

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Комарова Светлана Юриевна
Должность: Проректор по образовательной деятельности
Дата подписания: 05.10.2021 10:05:11
Уникальный программный ключ:
43ba42f5deae4116bbfcb9ac98e39108051217481add207cbee41492096d7a

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Омский государственный аграрный университет имени П.А.Столыпина»**

**Факультет агрохимии, почвоведения, экологии, природообустройства
и водопользования**

ОПОП по направлению подготовки 35.03.11 Гидромелиорация

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
по освоению учебной дисциплины
Б1.О.10 Химия**

**Направленность (профиль) «Строительство и эксплуатация
гидромелиоративных систем»**

Обеспечивающая преподавание дисциплины кафедра –	Математических и естественнонаучных дисциплин
Разработчик:	 И.В. Темерева
Омск 2021	

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.

Место учебной дисциплины в подготовке выпускника

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

Цель дисциплины – формирование и прочное усвоение фундаментальных знаний по теоретическим основам в области химии, свойствам важнейших химических элементов и их соединений; овладение техникой химического эксперимента с последующим применением полученных знаний и навыков в профессиональной деятельности.

В ходе освоения дисциплины обучающийся должен:

иметь целостное представление о процессах и явлениях, происходящих в стране, в мире, их влияние на первичные хозяйственные звенья;

владеть: навыками выполнения основных химических лабораторных операций и обработки полученных результатов;

знать: фундаментальные разделы общей химии, в том числе химические системы, химическую термодинамику и кинетику, электрохимические процессы, реакционную способность неорганических и органических веществ и их химическую идентификацию;

уметь: использовать знания в областях химии для освоения теоретических основ и практики при решении типовых задач в профессиональной сфере.

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 _{ОПК1} . Демонстрирует знание основных законов математических, естественных наук и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения стандартных задач в сфере профессиональной деятельности.	Знать фундаментальные разделы общей химии, в т.ч. химические системы, химическую термодинамику и кинетику; электрохимические процессы; реакционную способность веществ и их химическую идентификацию.	Уметь использовать знания в областях химии для освоения теоретических основ и практики при решении типовых задач в профессиональной сфере.	Владеть навыками выполнения основных химических лабораторных операций и обработки полученных результатов.

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 - фундаментальные разделы общей химии, в т.ч. химические системы, химическую термодинамику и кинетику; электрохимические процессы; реакцию способность веществ и их химическую идентификацию.	Обучающийся не знает значительной части фундаментальных разделов общей химии; допускает существенные ошибки в ответах.	Знает основные понятия и формулы из разделов общей химии. В ответах на вопросы есть неточности, ошибки в решении задач.	Свободно ориентируется в основных понятиях фундаментальных разделов общей химии. При решении задач допускает малозначительные неточности.	В совершенстве владеет понятийным аппаратом фундаментальных разделов общей химии. При ответе все задания выполнены полностью, грамотно оформлены.	Учебное портфолио, индивидуальные задания по темам, тест экзаменационные вопросы.
		Наличие умений	Умеет - использовать знания в областях химии для освоения теоретических основ и практики при решении типовых задач в профессиональной сфере.	Обучающийся не умеет решать расчётные задачи или применить теоретические знания к решению ситуационных задач.	Обучающийся испытывает затруднения при решении расчётных и ситуационных задач.	Обучающийся допускает малозначительные неточности в решении задач.	Обучающийся свободно справляется с поставленными задачами, обосновывает принятые решения, показывая при этом знания дополнительного материала.	
		Наличие навыков (владение опытом)	Владеет навыками - выполнения основных химических лабораторных операций.	Не владеет навыками выполнения основных химических лабораторных операций.	Обучающийся владеет навыками выполнения основных лабораторных операций (растворение, фильтрование, нагревание и др.).	Обучающийся владеет навыками выполнения основных лабораторных операций и использования лабораторного оборудования при проведении	Обучающийся владеет навыками обработки результатов эксперимента с применением информационно-коммуникационных тех-	

