 0,5 см³ раствора едкого натра. Имеются ли видимые изменения? В другую пробирку внести такой же объём раствора сульфида аммония. Наблюдается ли выпадение чёрного осадка?

Написать уравнение электролитической диссоциации комплексного иона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ и выражение для его константы нестойкости. Объяснить наблюдаемые явления, исходя из данных о величинах $PR_{Cu(OH)_2}$ и PR_{CuS} .

Лабораторная работа к разделу 6 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: изучить на практике особенности основных типов реакций окисления-восстановления.

Опыт 1. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами.

Поместить в одну пробирку кусочек медной стружки или проволоки, в другую – кусочек цинка и прибавить в каждую пробирку по 6-8 капель 2 н. раствора H_2SO_4 . Написать уравнения реакции в случаях, когда они протекают, и указать, какой ион выполняет функцию окислителя. Объяснить различия в поведении металлов, исходя из значений стандартных потенциалов систем.

Опыт 2. Окисление сульфата железа(II) дихроматом калия.

В пробирку налить 0,5 см³ раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, несколько капель серной кислоты и добавить раствор $FeSO_4$. Пока дихромат-ионы полностью не прореагируют, оранжевый цвет их в сочетании с цветом образующихся гидратированных ионов Cr^{3+} придаёт раствору бурое окрашивание. Поэтому добавление раствора сульфата железа (II) по каплям следует вести до достижения устойчивой окраски. В какой цвет окрашен раствор? Написать уравнение реакции.

Написать электронные формулы для ионов металлов в высших степенях окисления: хром, висмут, рений. На основании электронных формул решить вопрос, могут ли они являться в химических реакциях окислителями или восстановителями?

Опыт 3. Окисление сульфита натрия перманганатом калия.

В пробирку налить по 1 см³ раствора $KMnO_4$. В первую добавить 1 см³ 2 н раствора серной кислоты, во вторую - 1 см³ дистиллированной воды, в третью – 1 см³ 2 н раствора KOH. В каждую пробирку добавить по кристаллику сульфита натрия.

Записать наблюдения, составить уравнения окислительно-восстановительных реакций и объяснить результаты опыта (фиолетовая окраска характерна для ионов MnO_4^- , бесцветная – для ионов Mn^{2+} , зеленая – для ионов MnO_4^{2-} , коричневый цвет имеет MnO_2).

Опыт 4. Окисление сульфата железа (II) дихроматом и хроматом калия.

Налить в одну пробирку 3 капли раствора дихромата калия и столько же 2 н. раствора серной кислоты, а в другую – раствор хромата калия (не подкисляя). Добавить в каждую пробирку несколько кристалликов соли Мора. Отметить наблюдения и написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Взаимодействие иода с раствором щёлочи.

К 1 см³ йодной воды добавить небольшое количество 2 н. раствора NaOH. Записать наблюдения, составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, учитывая, что образуется иодат и иодид натрия.

**Лабораторная работа к разделу 7
УПРАЖНЕНИЯ С МЕРНОЙ ПОСУДОЙ**

Цель работы: Получить практические навыки работы с мерной химической посудой

Ход работы. Заполнить дистиллированной водой бюретку, пипетку, мерную колбу, соблюдая соответствующие правила пользования мерной посудой. Правильность заполнения проверить у преподавателя.

Сделать записи объема сосудов в рабочей тетради с указанием требуемой точности:

Вбюретки =

Впипетки =

Вмерн. колбы =

Зарисовать мениск.

ИЗМЕРЕНИЕ ОБЪЕМА КАПЛИ

Измерить с помощью бюретки объем 50 капель дистиллированной воды. Проверить измерение 3 раза. Рассчитать среднее значение объема.

Сделать записи в рабочих тетрадях:

$V_{50(1)} =$

$V_{50(2)} =$

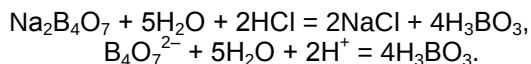
$V_{50(3)} =$

$V_{50(ср)} =$

Посчитать средний объем капли по формуле $V_{ср} = V_{50(ср)} / 50$

**Лабораторная работа к разделу 7
СТАНДАРТИЗАЦИЯ РАСТВОРА КИСЛОТЫ ПО ТЕТРАБОРАТУ НАТРИЯ**

Концентрацию и титр раствора кислоты устанавливают по стандартному раствору тетрабората натрия:



Цель работы:

Определить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора кислоты.

Реагенты:

Соляная кислота, HCl, ~ 0,1 н раствор – исследуемый раствор.

Тетраборат натрия, 0,1000 н ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) – стандартный раствор.

Индикатор метиловый оранжевый, 0,1 % раствор.

Порядок выполнения работы:

1. Тщательно вымыть бюретку дистиллированной водой и дважды ополоснуть небольшими порциями приготовленного раствора кислоты для удаления остатков воды.

2. Бюретку заполнить раствором соляной кислоты HCl (*не забудьте заполнить «носик» бюретки и снять с бюретки воронку!*), установить уровень раствора точно на «0» отметке.

3. В каждую коническую колбу для титрования вместимостью 100 см³ отмерить пипеткой по 10,00 см³ стандартного раствора тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, добавить 20 см³ дистиллированной воды, 2 капли метилового оранжевого.

4. Приготовить «свидетель» – раствор, который имеет окраску, до которой следует титровать исследуемый раствор. Для приготовления «свидетеля» в коническую колбу для титрования вместимостью 100 см³ вносят мерным цилиндром 20 см³ дистиллированной воды, 2 капли метилового оранжевого и 1–2 капли 0,1 н раствора кислоты. При этом раствор должен приобрести слабое, но заметное розовое окрашивание.

5. Титровать раствор тетрабората натрия раствором соляной кислоты до изменения окраски раствора из желтой в оранжевую (в присутствии «свидетеля»). Провести три параллельных титрования. Результаты трех титрований должны отличаться друг от друга не более чем на 0,10 см³.

6. Результаты занести в таблицу и статистически обработать.

Таблица

№ титрования	Результаты измерений	
	Объем раствора, см ³	
	Na ₂ B ₄ O ₇	HCl
1	10	
2	10	
3	10	
	$V(Na_2B_4O_7)_{\text{средний}} = 10$	$V(HCl)_{\text{средний}} =$

Расчет:

1) Концентрацию кислоты рассчитать по формуле:

$$C(HCl) = C(Na_2B_4O_7) \cdot V(Na_2B_4O_7)_{\text{средний}} / V(HCl)_{\text{средний}}$$

2) Титр кислоты рассчитать по формуле:

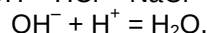
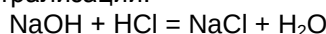
$$T(HCl) = C(Na_2B_4O_7) \cdot M_3(Na_2B_4O_7) / 1000,$$

3) Поправочный коэффициент кислоты рассчитать по формуле:

$$K(HCl)_{\text{попр}} = \frac{C_{H(\text{практ})}}{C_{H(\text{теор})}}.$$

Лабораторная работа к разделу 7 ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ЩЕЛОЧИ В РАСТВОРЕ

Стандартизированный раствор кислот служит для определения содержания щелочей в растворах. В основе метода лежит реакция нейтрализации:



Цель работы:

Определить содержание щелочи в исследуемом растворе.

Реагенты:

Гидроксид натрия NaOH – исследуемый раствор

Соляная кислота, HCl, н раствор – стандартизированный раствор (титр определяется в лабораторной работе № 3).

Индикатор метиловый оранжевый, 0,1 % раствор.

Порядок выполнения работы:

1. Получить у преподавателя исследуемый раствор щелочи, записать его номер.
2. Тщательно вымытую и затем ополоснутую раствором кислоты бюретку заполнить стандартизированным раствором кислоты (*не забудьте заполнить «носик» бюретки и снять с бюретки во-ронку!*), установить уровень раствора точно на «0» отметке.

3. В колбу для титрования отмерить пипеткой 10,00 см³ исследуемого раствора щелочи, добавить мерным цилиндром 20 см³ дистиллированной воды, 2 капли индикатора метилового оранжевого.

4. Приготовить «свидетель» – раствор, который имеет окраску, до которой следует титровать исследуемый раствор. Для приготовления «свидетеля» в коническую колбу для титрования вместимостью 100см³ вносят мерным цилиндром 20 см³ дистиллированной воды, 2 капли метилового оранжевого и 1–2 капли 0,1 н раствора кислоты. При этом раствор должен приобрести слабое, но заметное розовое окрашивание.

4. Титровать раствор щелочи раствором соляной кислоты до изменения окраски раствора из желтой в бледно-розовую (в присутствии «свидетеля»). Провести три параллельных титрования. Результаты трех титрований должны отличаться друг от друга не более, чем на 0,10 см³

5. Результаты занести в таблицу и статистически обработать. Вычислить нормальную концентрацию щелочи. Вычислить количество щелочи в 100,0 см³ исследуемого раствора. Вычислить относительную ошибку анализа, взяв истинный результат анализа у преподавателя.