			ций.			нии химических исследо- ваний.	нологий, сравнения их с литературными данными; интерпретации результа- тов химических иссле- дований.	
--	--	--	------	--	--	-----------------------------------	---	--

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	
	1 семестр	
1. Аудиторные занятия, всего	54	
- лекции	24	
- практические занятия (включая семинары)	–	
- лабораторные работы	30	
2. Внеаудиторная академическая работа	54	
2.1 Фиксированные виды внеаудиторных самостоятельных работ:		
Выполнение и сдача/защита индивидуального/группового задания в виде**		
- индивидуальные задания по темам	21	
2.2 Самостоятельное изучение тем/вопросов программы	7	
2.3 Самоподготовка к аудиторным занятиям	11	
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):		
3. Подготовка и сдача экзамена по итогам освоения дисциплины	36	
ОБЩАЯ трудоёмкость дисциплины:	Часы	144
	Зачётные единицы	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), расчётно-графической (расчётно-аналитической) работы и др.;

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

Номер и наименование раздела дисциплины. Укрупненные темы раздела		Трудоёмкость раздела и ее распределение по видам учебной работы, час.						формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации	№№ компетенций, на фор- мирование которых ориен- тирован раздел	
		общая	аудиторная работа				ВАРС			
			всено	лекции	занятия		всего			фиксированные виды
					практические (всех форм)	лабораторные				
		2	3	4	5	6	7	8	9	10
Очная форма обучения										
1	Основные понятия и законы химии. Клас- сификация неорганических соединений.	15	10	4	-	6	5		Тест	ОПК- 1
	1.1 Основные классы неорганических со- единений.	9	6	2		4	3			
	1.2 Комплексные соединения.	6	4	2		2	2			
2	Строение вещества.	9	4	2	-	2	5		Тест	ОПК- 1
	2.1 Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических эле- ментов Д.И. Менделеева.	6	4	2		2	2			
	2.2 Типы химических связей.						3			
3	Общие закономерности протекания хими- ческих реакций.	9	6	2	-	4	3		Тест	ОПК- 1
	3.1 Основы термодинамики. Энергетика химических реакций.	4	3	1		2	1			
	3.2 Химическая кинетика и равновесие.	5	3	1		2	2			
4	Растворы.	19	8	4	-	4	11		ИЗ-1 Тест	ОПК- 1
	4.1 Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации рас- творов.	13	4	2		2	9	8		
	4.2 Растворы электролитов. Электролити- ческая диссоциация.	6	4	2		2	2			
	4.3. Гидролиз солей.									

5	Электрохимические процессы.	19	8	4	-	4	11		ИЗ-2 Тест	ОПК-1			
	5.1 Окислительно-восстановительные процессы.	13	4	2		2	9	8					
	5.2 Гальванический элемент, принцип его работы. ЭДС гальванического элемента.	6	4	2		2	2						
	5.3 Электролиз растворов и расплавов.												
	5.4 Коррозия металлов и принципы защиты от коррозии.												
6	Основы аналитической химии.	13	10	4	-	6	3		Тест	ОПК-1			
	6.1 Качественный химический анализ.	5	4	2		2	1						
	6.2 Количественный химический анализ.	8	6	2		4	2						
	6.3 Физико-химические методы анализа.												
	7	Основы органической химии.	24	8		4	-	4			16		ИЗ-3 Тест
7.1 Основы строения органических соединений. Типы химических реакций в органической химии. Классификация и номенклатура органических соединений.		13	4	2	2	9		8					
7.2 Углеводороды.		6	4	2		2		2					
7.3 Функциональные производные углеводородов.													
7.4 Высокомолекулярные органические соединения (природные, синтетические).		5				5							
	Промежуточная аттестация	36	×	×	×	×	×	×	Экзамен				
Итого по дисциплине		144	54	24	-	30	54	24					

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 занятий, 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 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 реферата с положительной оценкой. В случае не полного выполнения указанных условий по уважительной причине, обучающемуся 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.

№		Тема лекции. Основные вопросы темы	Трудоемкость по разделу, час.		Применяемые интерактивные формы обучения
раздела	лекции		очная	заочная форма	
1	2	3	4	5	6
1	1	<i>Тема: Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений.</i>	2	-	Лекция-визуализация
		1. Классификация и номенклатура неорганических соединений.			
	2	2. Основные способы получения и химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей.	2	-	Лекция-визуализация
		<i>Тема: Комплексные соединения.</i>			
		1. Строение комплексных соединений (основные положения координационной теории).			
		2. Классификация, номенклатура и изомерия комплексных соединений.			
2	3	3. Количественные характеристики комплексных соединений (константа нестойкости, константа устойчивости).	2	-	Лекция-визуализация
		<i>Тема: Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.</i>			
		1. Основные представления о строении атома. Квантово-механическая модель атома. Запрет Паули, правило Хунда, правило Клечковского. Электронные и электронно-графические формулы многоэлектронных атомов.			
		2. Основное и возбужденное состояние атома. Метод валентных связей. Гибридизация электронных орбиталей.			
3	4	3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Периодическое изменение свойств элементов и их соединений.	2	-	Лекция-визуализация
		<i>Тема: Основы термодинамики. Энергетика химических реакций. Расчеты по термохимическим уравнениям.</i>			
		1. Термодинамическая система. Изменение термодинамических функций при химических процессах.			
		2. Первый и второй законы термодинамики.			
		<i>Тема: Химическая кинетика и равновесие.</i>			
		1. Гомогенные и гетерогенные химические процессы. Скорость и механизм реакций. Зависимость скорости реакций от различных факторов. Правило Вант-Гоффа.			
4	5	2. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	2	-	Лекция-визуализация
		<i>Тема: Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.</i>			
		1. Типы растворов. Дисперсные системы. Коллоидные и истинные растворы. Растворимость веществ, энергетический эффект растворения.			
	6	2. Способы выражения состава растворов.	2	-	Лекция-визуализация
		<i>Тема: Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей.</i>			
		1. Свойства водных растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации. Количественные характеристики процесса диссоциации, зависимость от различных факторов.			

		2. Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный (рН) и гидроксильный (рОН) показатели.				
		3. Коллигативные свойства растворов				
		4. Типы гидролиза. Количественные характеристики.				
5	7	Тема: Окислительно-восстановительные процессы.	2	-	Лекция-визуализация	
		1. Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Составление уравнений. Метод полуреакций. Важнейшие окислители и восстановители.				
		2. Способы уравнивания ОВ реакций: метод электронного баланса, метод полуреакций.				
		3. Влияние среды на протекание ОВР.				
	8	Тема: Электрохимические процессы.	2	-	Лекция-визуализация	
		1. Гальванический элемент, принцип его работы. ЭДС гальванического элемента.				
		2. Электролиз растворов и расплавов. Законы Фарадея.				
		3. Коррозия металлов и принципы защиты от коррозии.				
6	9	Тема: Качественный химический анализ.	2	-	Лекция-визуализация	
		1. Методы качественного анализа.				
		2. Классификация ионов.				
		3. Общая характеристика и реакции открытия катионов и анионов.				
	10	Тема: Количественный химический анализ.	2	-	Лекция-визуализация	
		1. Титриметрический анализ. Основные понятия и расчетные формулы.				
		2. Метод нейтрализации. Комплексонометрия.				
		Тема: Физико-химические методы анализа.				
		1. Общая характеристика инструментальных методов анализа.				
		2. Характеристика основных инструментальных методов анализа.				
7	11	Тема: Основы органической химии.	2	-	Лекция-визуализация	
		1. Классификация и номенклатура органических соединений.				
		2. Основы строения органических соединений. Типы химических реакций в органической химии.				
		3. Классификация и номенклатура органических соединений.				
	12	Тема: Углеводороды и их функциональные производные.	2	-	Лекция-визуализация	
		1. Предельные и непредельные углеводороды.				
		2. Ароматические углеводороды.				
		3. Кислородсодержащие органические соединения (спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты).				
Общая трудоемкость лекционного курса			24		х	
Всего лекций по дисциплине:		час.	Из них в интерактивной форме:			час.
- очная форма обучения		24 час.	- очная форма обучения			24 час.
- заочная форма обучения		-	- заочная форма обучения			-