Таблица

№ титрования	Результаты измерений	
	Объем раствора, см ³	
	NaOH	HCl
1	10,00	
2	10,00	

3	10,00	
	$V(\text{NaOH})_{\text{средний}} = 10,00$	$V(\text{HCl})_{\text{средний}} =$

Расчет:

1) Концентрацию щелочи рассчитать по формуле:

$$C(\text{NaOH}) = C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})_{\text{средний}} / V(\text{NaOH})_{\text{средний}}$$

2) Количество щелочи в 100,0 см³ (г/100 см³) исследуемого раствора рассчитать по формуле:

$$m_{\text{NaOH}} = C(\text{NaOH}) \cdot M_3(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{колбы}} / 1000$$

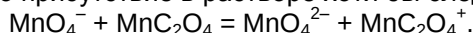
3) Относительную ошибку анализа рассчитать по формуле

$$\varepsilon = \frac{|C(\text{пакт}) - C(\text{ист})|}{C(\text{ист})} \cdot 100\%$$

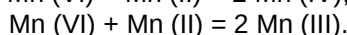
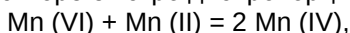
Лабораторная работа к разделу 7

СТАНДАРТИЗАЦИЯ РАСТВОРА КМnO4 ПО ЩАВЕЛЕВОЙ КИСЛОТЕ (таблица 1), раствора, за который рассчитать по формуле ареометру.

Реакция между оксалат ионами $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ и перманганат ионами MnO_4^- протекает в несколько стадий и для ее начала необходимо присутствие в растворе хотя бы следов ионов марганца (II) Mn^{2+} :

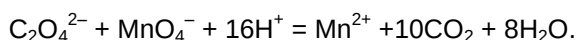


Манганат-ион MnO_4^{2-} в водном растворе быстро диспропорционирует:



Марганец (III) образует оксалатные комплексы состава $\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_n^{(3-2n)+}$, где $n = 1, 2, 3$; они медленно разлагаются с образованием Mn(II) и CO_2 . Таким образом, пока в растворе не накопится в достаточных концентрациях марганец (II) реакция между MnO_4^- и $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ протекает очень медленно. Когда же концентрация марганца (II) достигает определенной величины, реакция начинает протекать с большой скоростью.

Схематично реакцию между оксалат ионами $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ и перманганат ионами MnO_4^- можно представить уравнением:



Используется прямое титрование стандартного раствора щавелевой кислоты раствором перманганата в кислой среде.

Цель работы:

Определить концентрацию и титр раствора перманганата калия.

Реактивы:

Перманганат калия, KMnO_4 , 0,05 н – исследуемый раствор.

Серная кислота, H_2SO_4 , 2 н раствор.

Щавелевая кислота, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, 0,0500 н - стандартный раствор.

Порядок выполнения работы:

1. Бюретку заполнить раствором перманганата калия KMnO_4 . (не забудьте заполнить «носик» бюретки и снять с бюретки воронку!), установить уровень раствора точно на «0» отметке.
2. В колбу для титрования вместимостью 100 см³ мерным цилиндром добавить 20 см³ H_2SO_4 и нагреть до 80 – 90 °С. В горячий раствор пипеткой внести 10,00 см³ раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
3. Оттитровать раствор щавелевой кислоты раствором перманганата калия, причем в начале титрования следующую каплю раствора KMnO_4 прибавлять лишь после того, как совершенно исчезла окраска от предыдущей капли. Затем, увеличив скорость титрования, титровать до появления бледно-розовой окраски, устойчивой в течение 30 с.
4. Провести три параллельных титрования. Результаты трех титрований должны отличаться друг от друга не более чем на 0,10 см³.
5. Результаты занести в таблицу и статистически обработать.

Таблица

№ титрования	Результаты измерений	
	Объем раствора, см ³	
	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	KMnO_4
1	10	
2	10	
3	10	
	$V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)_{\text{средний}} = 10$	$V(\text{KMnO}_4)_{\text{средний}} =$

Расчет:

1) Концентрацию перманганата калия рассчитать по формуле:

$$C(\text{KMnO}_4) = C(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)_{\text{средний}} / V(\text{KMnO}_4)_{\text{средний}}$$

2) Титр перманганата калия рассчитать по формуле:

$$T(\text{KMnO}_4) = C(\text{KMnO}_4) \cdot M_3(\text{KMnO}_4) / 1000$$

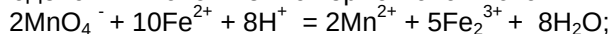
3) Поправочный коэффициент перманганата калия рассчитать по формуле:

$$K(\text{KMnO}_4)_{\text{погр}} = \frac{C_{H(\text{практ})}}{C_{H(\text{теор})}}$$

Лабораторная работа к разделу 7

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ЖЕЛЕЗА (II) В РАСТВОРЕ

Метод основан на взаимодействии ионов Fe^{2+} с перманганат-ионами MnO_4^- :



Суть определения в прямом титровании раствора соли железа (II) титрованным раствором KMnO_4 в кислой среде.

Цель работы:

Определить содержание железа в анализируемом растворе.

Реактивы:

Перманганат калия, KMnO_4 ,н раствор – стандартизированный раствор (см. предыдущую работу).

Серная кислота, H_2SO_4 , 2 н раствор.

Раствор соли Fe^{2+} – исследуемый раствор.

Порядок выполнения работы:

1. Раствор задачи в мерной колбе довести до метки дистиллированной водой. Выровнять концентрацию полученного раствора (тщательно перемешать).

2. В каждую колбу для титрования вместимостью 100 cm^3 отмерить пипеткой по 10 cm^3 исследуемого раствора.

3. В каждую порцию титруемого раствора добавить 10-15 cm^3 2 н раствора H_2SO_4 (отмерить цилиндром).

4. Бюретку заполнить раствором перманганата калия KMnO_4 . (не забудьте заполнить «носик» бюретки и снять с бюретки воронку!), установить уровень раствора точно на «0» отметке.

5. Оттитровать исследуемый раствор раствором перманганата калия до бледно-розовой окраски. Провести три параллельных титрования. Результаты трех титрований должны отличаться друг от друга не более чем на 0,10 cm^3 .

6. Результаты занести в таблицу и статистически обработать. Вычислить количество железа в 250,00 cm^3 исследуемого раствора. Вычислить относительную ошибку анализа, взяв истинный результат анализа у преподавателя.

Таблица

Результаты измерений

№ титрования	Объем раствора, cm^3	
	Fe^{2+}	KMnO_4
1	10	
2	10	
3	10	
	$V(\text{Fe}^{2+})_{\text{средний}} = 10$	$V(\text{KMnO}_4)_{\text{средний}} =$

Расчет:

1) Концентрацию железа рассчитать по формуле:

$$C(\text{Fe}^{2+}) = C(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)_{\text{средний}} / V(\text{Fe}^{2+})_{\text{средний}}$$

2) Количество железа в 250,00 cm^3 исследуемого раствора рассчитать по формуле:

$$m(\text{Fe}^{2+}) = C(\text{Fe}^{2+}) \cdot M_3(\text{Fe}^{2+}) \cdot V_{\text{колбы}} / 1000$$

3) Относительную ошибку анализа рассчитать по формуле :

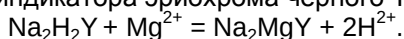
$$\varepsilon = \frac{|C(\text{практ}) - C(\text{ист})|}{C(\text{ист})} \cdot 100\%$$

Лабораторная работа к разделу 7

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

Стандартизация раствора трилона Б (ЭДТА, комплексона III)

Суть метода состоит в прямом титровании стандартного раствора сульфата магния раствором трилона Б ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$) в присутствии индикатора эриохрома черного Т:



Цель работы: Определить концентрацию и титр раствора трилона Б для последующего использования его в качестве стандартного раствора.

Ход работы:

1. Тщательно вымытую бюретку промыть раствором трилона Б и подготовить к титрованию (не забудьте заполнить «носик» бюретки и снять с бюретки воронку!), установить уровень раствора точно на «0» отметке.
2. В коническую колбу для титрования пипеткой отмерить $10,00 \text{ см}^3$ стандартного раствора MgSO_4 .
3. Отмерить цилиндром и влить 100 см^3 дистиллированной воды, добавить 5 мл аммиачной буферной смеси и на кончике шпателя 20–30 мг смеси эриохромового черного Т и хлорида натрия. Раствор тщательно перемешать.
4. Медленно, по каплям, титровать раствором трилона Б до момента перехода окраски раствора из вишнево-красной в синюю.
5. Провести три параллельных титрования. Результаты трех титрований должны отличаться друг от друга не более чем на $0,10 \text{ см}^3$.
6. Результаты занести в таблицу и статистически обработать.

Результаты измерений		Таблица
№ титрования	Объем раствора, см^3	
	MgSO_4	ЭДТА
1	10,00	
2	10,00	
3	10,00	
	$V(\text{MgSO}_4)_{\text{средний}} = 10,00$	$V(\text{ЭДТА})_{\text{средний}} =$

Расчет:

- 1) Концентрацию трилона Б рассчитать по формуле:

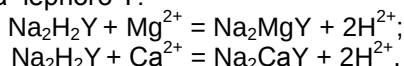
$$C(\text{ЭДТА}) = C(\text{MgSO}_4) \cdot V(\text{MgSO}_4)_{\text{средний}} / V(\text{ЭДТА})_{\text{средний}}$$
- 2) Титр трилона Б рассчитать по формуле:

$$T(\text{ЭДТА}) = C(\text{ЭДТА}) \cdot M_0(\text{ЭДТА}) / 1000$$
- 3) Поправочный коэффициент трилона Б рассчитать по формуле:

$$K(\text{ЭДТА})_{\text{попр}} = \frac{C_{\text{н}}^{\text{факт}}}{C_{\text{н}}^{\text{теор}}}.$$

Определение общей жесткости воды

Суть метода состоит в прямом титровании исследуемой воды раствором трилона Б ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$) в присутствии индикатора эриохрома черного Т:



Цель работы: Определить общую жесткость исследуемой воды методом хелатометрического титрования.

Ход работы:

1. Тщательно вымытую бюретку промыть раствором трилона Б и подготовить к титрованию (не забудьте заполнить «носик» бюретки и снять с бюретки воронку!), установить уровень раствора точно на «0» отметке.
2. В коническую колбу пипеткой отмерить $100,00 \text{ см}^3$ исследуемой воды, добавить 5 см^3 аммиачной буферной смеси и на кончике шпателя 20–30 мг смеси эриохромового черного Т и хлорида натрия. Раствор тщательно перемешать.
3. Медленно, хорошо перемешивая, титровать раствором трилона Б до перехода окраски раствора из вишнево-красной в синюю.
4. Провести три параллельных титрования. Результаты трех титрований должны отличаться друг от друга не более чем на $0,10 \text{ см}^3$.
5. Результаты занести в таблицу и статистически обработать.

Результаты измерений			Таблица
№ титрования	Объем раствора, см^3		
	H_2O	ЭДТА	
1	100,00		

2	100,00	
3	100,00	
	$V(H_2O)_{\text{средний}} = 100,00$	$V(ЭДТА)_{\text{средний}} =$

Расчет:

Общая жесткость воды [мэкв/дм³] рассчитывается по формуле:

$$Ж = \frac{C_{н\text{ЭДТА}} \times V_{\text{ЭДТА}}_{\text{средний}}}{V_{H_2O}} \times 1000$$

Лабораторная работа к разделу 8 Химические свойства дисахаридов и несахароподобных полисахаридов.

Цель – изучить на практике основные химические свойства дисахаридов и несахароподобных полисахаридов.

Оборудование: набор пробирок, стеклянные палочки, мерные пробирки, спиртовка, водяная баня.

Реактивы: 10 и 40%-ный раствор гидроксида натрия, 7%-ный раствор сульфата меди, 1%-ные растворы сахарозы и лактозы, реактив Фелинга, 10%-ный раствор сульфата кобальта, 10%-ный раствор серной кислоты, реактив Селиванова, раствор йода в йодистом калии, 2%-ный раствор крахмала, концентрированная соляная кислота, концентрированная серная кислота, 30%-ный раствор гидроксида натрия, реактив Фелинга, дистиллированная вода.

Опыт 1. Свойства дисахаридов, обусловленные наличием гидроксильных групп.

В две пробирки налить по 1 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия и десять капель 7%-ного раствора сульфата меди, образуется аморфный осадок гидроксида меди голубого цвета. В одну пробирку налить 1 мл лактозы, во вторую – 1 мл сахарозы, при встряхивании осадок гидроксида меди растворяется, растворы окрашиваются в синий цвет.

Дисахариды, являясь многоатомными спиртами, легко растворяют гидроксид меди с образованием раствора темно-синего цвета. Образуется соединение меди типа алкоголята-сахарата меди.

Написать схемы реакций взаимодействия лактозы и сахарозы с гидроксидом меди. Назовите продукты реакций.

Растворы оставить для следующей работы.

Опыт 2. Окисление дисахаридов.

Опыт 2.1. Окисление гидроксидом меди.

Растворы, оставшиеся от предыдущей работы, нагреть. В одной из пробирок выпадает осадок кирпично-красного цвета.

Напишите схему реакции окисления восстанавливающего дисахаридов. Назовите продукт реакции.

Опыт 2.2. Окисление фелинговой жидкостью.

В одну пробирку прилить 1 мл лактозы, в другую сахарозы, добавить в каждую по 1 мл реактива Фелинга. Содержимое пробирок нагреть на водяной бане. В одной из пробирок выпадает осадок кирпично-красного цвета.

Напишите схему реакции окисления восстанавливающего дисахаридов реактивом Фелинга. Назовите продукты реакций.

Опыт 3. Качественная реакция на сахарозу.

В две пробирки налить отдельно по 1 мл 10%-ного раствора сахарозы и лактозы, в обе пробирки добавить по пять капель 40%-ного раствора гидроксида натрия и 10%-ного раствора сульфата кобальта. Содержимое пробирок тщательно перемешать.

Что наблюдали?

Примечание. Сульфат кобальта в щелочном растворе с сахарозой образует фиолетового цвета строения сахарат. Другие углеводы в этих условиях образуют голубого цвета сахараты кобальта. Это позволяет отличить сахарозу от других углеводов.

Опыт 4. Кислотный гидролиз сахарозы.

В пробирку налить 1 мл 1%-ного раствора сахарозы, добавить 5 капель 10%-ного серной кислоты. Смесь нагреть на водяной бане 2-3 мин. Содержимое пробирки охладить. В пробирку с охлажденным гидролизатом добавить шесть капель 10%-ного раствора гидроксида натрия (для нейтрализации), среда должна быть нейтральной (контроль по универсальной лакмусовой бумажке). Полученный гидролизат разделяют на две равные части и добавляют к одной части 5 капель фелинговой жидкости, а к другой – аналогичное количество реактива Селиванова. Затем обе пробирки помещают на несколько минут в кипящую водяную баню. Для сравнения (контроля) в баню помещают и пробирку с водным раствором сахарозы, не подвергнутым гидролизу, но содержащим 5 капель реактива Селиванова.

Что наблюдали?

Почему в контрольной пробирке изменения окраски не произошло?

Написать схемы реакций гидролиза сахарозы в виде формул Хеуорса. Назовите продукты реакций.

Примечание. Гидролиз сахарозы называется инверсией, так как в результате этого процесса происходит изменение знака вращения поляризованного луча света, удельное вращение сахарозы $(+)\text{66,53}^\circ$, в результате гидролиза сахароза распадается на глюкозу и фруктозу, смесь которых называется инвертным сахаром. Удельное вращение глюкозы $(+)\text{52,5}^\circ$, фруктозы $(-)\text{93}^\circ$, инвертного сахара $(-)\text{40,5}^\circ$. Доказать образование инвертного сахара можно путём определения угла вращения с помощью поляриметра или реакцией с фелинговой жидкостью.

Опыт 5. Качественная реакция на крахмал.

К 1 мл 2%-ного раствора крахмала добавить несколько капель раствора йода в йодистом калии, появляется синее окрашивание. Содержимое пробирки нагреть на спиртовке – окраска исчезает. При охлаждении раствора синяя окраска восстанавливается.

Примечание. Возникновение синей окраски раствора крахмала после добавления йодистого калия – явление физическое. При нагревании окраска исчезает за счет десорбции йода из молекулы крахмала. Крахмал применяется в качестве индикатора в йодометрии.

Опыт 6. Кислотный гидролиз крахмала.

В пробирку налить 10 мл 1%-ного раствора крахмала, добавить 1 мл концентрированной соляной кислоты и 2 небольших кусочка пемзы. Содержимое пробирки тщательно перемешивать, нагреть на спиртовке до кипения и, продолжая нагревание, через каждые 1-1,5 минуты после начала кипения отбирать по 0,5-1 мл гидролизата, к которому после предварительного охлаждения добавлять по три-четыре капли раствора йодида калия, достаточно отобрать пять-шесть проб гидролизата. В зависимости от степени гидролиза крахмала гидролизат будет давать с йодной водой различную окраску: сине-фиолетовую, красновато-бурую, оранжевую, оранжево-желтую, желтую.

В отдельную пробирку налить 1 мл гидролизата, оставшегося после отбора проб, добавить к нему 1 мл гидроксида натрия и 1 мл реактива Фелинга, содержимое пробирки перемешать и нагреть на спиртовке. Выпадает кирпично-красный осадок оксида меди. Это доказывает, что гидролиз крахмала закончен.

Примечание. Гидролиз крахмала ускоряется в присутствии кислот. В результате последовательного гидролиза крахмала вначале образуются декстрины, затем дисахарид – мальтоза и конечный продукт гидролиза α -D-глюкопираноза.

Опыт 7. Кислотный гидролиз клетчатки.

В пробирку налить 2 мл концентрированной серной кислоты и опустить в неё несколько кусочков фильтровальной бумаги. Содержимое пробирки перемешать стеклянной палочкой до полного растворения клетчатки, после чего вылить в коническую колбу, содержащую 15-30 мл дистиллированной воды, и кипятить в течение часа. По мере выкипания добавлять воду. Через час из колбы взять 3 мл гидролизата, нейтрализовать его раствором щелочи, добавить 3 мл реактива Фелинга и нагреть. Образующийся осадок оксида меди (I) указывает на присутствие в растворе моносахаридов.