5. 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

№			Тема лабораторной работы	Трудоемкость ЛР, час		Связь с ВАРС		Применяемые интерактивные формы обучения*
раздела	ЛЗ*	ЛР*		очная форма	заочная форма	предусмотрена самоподготовка к занятию +/-	Защита отчета о ЛР во внеаудиторное время +/-	
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1	1	Способы получения и химические свойства оксидов, оснований и кислот.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	2	2	Способы получения и химические свойства солей.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	3	3	Комплексные соединения.	2	-	+	-	Учебное портфолио
2	4	4	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение вещества.	2	-	+	-	Учебное портфолио
3	5	5	Энергетика химических реакций. Расчеты по термодинамическим уравнениям.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	6	6	Основные представления химической кинетики и равновесия. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов.	2	-	+	-	Учебное портфолио
4	7	7	Приготовление растворов. Способы выражения концентрации растворов.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	8	8	Теория электролитической диссоциации. Ионнообменные реакции. Гидролиз солей.	2	-	+	-	Учебное портфолио
5	9	9	Окислительно-восстановительные реакции.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	10	10	ЭДС гальванических элементов. Электролиз. Коррозия металлов.	2	-	+	-	Учебное портфолио
6	11	11	Качественные реакции открытия катионов и анионов.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	12	12	Стандартизация раствора кислоты. Определение щелочи в растворе.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	13	13	Стандартизация раствора трилона Б. Определение жесткости H ₂ O.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	14	14	Классификация, номенклатура и изомерия органических соединений.	2	-	+	-	Учебное портфолио
7	15	15	Качественная идентификация органических соединений.	2	-	+	-	Учебное портфолио
Итого ЛР		15	Общая трудоемкость ЛР	30		х		
* в т.ч. при использовании материалов МООК «Название», название ВУЗа-разработчика, название платформы и ссылка на курс (с указанием даты последнего обращения)								

Подготовка обучающихся 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 лабораторная работа и оформляется отчет по теме занятия.

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.

6. Общие методические рекомендации по изучению отдельных тем дисциплины

При изучении конкретного раздела дисциплины, из числа вынесенных на лекционные и лабораторные 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. Необходимо вырабатывать самостоятельные суждения, дополняя их аргументацией, что и следует демонстрировать на лабораторных занятиях. Для выработки самостоятельного суждения важным является умение работать с научной литературой.

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 лабораторного занятия.

Вопросы для самоподготовки к лабораторным занятиям

Раздел 1 Основные понятия и законы химии. Классификация неорганических соединений

Лабораторное занятие 1 «Способы получения и химические свойства оксидов, оснований и кислот»

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Оксиды. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.
2. Основания. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.
3. Кислоты. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.

Лабораторное занятие 2 «Способы получения и химические свойства солей»

Вопросы для самоконтроля

1. Соли. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.
2. Взаимосвязь между классами неорганических соединений.

Лабораторное занятие 3 «Комплексные соединения»

Краткое содержание

Комплексы, теория и правило Вернера. Природа связи в комплексных соединениях. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Классификация и номенклатура комплексов.

Структура комплексных соединений (методы ВС, МО, теория кристаллического поля). Изомерия. Взаимовлияние в комплексных соединениях. Устойчивость комплексов. Внутрикислотные соединения. Хелаты. Комплексы в биологических системах, их роль.

Вопросы для самоконтроля

1. Каковы основные положения теории Вернера?
2. Атомы каких элементов способны к комплексообразованию?
3. Каково строение комплексных соединений?
4. По каким критериям классифицируются комплексные соединения?
5. Какие виды химических связей имеются в молекулах комплексов?