5.1.1 Шкала и критерии оценивания самоподготовки по темам лабораторных занятий

- оценка «зачтено» выставляется, если студент на основе самостоятельного изученного материала, смог всесторонне раскрыть теоретическое содержание темы, правильно оформил отчет по лабораторной работе. Владеет методиками при решении лабораторных задач.

- оценка «не зачтено» выставляется, если студент неаккуратно оформил отчет по лабораторной работе на основе изученного материала. Затрудняется решать практические задачи.

6. Общие методические рекомендации по изучению отдельных разделов дисциплины

При изучении конкретного раздела дисциплины, из числа вынесенных на лекционные и практические занятия, обучающемуся следует учитывать изложенные ниже рекомендации. Обратите на них особое внимание при подготовке к аттестации.

Работа по теме, прежде всего, предполагает ее изучение по учебнику или пособию, а также поиск по теме научных статей в научных журналах по химии. Такими журналами являются: «Химия и жизнь» и др. Выбор статьи, относящейся к теме, лучше делать по последним в году номерам, где приводится перечень статей, опубликованных за год. Самостоятельная подготовка предполагает использование ряда методов.

Самостоятельная подготовка предполагает использование ряда методов.

1. Конспектирование. Конспектирование позволяет выделить главное в изучаемом материале и выразить свое отношение к рассматриваемой автором проблеме.

Техника записей в конспекте индивидуальна, но есть ряд правил, которые могут принести пользу его составителю: начиная конспект, следует записать автора изучаемого произведения, его название, источник, где оно опубликовано, год издания. Порядок конспектирования:

- а) внимательное чтение текста;
 - б) поиск в тексте ответов на поставленные в изучаемой теме вопросы;
 - в) краткое, но четкое и понятное изложение текста;
 - г) выделение в записи наиболее значимых мест;
 - д) запись на полях возникающих вопросов, понятий, категорий и своих мыслей.
2. Записи в форме тезисов, планов, аннотаций, формулировок определений. Все перечисленные формы помогают быстрой ориентации в подготовленном материале, подборе аргументов в пользу или против какого-либо утверждения.
3. Словарь понятий и категорий. Составление словаря помогает быстрее осваивать новые понятия и категории, увереннее ими оперировать. Подобный словарь следует вести четко, разборчиво, чтобы удобно было им пользоваться. Из приведенного в УМК глоссария нужно к каждому семинару выбирать понятия, относящиеся к изучаемой теме, объединять их логической схемой в соответствии с вопросами семинарского занятия.

Раздел 1.

Тема 1. Основные классы неорганических соединений. Способы получения и химические свойства оксидов, кислот и оснований, солей.

1. Классификация неорганических соединений.
2. Химические свойства оксидов, кислот, оснований, солей.
3. Способы получения оксидов, кислот, оснований, солей.
4. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Раздел 2.

Тема 2. Строение атома. Электронные, электронно-графические формулы. Применение правила Хунда, принципа Паули. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

1. Основные понятия и законы химии. Значение химии в изучении природы
2. Строение атома. Современная теория строения атома.
3. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля. Принципы квантовой механики. Волновая функция, атомная орбиталь.
4. Уравнение Шредингера. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами.
5. Принцип Паули. Распределение электронов по уровням и подуровням.
6. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Правило Хунда.
7. Электронные и электронно-графические формулы.

Тема 3. Химическая связь и строение молекул.

1. Основные типы химической связи.
2. Свойства химической связи
3. Метод валентных связей.
4. Метод молекулярных орбиталей
5. Гибридизация молекул.

Раздел 3.

Тема 4. Термодинамика химических реакций.

1. Основные понятия: термохимия, тепловой эффект, энтальпия (стандартная энтальпия), термохимические реакции (экзотермические, эндотермические).
2. Термохимические уравнения.
3. Закон Гесса и следствия из него.
4. Энтальпия образования химических соединений. Стандартные энтальпии образования и сгорания
5. Понятие об энтропии. Стандартные энтропии. Изменение энтропии при химических реакциях.
6. Энергия Гиббса. Энтальпийный и энтропийный факторы процессов.
7. Изменение энергии Гиббса при химических процессах. Направление реакций

Тема 5. Кинетика химических реакций и химическое равновесие.

1. Скорость химической реакции. Химическая кинетика.
2. Зависимость скорости реакции от концентрации и природы реагирующих веществ.
3. Молекулярность и порядок реакции.
4. Энергия активации, активированный комплекс.
5. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
6. Уравнение Аррениуса. Фотохимические процессы.
7. Гомогенный и гетерогенный катализ. Зависимость скорости реакции от катализаторов. Обратимые и необратимые процессы.
8. Химическое равновесие. Константа равновесия.
9. Смещения равновесия. Принцип Ле-Шателье.
10. Равновесие в гетерогенных системах. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Константа равновесия.

Раздел 4.

Тема 6. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.

1. Общая характеристика.

2. Теория растворов. Энергетический эффект растворения.
3. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость веществ.
4. Способы выражения концентрации растворов. Расчетные формулы. Пересчеты концентраций.

Тема 7. Теория электролитической диссоциации. Ионообменные реакции.

1. Электролитическая диссоциация. Процесс диссоциации.
2. Сила электролитов. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
3. Сильные электролиты. Теория сильных электролитов.
4. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов, солей. Ионно-молекулярные уравнения. Смещение ионных равновесий.

Тема 8. Определение pH растворов. Индикаторный метод.

1. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
2. Оценка pH с помощью индикаторов.
3. Способы вычисления pH в растворах кислот и оснований.
4. Произведение растворимости.
5. Понятия о буферных растворах.

Тема 9. Гидролиз солей.

1. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза. Степень и константа гидролиза.
2. Смещение гидролитического равновесия.
3. Вычисление pH растворов солей.

Раздел 5.

Тема 10. Способы получения и химические свойства комплексных соединений.

1. Строение комплексных соединений
2. Методы получения комплексных соединений.
3. Химические свойства комплексных соединений.
4. Номенклатура комплексных соединений.

Раздел 6.

Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции.

1. Классификация ОВР. Составление уравнений. Метод полуреакций. Важнейшие окислители и восстановители.
2. Влияние среды на протекание реакций ОВР. Электрохимические системы. Особенности электрохимических процессов.

Тема 12. Электролиз.

1. Ионно-металлический электрод. Уравнение Нернста. Газовые электроды. Водородный электрод. Кислородный электрод. Стандартный электродный потенциал.
2. Электрохимический ряд напряжений металлов. Окислительно-восстановительные свойства металлов.
3. Гальванический элемент. Элемент Даниэля-Якоби. Катодный, анодный процессы. Схема электрохимической цепи.
4. Термодинамика гальванического элемента. ЭДС гальванического элемента.

Раздел 7.

Тема 13. Реакции катионов I-VI аналитических групп

1. I – VI аналитические группы катионов.
2. Качественные реакции на катионы I – VI групп.

Тема 14. Классификация анионов. Реакции анионов SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , Cl^- , NO_3^-

1. Аналитические группы анионов.
2. Качественные реакции на анионы.

Тема 15. Анализ сухих солей

1. Качественный анализ катионов.
2. Качественный анализ анионов.
3. Анализ сухого вещества.

Тема 17. Введение в гравиметрический анализ.

1. Методы, приборы, посуда. Аналитические весы.
2. Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков.

Тема 18. Стандартизация раствора кислоты. Определение щелочи в растворе.

1. Сущность метода, прямое и обратное титрование, титрование заместителя.
2. Методы титриметрического анализа.
3. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе, измерительная посуда, вычисления в титриметрическом анализе.
4. Титрование, точка эквивалентности и конечная точка титрования, стандартные и стандартизированные растворы, первичные стандарты и предъявляемые к ним требования, фиксаналы, стандартизированные растворы, источники погрешностей в титриметрии.

5. Кислотно-основное титрование: сущность метода, первичные стандарты для растворов кислот и щелочей, точка нейтральности, точка эквивалентности и конечная точка титрования.

Тема 19. Перманганатометрия. Стандартизация раствора KMnO_4 . Определение Fe^{2+} в растворе соли Мора.

1. Комплексонометрическое титрование: сущность метода, свойства комплексных соединений, используемые в аналитической химии.

2. Комплексоны, комплексоны, трилон Б как титрант в комплексонометрии.

3. Металлиндикаторы.

4. Стандартизация раствора трилона Б. Определение жесткости H_2O .

Тема 20. Физико-химические методы анализа.

1. Потенциометрия.

2. Спектрофотометрия.

3. Хроматография.

Раздел 8.

Тема 21. Введение в органическую химию.

1. Пространственное строение органических соединений. Изомерия органических соединений. Типы химических связей в органических соединениях. Электронные эффекты заместителей.

2. Индуктивный эффект. Мезомерный эффект. Влияние электронных эффектов заместителей на реакционную способность органических соединений. Типы органических реакций: реакции замещения ($SR; SN; SE$), реакции присоединения ($AE; AN$), реакции элиминирования (E), реакции окисления, внутримолекулярной перегруппировки.

Тема 22. Арены. Спирты. Фенолы.

1. Арены. Понятие об ароматичности, строение аренов. Получение бензола и его гомологов. Физические, химические свойства. Реакции электрофильного замещения: галогенирование, нитрование, сульфирование, алкилирование, ацилирование.

2. Спирты. Определение, классификация, изомерия, номенклатура. Методы получения. Физические, химические свойства. Многоатомные спирты. Производные многоатомных спиртов. Непредельные спирты. Спирты ароматического ряда.

3. Фенолы. Определение, строение, классификация, номенклатура, изомерия. Физико-химические свойства. Взаимное влияние фенильного радикала и гидроксильной группы. Свойства бензольного кольца фенола: реакции галогенирования, нитрования, окисления. Качественная реакция на фенолы и нафтолы. Антисептические свойства фенола, его производных и их применение.

Тема 23. Альдегиды и кетоны. Карбоновые кислоты.

1. Классификация, номенклатура альдегидов и кетонов, отдельные представители и их значение. Физические и химические свойства. Полимеризация альдегидов. Окисление альдегидов, кетонов.

2. Классификация, номенклатура карбоновых кислот. Электронное строение карбоксильной группы. Одноосновные предельные карбоновые кислоты. Методы получения. Физические свойства. Химические свойства. Высшие жирные карбоновые кислоты. Двухосновные карбоновые кислоты.

Тема 24. Липиды. Углеводы.

1. Классификация.

2. Строение, распространение в природе. Значение в процессе жизнедеятельности растений.

3. Физико-химические свойства.

Тема 25. Аминосоединения.

1. Аминосоединения. Амины. Классификация, функциональная группа. Амины, аминоспирты, амиды кислот. Представители и их значение.

2. Аминокислоты. Классификация, изомерия, номенклатура. Распространение в природе. Заменимые и незаменимые аминокислоты. Способы получения и физико-химические свойства аминокислот. Биохимические превращения α -аминокислот.

3. Определение, классификация, распространение в природе, значение в процессе жизнедеятельности животных и растительных организмов. Элементный состав, молекулярная масса белков, форма молекул белка. Уровни структурной организации. Отдельные представители протеинов и протеидов. Физические и химические свойства белков. Цветные (качественные) реакции на белки.

Тема 26. Полимеры.

1. Способы получения.

2. Химические свойства.

Шкала и критерии оценивания самоподготовки по темам лабораторных занятий

- оценка «зачтено» выставляется, если студент изучил тему лабораторного занятия, ориентируясь на вопросы для самоподготовки, оформил отчетный материал в виде отчёта о лабораторной работе, смог выполнить необходимые расчёты и сделать выводы.

- оценка «не зачтено» выставляется, если студент неаккуратно оформил отчетный материал в виде отчёта о лабораторной работе, не смог выполнить необходимые расчёты и сделать выводы.

7. Общие методические рекомендации по оформлению и выполнению отдельных видов ВАРС

7.1. Рекомендации по выполнению индивидуального задания

Учебные цели, на достижение которых ориентировано выполнение реферата: получить целостное представление об основных современных проблемах химии и путей их решения.

Учебные задачи, которые должны быть решены студентом в рамках выполнения индивидуального задания:

- систематизация знаний, формирование и отработка навыков химического исследования, накопление опыта работы с учебной и научной литературой;
- совершенствование в изложении своих мыслей, самостоятельного построения структуры работы, постановки задач, раскрытие основных вопросов, умение сформулировать логические выводы и предложения.

При выполнении индивидуального задания студенты могут использовать любые учебные пособия, консультации с преподавателем. Каждому студенту дается свой вариант работы. Работа выполняется на отдельных листах. Выполненная работа в установленный срок передаётся на кафедру преподавателю для проверки. Преподаватель проверяет ее и делает соответствующую отметку: «зачтено» или «не зачтено». Если работа не зачтена, то она передается студенту для доработки. Доработанный вариант работы вновь направляется на проверку преподавателю.

7.1.1. Шкала и критерии оценивания индивидуального задания

- оценка «зачтено» выставляется, если студент выполнил более 60% задания;
- оценка «не зачтено» выставляется, если студент ответил менее 60% вопросов задания.

7.2. Рекомендации по самостоятельному изучению тем

ВОПРОСЫ для самостоятельного изучения темы

«Основные классы неорганических соединений»

1. Классификация неорганических соединений.
2. Химические свойства оксидов, кислот, оснований, солей.
3. Способы получения оксидов, кислот, оснований, солей.
4. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

«Типы химических связей»

1. Ионная связь. Её отличия от ковалентной.
2. Особенности водородной связи. Роль водородной связи в биополимерах (белки, крахмал).
3. Какая связь называется металлической? Её особенности.

«Особые свойства и закономерности поведения дисперсных систем»

1. Дисперсные системы. Классификации и методы получения дисперсных систем.
2. Кинетическая и агрегативная устойчивость дисперсных систем.
3. Грубодисперсные системы: суспензии, эмульсии, пены.
4. Коллоидные системы. Строение коллоидной частицы. Свойства коллоидных систем.
5. Коагуляция.

«Физико-химические методы анализа»

1. Оптические методы анализа.
2. Электрохимические.
3. Хроматографические.

«Углеводороды»

Алифатические углеводороды

1. Классификация. Номенклатура, изомерия.
2. Способы получения.
3. Физические свойства.
4. Химические свойства.

5. Применение.

Ароматические углеводороды

1. Классификация. Номенклатура, изомерия.
2. Способы получения.
3. Физические свойства.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Общий алгоритм самостоятельного изучения темы

1) Ознакомиться с рекомендованной учебной литературой и электронными ресурсами по теме (ориентируясь на вопросы для самоконтроля).
2) На этой основе составить развёрнутый план изложения темы
3) Выбрать форму отчетности конспектов (план – конспект, текстуальный конспект, свободный конспект, конспект – схема)
2) Оформить отчётный материал в установленной форме в соответствии методическими рекомендациями
3) Провести самоконтроль освоения темы по вопросам, выданным преподавателем
4) Предоставить отчётный материал преподавателю по согласованию с ведущим преподавателем
5) Подготовиться к предусмотренному контрольно-оценочному мероприятию по результатам самостоятельного изучения темы
6) Принять участие в указанном мероприятии, пройти рубежное тестирование по разделу на аудиторном занятии и заключительное тестирование в установленное для внеаудиторной работы время

7.2.1 ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

самостоятельного изучения темы

- оценка «зачтено» выставляется, если студент оформил отчетный материал в виде доклада на основе самостоятельного изученного материала, смог всесторонне раскрыть теоретическое содержание темы.

- оценка «не зачтено» выставляется, если студент неаккуратно оформил отчетный материал в виде доклада на основе самостоятельного изученного материала, не смог всесторонне раскрыть теоретическое содержание темы.

8. Входной контроль и текущий (внутрисеместровый) контроль хода и результатов учебной работы

8.1 Вопросы для входного контроля

1. Основные классы неорганических соединений.
2. Химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей
3. Типы химической связи
4. Количество вещества.
5. Молярный объем газообразного вещества.
6. Эквивалент вещества. Эквивалентное число.
7. Внутренняя энергия.
8. Теплота и работа.
9. Первый закон т/д.
10. Простые и сложные реакции.
11. Скорость химической реакции.
12. Гомогенные и гетерогенные реакции.
13. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
 - а) влияние изменения концентрации одного вещества на направление смещения равновесия;
 - б) влияние изменения давления (концентрации всех веществ) на направление смещения равновесия;
 - в) влияние изменения температуры на направление смещения равновесия;
14. Истинные растворы. Растворитель, растворенное вещество. Типы растворов (молекулярные и ионные). Твердые, жидкие и газообразные растворы.
15. Способы выражения концентрации растворов ($\omega\%$, C_m , C_n , T). Закон эквивалентов для растворов.
16. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации:
 - 1-е положение – сильные и слабые электролиты; степень диссоциации;
17. Диссоциация сильных и слабых электролитов (в том числе кислых и основных солей).
18. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.
19. Водородный и гидроксильный показатели среды
20. Значения pH и pOH в нейтральных, кислых и щелочных средах.

8.1.1 ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

ответов на вопросы входного контроля

- оценка «зачтено» выставляется обучающемуся, если вопрос раскрыт, во время дискуссии высказывается собственная точка зрения на обсуждаемую проблему, демонстрируется способность аргументировать доказываемые положения и выводы.

- оценка «не зачтено» выставляется, если обучающийся не способен доказать и аргументировать собственную точку зрения по вопросу, не способен сослаться на мнения ведущих специалистов по обсуждаемой проблеме.

8.2. Текущий контроль успеваемости

В течение семестра, проводится текущий контроль успеваемости по дисциплине, к которому студент должен быть подготовлен.

Отсутствие пропусков аудиторных занятий, активная работа на лабораторных занятиях, общее выполнение графика учебной работы являются основанием для получения положительной оценки по текущему контролю.

В качестве текущего контроля может быть использован тестовый контроль. Тест состоит из небольшого количества элементарных вопросов по основным разделам дисциплины: неправильные решения разбираются на следующем занятии; частота тестирования определяется преподавателем.