6. Что такое лиганды, комплексообразователь, координационное число?
7. Какое строение имеет внешняя и внутренняя сфера комплексного соединения?
8. Во всех ли комплексах имеется внешняя сфера
9. Какие типы химических реакций характерны для комплексных соединений?
10. В состав каких природных комплексов входит железо?
11. В чем заключается физиологическая функция гемоглобина?
12. В каких областях науки и техники применяются комплексные соединения?

Раздел 2. Строение вещества

Лабораторное занятие 4 «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение вещества»

Краткое содержание

Атомно-молекулярное учение. Современные представления о строении атомов. Основные положения и понятия квантовой теории. Корпускулярно-волновой дуализм элементарных частиц. Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа. s-, p-, d-, f – элементы. Электронные конфигурации атомов. Принцип минимальной энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.

Свойства атомов. Атомный радиус. Потенциал ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Природа химической связи. Перераспределение электронов при образовании связи.

Вопросы для самоконтроля

1. Основные экспериментальные данные, доказывающие современное представление о теории строения атома.
2. Квантовая характеристика излучения и поглощения энергии. Уравнение Планка.
3. Строение электронной оболочки атома по Бору.
4. Ядро атома и его состав. Изотопы. Изобары.
5. Принцип неопределённости Гейзенберга.
6. В чём сущность квантовых чисел n , l , m_l и m_s ?
7. Принцип несовместимости Паули.
8. Максимальная ёмкость электронов на уровне и подуровне.
9. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского.
10. Правило Гунда (Хунда).
11. По какому принципу делят элементы на s-, p-, d-, f- семейства?
12. Периодический закон Д.И. Менделеева. Энергия ионизации, сродства к электрону, электроотрицательность.
13. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

Раздел 3. Общие закономерности протекания химических реакций

Лабораторное занятие 5 «Энергетика химических реакций. Расчеты по термодинамическим уравнениям»

Лабораторное занятие 6 «Основные представления химической кинетики и равновесия. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов»

Краткое содержание

Скорость химической реакции. Закон действующих масс (кинетический). Константа скорости реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации и путь реакции. Уравнение Аррениуса.

Каталитические реакции и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферментативный катализ. Механизм катализа.

Условие равновесия. Закон действующих масс (термодинамический). Свободная энергия Гиббса и константа равновесия. Свойства химического равновесия. Влияние различных факторов на равновесие. Принцип Ле-Шателье.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие факторы влияют на скорость химической реакции? Сформулируйте закон действия масс.
2. Что характеризует константа скорости химической реакции, константа равновесия?
3. Как практически довести обратимую реакцию до конца?
4. Приведите формулу, по которой можно вычислить температуру наступления равновесия по термодинамическим данным.

Раздел 4. Растворы

Лабораторное занятие 7 «Приготовление растворов. Способы выражения концентрации растворов»

Краткое содержание

Растворы. Концентрация растворов и способы её выражения. Растворимость. Механизм образования растворов. Сольваты. Гидраты. Тепловой эффект растворения. Растворение твёрдых веществ и газов.

Коллигативные свойства растворов. Закон Генри. Первый закон Рауля. Температуры кипения и кристаллизации растворов. Второй закон Рауля. Эбулиоскопия. Криоскопия.

Диффузия и осмос. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа. Биологическое значение осмотического давления.

Вопросы для самоконтроля

1. Приведите характеристику наиболее часто используемых в химической практике способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, нормальной, моляльной.
2. Что называется осмотическим давлением?
3. Почему растворы кипят при более высокой и замерзают при более низкой температуре, чем чистые растворители?
4. Что называется криоскопической и эбулиоскопической константами растворителя?

Лабораторное занятие 6 «Теория электролитической диссоциации. Ионообменные реакции. Гидролиз солей»

Краткое содержание

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Свойства растворов электролитов. Сильные электролиты. Активность. Ионная сила раствора. Сильные электролиты. Теория сильных электролитов. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов, солей. Ионно-молекулярные уравнения. Смещение ионных равновесий.

Слабые электролиты. Степень и константа диссоциации, влияние на них различных факторов. Закон разбавления Оствальда.

Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Оценка pH с помощью индикаторов. Способы вычисления pH в растворах кислот и оснований. Роль концентрации водородных ионов в биологических процессах. Произведение растворимости. Понятия о буферных растворах. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза. Степень и константа гидролиза, их связь, влияние на них различных факторов. Смещение гидролитического равновесия. Вычисление pH растворов солей.

Вопросы для самоконтроля

1. Что такое электролитическая диссоциация? Какова роль растворителя в этом процессе?
2. Что называется степенью электролитической диссоциации? Как зависит степень диссоциации от концентрации раствора?
3. Какие гидроксиды называют амфотерными?
4. Что такое константа диссоциации? Какова взаимосвязь между степенью и константой диссоциации?
5. Что называется гидролизом солей?
6. Какие соли подвергаются гидролизу?
7. В каких случаях в результате гидролиза получаются кислые и основные соли?
8. Что называется степенью гидролиза?
9. Какие факторы влияют на гидролиз солей?
10. Как влияет на гидролиз концентрация солей?
11. В каком направлении смещается равновесие гидролиза солей при нагревании?
12. Что называется константой гидролиза?
13. Как можно усилить или уменьшить процесс гидролиза?

Раздел 5. Электрохимические процессы

Лабораторное занятие 9 «Окислительно-восстановительные реакции»

Краткое содержание

Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители, их положение в периодической системе. Окислительно-восстановительное равновесие. Сопряжённые редокс-системы.

Стандартный окислительно-восстановительный (электродный) потенциал. Уравнение Нернста. Электродвижущая сила и направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Гальванический элемент. Ряд напряжений металлов.

Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительной реакции и характер продуктов.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие химические реакции относятся к окислительно-восстановительным?
2. Окислители (акцепторы электронов) и восстановители (доноры электронов).
3. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ и химических соединений, влияние степени окисления электроноактивных частиц.
4. Классификация редокс-реакций.
5. Составление химических окислительно-восстановительных уравнений на основе баланса электронов.

Лабораторное занятие 10 «ЭДС гальванических элементов. Электролиз. Коррозия металлов»

Краткое содержание

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.

5. Коррозия металлов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия металлов и условия ее протекания. Схема КГЭ. Катодный и анодный процессы.

6. Защита металлов от коррозии. Защитные покрытия: неметаллические, металлические (анодные, катодные). Электрохимическая защита: катодная, протекторная.

Вопросы для самоконтроля

1. Химическая коррозия. В каком случае она является полезной? Какие факторы способствуют протеканию химической коррозии?
2. Что такое оксидная плёнка? Пассивирование?
3. Электрохимическая коррозия, её отличие от химической коррозии. В каком случае она называется контактной коррозией, микрогальванокоррозией, электрокоррозией?
4. Какие факторы способствуют электрохимической коррозии?
5. Что называется коррозионным гальваническим элементом?
6. Важнейшие способы защиты металлов от коррозии. В чём сущность каждого из них?

Раздел 6. Основы аналитической химии

Лабораторное занятие 11 «Качественные реакции открытия катионов и анионов»

Краткое содержание

Аналитическая классификация катионов по группам: сероводородная (сульфидная), аммиачно-фосфатная, кислотнo-основная. Ограниченность любой классификации катионов по группам.

Кислотно-основная классификация катионов по группам. Аналитические реакции катионов различных аналитических групп.

Качественный анализ анионов. Аналитическая классификация анионов по группам (по способности к образованию малорастворимых соединений, по окислительно-восстановительным свойствам). Ограниченность любой классификации анионов по группам. Аналитические реакции анионов различных аналитических групп. Качественный химический анализ вещества.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие реакции относятся к аналитическим?
2. Что такое предел обнаружения?
3. Какие реакции называются специфическими?
4. По каким признакам катионы и анионы делят на аналитические группы?
5. В каких случаях проводят систематический анализ, а в каких – подробный анализ?
6. Зачем перед проведением систематического анализа прибегают к процедуре предварительных испытаний?
7. По каким принципам объединяют вещества в аналитические группы?
8. Групповые реагенты и группы катионов в кислотно-основном методе анализа.