Образец билета по теме «Классификация неорганических соединений»

1. Амфотерным и основным оксидами соответственно являются:

- | | |
|---|--|
| 1) FeO и SO_2 | 3) ZnO и NO |
| 2) Al_2O_3 и K_2O | 4) Fe_2O_3 и CO |

2. Гидроксид калия будет взаимодействовать с каждым веществом из набора:

- | | |
|---|--|
| 1) NaOH , H_2SO_4 , K_2O | 3) NO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, HCl |
| 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{SO})_4$, HBr | 4) HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Cl_2O_7 |

3. Сколько кислотных остатков у фосфорной кислоты?

- | | |
|------|------|
| 1) 1 | 3) 3 |
| 2) 2 | 4) 4 |

4. Как называется соль $\text{AlOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$?

- | | |
|---------------------------|------------------------------|
| 1) диацетат гидроалюминия | 3) ацетат гидроксоалюминия |
| 2) дигидроацетат алюминия | 4) ацетат дигидроксоалюминия |

5. Указать тип данной соли $[\text{Ni}(\text{OH})]_2 \text{SO}_4$

- | | |
|------------|-------------|
| 1) кислая | 3) двойная |
| 2) средняя | 4) основная |

6. Из перечисленных кислотных оксидов не реагирует с водой

- | | |
|----------------------------|---------------------------|
| 1) SO_3 | 3) P_2O_5 |
| 2) Cl_2O_7 | 4) SiO_2 |

7. При нагревании оксида железа (II) с оксидом углерода (II) образуются углекислый газ и....

- | | |
|-----------------|----------------------------|
| 1) Fe | 3) Fe_2O_3 |
| 2) FeO | 4) Fe_3O_4 |

8. Какое вещество надо прибавить к нитрату гидроксомагния, чтобы превратить его в нитрат магния?

- | | |
|-----------------------------|--------------------|
| 1) HNO_3 | 3) MgO |
| 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | 4) NaNO_3 |

Образец билета по теме «Основы термодинамики»

1. **Неверно**, что согласно второму началу термодинамики ...

- 1) КПД тепловой машины всегда меньше единицы (100%)
- 2) тепловой эффект обратной реакции больше теплового эффекта прямой реакции
- 3) в изолированной системе самопроизвольно идут процессы, сопровождающиеся увеличением

энтропии

4) теплота самопроизвольно переходит от более нагретого тела к менее нагретому

2. В каком ряду газообразные галогеноводороды расположены в порядке возрастания их стойкости?

1) HF , HCl , HBr , HI

3) HCl , HF , HBr , HI

2) HI , HF , HCl , HBr

4) HI , HBr , HCl , HF

3. По термохимическому уравнению $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO} + 310 \text{ кДж}$ вычислите количество теплоты, выделяющейся в результате окисления 16 г меди.

1) 38,75 кДж

3) 1240 кДж

2) 77,5 кДж

4) 2480 кДж

4. Чему равна стандартная энтальпия образования H_2S (г), если известен тепловой эффект реакции его горения: $2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{SO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$; $\Delta H^0 = -1038 \text{ кДж}$?

1) -499 кДж

3) -40 кДж

2) -20 кДж

4) -1058 кДж

5. Каким из уравнений можно воспользоваться для расчета изменения энтальпии процесса $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; $\Delta H_{\text{х.р.}} = ?$

1) $\Delta H_{\text{х.р.}} = \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} + \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2\text{O}_3} - 3 \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{SO}_3}$

2) $\Delta H_{\text{х.р.}} = \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2\text{O}_3} - 3 \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{SO}_3} - \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}$

3) $\Delta H_{\text{х.р.}} = \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} - \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2\text{O}_3} - 3 \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{SO}_3}$

4) $\Delta H_{\text{х.р.}} = \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} - \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{Al}_2\text{O}_3} - \Delta H^{\text{обр.}}_{\text{SO}_3}$

Образец билета по теме «Общие закономерности протекания химических реакций»

1. При увеличении общего давления в 2 раза скорость элементарной газовой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ увеличится в раз(а).

1) 2

2) 4

3) 6

4) 8

2. Если при увеличении температуры от 20 до 40°C скорость реакции возросла в 9 раз, то значение температурного коэффициента реакции равно...

1) 2

2) 3

3) 6

4) 9

3. Для смещения равновесия в системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{тв}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г})$, $\Delta H_r^0 = -21 \text{ кДж}$ в сторону образования сероводорода необходимо ...

1) понизить температуру

3) понизить давление

2) ввести катализатор

4) повысить давление

4. Какой физический смысл константы скорости реакции?

1) величина, характеризующая реакционную способность веществ при данной концентрации;

2) равна скорости реакции, если концентрация каждого из реагирующих веществ равна 1 моль/л;

3) равна скорости реакции, если концентрации реагирующих веществ равны между собой;

4) равна скорости реакции, если произведение концентраций реагирующих веществ равно единице.

5. Изменение давления не влияет на смещение равновесия в системе...

1) $\text{C}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$

3) $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$

2) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$

4) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$

6. Для системы, находящейся при постоянных давлении и температуре, условием состояния равновесия является

1) $\Delta G_r < 0$

3) $\Delta H_r = 0$

2) $\Delta H_r < 0$

4) $\Delta G_r = 0$

7. Какое из приведенных выражений соответствует закону действующих масс прямой реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$?

1) $k \cdot [\text{Fe}_2\text{O}_3] \cdot [\text{CO}]^3$

3) $k \cdot [\text{CO}]^3$

2) $k \cdot [\text{Fe}_2\text{O}_3] \cdot [\text{CO}]$

4) $k \cdot [\text{Fe}_2\text{O}_3]^3$

Образец билета по теме «Растворы»

1. Электролиты - это вещества, которые...

1. не растворимы в органических растворителях
2. диссоциируют в растворе или расплаве на ионы
3. растворимы в воде
4. не проводят электрический ток

2. Для уравнения реакции $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} = \dots$ сокращенное ионное уравнение имеет вид...

1. $\text{CuSO}_4 + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2 + \text{SO}_4^{2-}$
2. $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
3. $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{K}_2\text{SO}_4$
4. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2$

3. Бромид бария вступит в реакцию обмена в водном растворе с ...

1. сульфатом меди (II)
2. хлоридом меди (II)
3. гидроксидом лития
4. азотной кислотой

4. Для соединений NH_4OH и NH_4NO_3 верно, что ...

1. оба — сильные электролиты
2. оба — слабые электролиты
3. только второе — сильный электролит
4. только первое — сильный электролит

5. Укажите правильное выражение $K_{\text{дис}}$ гидроксида железа (III) по второй ступени:

1. $K_{\text{дис}2} = \frac{2[\text{OH}^-][\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe(OH)}_2^+]}$;
2. $K_{\text{дис}2} = \frac{[\text{OH}^-]^2[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe(OH)}_3]}$.
3. $K_{\text{дис}2} = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^2}{[\text{Fe(OH)}_2^+]}$;
4. $K_{\text{дис}2} = \frac{[\text{Fe(OH)}_2^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{Fe(OH)}_2^+]}$;

Образец билета по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

1. В реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{KNO}_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ окисляется ион ...

- 1) SO_4^{2-}
- 2) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- 3) NO_2^-
- 4) K^+

2. Общая сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ равна ...

- 1) 3
- 2) 4
- 3) 6
- 4) 7

3. Коэффициент перед восстановителем в уравнении реакции $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$ равен

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

4. Сульфит натрия может проявлять в окислительно-восстановительных реакциях свойства

- 1) только окислителя
- 2) только восстановителя
- 3) ни окислителя, ни восстановителя
- 4) и окислителя, и восстановителя

5. Восстановительные свойства железо проявляет в реакции:

- 1) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
- 3) $\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$

Образец билета по теме «Элементы органической химии»

1. Вещество состава C_5H_{10} в котором атомы связаны только s-связями, называется...

- 1) циклопентан
- 2) 2-метилбутен – 1
- 3) пентен – 1
- 4) пентен – 2

2. В ряду углеводородов этан — этен — этин длина связи C—C
- 1) увеличивается
 - 2) уменьшается
 - 3) не изменяется
 - 4) от этана к этену увеличивается, от этена к этину уменьшается
3. Общая формула алкенов
- 1) C_nH_{2n-6}
 - 2) C_nH_{2n-2}
 - 3) C_nH_{2n}
 - 4) C_nH_{2n+2}
4. Тефлон образуется при полимеризации мономера, формула которого ...
- 1) $CHF = CHF$
 - 2) $CHF = CF_2$
 - 3) $CF_2 = CF_2$
 - 4) $CF_2 = C = CF_2$
5. Полимер, образующийся при полимеризации мономера C_3H_6 , называется ...
- 1) полиэтилен
 - 2) полипропилен
 - 3) полиэфир
 - 4) полистирол
6. Для синтеза синтетических каучуков в качестве мономеров не используется...
- 1) 2-хлор-2, 3-бутадиен
 - 2) 2-хлор-2, 3-бутадиен стирол
 - 3) 1,3-бутадиен
 - 4) формальдегид
7. Процесс образования дисульфидных мостиковых связей в структуре каучука называется...
- 1) вулканизацией
 - 2) полимеризацией
 - 3) поликонденсацией
 - 4) деформацией

8.2.1 ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

ответов на вопросы рубежного контроля

- оценка «отлично» выставляется обучающемуся, если получено более 81% правильных ответов.
- оценка «хорошо» - получено от 71 до 80% правильных ответов.
- оценка «удовлетворительно» - получено от 61 до 70% правильных ответов.
- оценка «неудовлетворительно» - получено менее 61% правильных ответов.

9. Промежуточная (семестровая) аттестация по курсу

9.1 Нормативная база проведения промежуточной аттестации обучающихся по результатам изучения дисциплины:	
1) действующее «Положение о текущем контроле успеваемости, промежуточной аттестации обучающихся по программам высшего образования (бакалавриат, специалитет, магистратура) и среднего профессионального образования в ФГБОУ ВО Омский ГАУ»	
9.2. Основные характеристики промежуточной аттестации обучающихся по итогам изучения дисциплины	
Цель промежуточной аттестации -	установление уровня достижения каждым обучающимся целей обучения по данной дисциплине, изложенных в п.2.2 настоящей программы
Форма промежуточной аттестации -	экзамен
Место экзамена в графике учебного процесса:	1) подготовка к экзамену и сдача экзамена осуществляется за счёт учебного времени (трудоемкости), отведённого на экзаменационную сессию для обучающихся, сроки которой устанавливаются приказом по университету
	2) дата, время и место проведения экзамена определяется графиком сдачи экзаменов, утверждаемым деканом выпускающего факультета
Форма экзамена -	<i>Письменный</i>
Процедура проведения экзамена -	представлена в фонде оценочных средств по дисциплине (см. Приложение 9)
Экзаменационная программа по учебной дисциплине:	1) представлена в фонде оценочных средств по дисциплине (см. Приложение 9) 2) охватывает разделы (в соответствии с п. 4.1 настоящего документа)
Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков:	представлены в фонде оценочных средств по дисциплине (см. Приложение 9)
9.2 Основные характеристики промежуточной аттестации обучающихся по итогам изучения дисциплины	
Цель промежуточной аттестации -	установление уровня достижения каждым обучающимся целей и задач обучения по данной дисциплине, изложенным в п.2.2 настоящей программы
Форма промежуточной аттестации -	зачёт
Место процедуры получения зачёта в графике учебного процесса	1) участие обучающегося в процедуре получения зачёта осуществляется за счёт учебного времени (трудоемкости), отведённого на изучение дисциплины
	2) процедура проводится в рамках ВАО, на последней неделе семестра
Основные условия получения обучающимся зачёта:	1) обучающийся выполнил все виды учебной работы (включая самостоятельную) и отчитался об их выполнении в сроки, установленные графиком учебного процесса по дисциплине; 2) прошёл заключительное тестирование; 3) подготовил полноценное учебное портфолио.
Процедура получения зачёта -	Представлены в Фонде оценочных средств по данной учебной дисциплине (см. – Приложение 9)
Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков:	

9.3. Заключительное тестирование по итогам изучения дисциплины

По итогам изучения дисциплины, студенты проходят заключительное тестирование. Тестирование является формой контроля, направленной на проверку владения терминологическим аппаратом, современными информационными технологиями и конкретными знаниями в области фундаментальных и прикладных дисциплин.

9.3.1 Подготовка к заключительному тестированию по итогам изучения дисциплины

Тестирование осуществляется по всем темам и разделам дисциплины, включая темы, выносимые на самостоятельное изучение.

Процедура тестирования ограничена во времени и предполагает максимальное сосредоточение студента на выполнении теста, содержащего несколько тестовых заданий.

Уважаемые студенты!

Прежде чем приступить к выполнению заданий внимательно ознакомьтесь с инструкцией:

1. Отвечая на вопрос с выбором правильного ответа, правильный, на ваш взгляд, ответ (ответы) обведите в кружок.

2. В заданиях открытой формы впишите ответ в пропуск.

3. В заданиях на соответствие заполните таблицу.

4. В заданиях на правильную последовательность впишите порядковый номер в квадрат.

5. Время на выполнение теста – 60 минут

6. За каждый верный ответ Вы получаете 1 балл, за неверный – 0 баллов. Максимальное количество полученных баллов 20.

Желаем удачи!

Тестирование проводится в письменной форме (на бумажном носителе). Тест включает в себя 20 вопросов. Время, отводимое на выполнение теста - 60 минут. В каждый вариант теста включаются вопросы в следующем соотношении: закрытые (одиночный выбор) – 25-30%, закрытые (множественный выбор) – 25-30%, открытые – 25-30%, на упорядочение и соответствие – 5-10%.

На тестирование выносятся по 2-3 вопроса из каждого раздела дисциплины.

Бланк теста

Образец

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«Омский государственный аграрный университет имени П.А. Столыпина»

Тестирование по итогам освоения дисциплины «Химия»

ФИО _____ группа _____

Дата _____

Вариант № 1

1. Чему равна концентрация ионов водорода в растворе КОН с концентрацией 0,01 моль/л, при условии, что КОН полностью продиссоциировал

A. 10^{-12} моль/л B. 10^{-2} моль/л C. 10^2 моль/л D. 10^{-7} моль/л. E. 10^{-5} моль/л.

2. Определите тип химической связи в молекуле бромида калия (KBr)

A. ионная B. металлическая C. ковалентная неполярная
D. ковалентная полярная E. водородная

3. Как изменится скорость реакции $N_2(g) + 2O_2(g) = 2NO_2(g)$, если увеличить концентрацию кислорода в 5 раз.

A. увеличится в 10 раз B. уменьшится в 5 раз C. уменьшится в 50 раз
D. увеличится в 25 раз E. увеличится в 15 раз

4. Какой фактор оказывает влияние на смещение равновесия влево: $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$

A. понижение температуры B. понижение концентрации SO_2
C. повышение концентрации O_2 D. повышение концентрации SO_2

5. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора ортофосфорной кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л.

A. 0,5н; B. 1н; C. 2н; D. 2,5н; E. 1,5н

6. Чему равна масса серной кислоты в 200 мл раствора с нормальной концентрацией 0,5 моль экв/л?

A. 4,9г; B. 1,2г; C. 3,5г; D. 2,8г; E. 6,7г.

7. В каком объеме 0,2 н раствора содержится 120 г $CuSO_4$?

8. Укажите реакцию среды щелочного раствора.

- A. $\text{pH} > 7$ B. $\text{pH} < 7$ C. $\text{pH} =$ D. $\text{pH} = 5$ E. $\text{pH} < 5$

9. В каком из приведенных соединений хлор проявляет свойства только окислителя?

- A. HClO_4 B. HClO_3 C. HCl ; D. HClO E. Cl_2

10. Какой из приведенных процессов представляет собой восстановление?

- A. $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$; B. $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}^{2+}$; C. $\text{P}^{3+} \rightarrow \text{P}^{5+}$;
D. $\text{As}^{5+} \rightarrow \text{As}^{3+}$; E. $\text{Si}^{2+} \rightarrow \text{Si}^{4+}$;

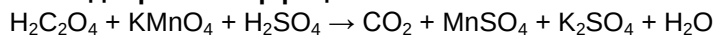
11. В каком из приведенных соединений марганец проявляет свойства только окислителя?

- A. MnO_2 B. Mn(OH)_2 C. K_2MnO_4 D. MnCl_2 E. KMnO_4

12. Какой из приведенных процессов представляет собой окисление?

- A. $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{6+}$; B. $\text{P}^{5+} \rightarrow \text{P}^{3+}$; C. $\text{N}^{5+} \rightarrow \text{N}^{3-}$;
D. $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^-$; E. $\text{Sn}^{4+} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$

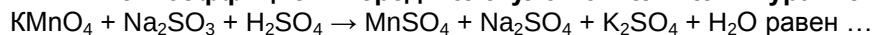
13. Подберите коэффициенты в схеме ОВР:



14. Окислитель – это атом, молекула или ион, который

- A. увеличивает свою степень окисления B. принимает электроны
C. отдает электроны D. изменяет свою степень окисления
E. уменьшает степень окисления

15. Коэффициент перед молекулой окислителя в уравнении реакции



- A. 3 B. 2 C. 4 D. 6

16. Сколько граммов цинка выделится на катоде, если через раствор хлорида цинка (II) пропускать ток силой 3 А в течение 3217 секунд?

- A 65,0 B 32,5 C 3,25 D 6,5 E 13,0

17. Определить последовательность восстановления катионов при электролизе соответствующих солей: Mg^{2+} (1), Al^{3+} (2), Zn^{2+} (3), Fe^{2+} (4), Ag^+ (5).

- A 1 2 3 4 5 B 5 4 3 2 1 C 1 3 2 4 5 D 1 4 3 5 2 E 2 5 4 3 1

18. Какой металл можно применить в качестве анодного покрытия для защиты изделия из железа ($E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}$) от коррозии?

- A. свинец $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126 \text{ В}$ B. магний $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36 \text{ В}$
C. серебро $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ В}$ D. медь $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ В}$
E олово $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,136 \text{ В}$

19. Вещество X при определенных условиях может реагировать и с хлороводородом, и с бромной водой. Какое это вещество?

- A. C_2H_4 C. CH_3NH_2
B. Cu(OH)_2 D. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

20. Превращение бутана в бутен относится к реакции

- A. полимеризации C. дегидрирования
B. дегидратации D. изомеризации

9.3.2 Шкала и критерии оценивания

ответов на тестовые вопросы тестирования по итогам освоения дисциплины

- оценка «отлично» выставляется обучающемуся, если получено более 91% правильных ответов.

- оценка «хорошо» - получено от 76 до 90% правильных ответов.

- оценка «удовлетворительно» - получено от 61 до 75% правильных ответов.

- оценка «неудовлетворительно» - получено менее 60% правильных ответов.

9.4 Перечень примерных вопросов к экзамену

1. Современные представления о строении атома.
2. Принципы последовательного заполнения атомных орбиталей. связи.
3. Способы перекрывания атомных орбиталей при образовании ковалентных связей: σ -, π -, δ -
4. Закон эквивалентов. Определение понятия моль эквивалентов вещества. Как вычисляется моль эквивалентов кислот и оснований?
5. Периодический закон Д. И. Менделеева: периодически изменяющиеся характеристики и свойства элементов.
6. Основные характеристики химической связи: направленность, насыщенность, полярность и поляризуемость.
7. Ионная и металлическая связи. Привести примеры. Дать основные характеристики связей.
8. Способы образования ковалентной связи. Привести примеры.
9. Основные понятия химической термодинамики: тепловой эффект реакции, внутренняя энергия и энтальпия.
10. Химическая кинетика. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации химической реакции.
11. Скорость гомогенных химических реакций. Основное уравнение химической кинетики.
12. Растворы
13. Способы выражения концентрации растворов.
14. Растворы сильных электролитов. Активность и коэффициент активности, ионная сила растворов.
15. Растворы слабых электролитов? Константа и степень диссоциации слабых электролитов.
16. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды: pH и pOH .
17. Зависимость степени диссоциации слабого электролита от концентрации, влияние одноимённых ионов и температуры.
18. Гидролиз солей. Типы гидролиза солей. Степень гидролиза.
19. Окисление, восстановление. Окислитель, восстановитель. Определение понятий.
20. Типы окислительно-восстановительных реакций. Привести примеры.
21. Методы нахождения стехиометрических коэффициентов в ОВР. Метод электронного баланса.
22. Гальванические элементы. Электролиз
23. Коррозия. Способы защиты от коррозии.
24. Аналитическая химия. Методы анализа.
25. Качественный анализ. Классификация катионов. Качественные реакции на анионы.
26. Классификация анионов. Качественные реакции на анионы.
27. Классификация методов количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ, их сравнительные характеристики.
28. Растворимость. Влияние различных факторов на растворимость осадка: добавление электролитов, содержащих одноименные ионы, не содержащих одноименные ионы, кислотность среды, температура.
29. Титриметрический анализ. Сущность метода. Основные понятия: титрование, титрованный раствор, точка эквивалентности. Требования к реакциям в титриметрическом анализе.
30. Классификация методов титриметрии: по типу реакции, по методу, по способу титрования.
31. Основные расчетные формулы титриметрического анализа при прямом и косвенном титровании
32. Способы выражения концентраций в аналитической химии. Титр по определяемому веществу. Поправочный коэффициент титранта.
33. Метод нейтрализации. Сущность метода. Ацидиметрия и алкалиметрия.
34. Метод редоксиметрии. Его сущность, классификация. Требования к реакциям. Окислительно-восстановительные потенциалы, влияние на них различных факторов.
35. Перманганатометрия. Рабочий и стандартные растворы в методе. Установление эквивалентных масс.
36. Метод осадительного титрования. Сущность, классификация метода, требования к реакциям. Классификация методов осадительного титрования.
37. Комплексиметрия. Сущность методов, требования к реакциям. Классификация методов комплексиметрического титрования. Понятия о комплексах, их преимущества. Трилон Б, особенности его химического строения. Способы фиксирования точки эквивалентности в комплексонометрии. Металл-индикаторы.
38. Жесткость природных вод. Виды жесткости, способы их устранения. Определение общей жесткости воды трилонометрическим методом.
39. Теоретические основы органической химии. Пространственное строение органических соединений. Изомерия органических соединений. Типы химических связей в органических соединениях. Электронные эффекты заместителей.
40. Углеводороды: Алканы. Алкены. Алкины. Алкадиены. Способы получения, химические свойства.
41. Арены. Понятие об ароматичности, строение аренов. Получение бензола и его гомологов. Физические, химические свойства.
42. Спирты. Определение, классификация, изомерия, номенклатура. Методы получения. Физические, химические свойства.

43. Фенолы. Определение, строение, классификация, номенклатура, изомерия. Физико-химические свойства.
44. Альдегиды и кетоны. Классификация, номенклатура, отдельные представители и их значение. Физические и химические свойства.
45. Карбоновые кислоты и их производные. Определение. Классификация, номенклатура. Методы получения. Физические свойства. Химические свойства.
46. Углеводы. Распространение в природе, биологическая роль, классификация по числу углеводных остатков (моносахариды, полисахариды). Физические и химические свойства моносахаридов, дисахаридов (восстанавливающих и невосстанавливающих). Гомо- и гетерополисахариды. Отдельные представители, распространение в природе, значение.
47. Аминосоединения. Амины. Аминокислоты. Классификация, изомерия, номенклатура. Распространение в природе. Заменяемые и незаменимые аминокислоты. Способы получения и физико-химические свойства аминокислот.
48. Белки. Определение, классификация, распространение в природе, значение в процессе жизнедеятельности животных и растительных организмов. Физические и химические свойства белков. Цветные (качественные) реакции на белки.

Образец

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Омский государственный аграрный университет имени П.А. Столыпина»
Кафедра математических и естественнонаучных дисциплин

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ №1 по дисциплине «Химия»

1. Окислительно-восстановительные свойства элементов. Закономерность изменения окислительно-восстановительных свойств элементов в периодах и группах. Металлические и неметаллические элементы в периодической системе Д.И. Менделеева.
2. Электролиз. Сущность процесса электролиза. Явление перенапряжения. Понятие об инертных (нерастворимых) и активных (растворимых) электродах.
3. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:
$$\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{BeSO}_4$$
Приведите названия исходных соединений и продуктов реакции.

9.4.1 ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

Результаты экзамена определяют оценки «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно» и объявляют в день экзамена:

- оценку «отлично» выставляют обучающемуся за полное и прочное знание программного материала в заданном объеме;
- оценка «хорошо» ставится обучающемуся за прочное знание программного материала при малозначительных неточностях;
- оценка «удовлетворительно» ставится обучающемуся за знание материала с пробелами, неточностями, ошибками, при отсутствии понимания основных понятий;
- оценку «неудовлетворительно» выставляют обучающемуся за незнание основных понятий, грубые ошибки, низкую химическую культуру.

Выставление оценки осуществляется с учетом описания показателей, критериев и шкал оценивания компетенций по дисциплине, представленных в таблице 1.2

10. Информационное и методическое обеспечение учебного процесса по дисциплине

В соответствии с действующими государственными требованиями для реализации учебного процесса по дисциплине обеспечивающей кафедрой разрабатывается и постоянно совершенствуется учебно-методический комплекс (УМКД), соответствующий данной рабочей программе и прилагаемый к ней. При разработке УМКД кафедра руководствуется установленными университетом требованиями к его структуре, содержанию и оформлению. В состав УМКД входят перечисленные ниже и другие источники учебной и учебно-методической информации, средства наглядности.

Электронная версия актуального УМКД, адаптированная для обучающихся, выставляется в информационно-образовательной среде университета.

В рамках освоения дисциплины используются учебные материалы «Общая химия» (Открытое образование <https://openedu.ru/>, НИТУ «МИСиС»), ссылка (<https://openedu.ru/course/misis/CHM/>)

ПЕРЕЧЕНЬ литературы, рекомендуемой для изучения дисциплины	
Автор, наименование, выходные данные	Доступ
1	2
Химия : учебник / Л. Н. Блинов, М. С. Гутенев, И. Л. Перфилова, И. А. Соколов. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 480 с.	http://e.lanbook.com
Вершинин, В. И. Аналитическая химия : учебник / В. И. Вершинин, И. В. Власова, И. А. Никифорова. — 3-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 428 с	http://e.lanbook.com
Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник / Н. Л. Глинка. — Москва : Юрайт, 2014. — 900 с. — ISBN 978-5-9916-3158-7. — Текст непосредственный.	НСХБ
Грандберг, И. И. Органическая химия : учебник / И. И. Грандберг, Н. Л. Нам. — 9-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 608 с.	http://e.lanbook.com
Нечаева, Е. А. Химия : учебное пособие / Е. А. Нечаева, М. Н. Кожевина. — Омск : Омский ГАУ, 2018. — 116 с.	http://e.lanbook.com
Пресс, И. А. Основы общей химии : учебное пособие / И. А. Пресс. — 2-е изд., перераб. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 496 с.	http://e.lanbook.com
Химия и жизнь - XXI век : ежемес. науч.-попул. журн. - М. : [б. и.], 1996 - .	НСХБ