Лабораторное занятие 12 «Стандартизация раствора кислоты. Определение щелочи в растворе»

Вопросы для самоконтроля по теме:

Сущность метода нейтрализации. Основные реакции и титранты метода. Типы кислотно-основного титрования (ацидиметрия, алкалиметрия). Определение точки эквивалентности. Понятие о кривых титрования. Индикаторы, применяемые в методе кислотно-основного титрования, их выбор. Область перехода индикаторов. Показатель титрования индикаторов. Количественные расчеты.

Лабораторное занятие 13 «Стандартизация раствора трилона Б. Определение жесткости H_2O »

Краткое содержание

Комплексонометрическое титрование. Понятие о комплексонатах металлов. Равновесия в водных растворах ЭДТА. Состав и устойчивость комплексонов металлов. Сущность метода комплексонометрического титрования. Индикаторы комплексонометрии (металлохромные индикаторы), принцип их действия; требования, предъявляемые к металлохромным индикаторам; интервал изменения окраски индикаторов; примеры металлохромных индикаторов (эриохром черный Т, ксиленоловый оранжевый, мурексид и др.). Выбор металлохромных индикаторов. Титрант метода, его приготовление, стандартизация. Виды (применяемые) комплексонометрического титрования (прямое, обратное, заместительное). Количественные расчеты.

Вопросы для самоконтроля

1. Классификация методов комплексонометрии.
2. Сущность методов, требования к реакциям.
3. Свойства комплексных соединений, используемые в аналитической химии: комплексоны, комплексоны, этилендиаминтетраацетат натрия как титрант в комплексонометрии, металл-индикаторы.
4. Общая характеристика природных вод.
5. Виды жесткости природных вод. Единица измерения жесткости по ГОСТу. Умягчение воды. Методы умягчения: термический и реагентные методы (известкования, содово-известковый, фосфатный), достоинства и недостатки. Метод ионного обмена. Иониты. Катиониты, аниониты. Реакции обмена ионов катионита (анионита) на ионы раствора при умягчении воды и снижении общего содержания. Обменная емкость ионита.
6. Титриметрические методы определения общей, карбонатной и некарбонатной жесткости. Количественные расчеты.

Раздел 7. Основы органической химии

Лабораторное занятие 14 «Классификация, номенклатура и изомерия органических соединений»

Вопросы для самоконтроля

1. Основные понятия органической химии.
2. Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова.
3. Явление изомерии.
4. Классификация органических соединений.
5. Номенклатура органических соединений.

Лабораторное занятие 15 «Качественная идентификация органических соединений»

Вопросы для самоконтроля

Основные физико-химические свойства углеводов и их функциональных производных:

- ациклические углеводороды (предельные и непредельные)
- кислородсодержащие органические соединения: спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты;
- высокомолекулярные органические соединения.

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

7.1. Рекомендации по выполнению индивидуального задания

Индивидуальные задания выполняются по темам:
 «Способы выражения концентрации растворов»
 «Окислительно-восстановительные процессы»
 «Классификация и номенклатура органических соединений»

При выполнении индивидуального задания обучающиеся могут использовать любую учебную литературу, консультироваться с преподавателем. Каждый обучающийся выполняет свой вариант задания и в установленный срок сдает выполненную работу на кафедру преподавателю для проверки. Преподаватель проверяет работу и делает соответствующую отметку: «зачтено» или «не зачтено». Если работа не зачтена, её возвращают обучающемуся на доработку, с последующей повторной проверкой.

7.1.1 Шкала и критерии оценивания результатов выполнения индивидуального задания

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

7.2. Рекомендации по самостоятельному изучению тем

ВОПРОСЫ для самостоятельного изучения темы «Типы химических связей»

1. Основные типы химической связи.
2. Ковалентная связь.
- 2.1. Метод валентных связей (ВС).
 - свойства и характеристики ковалентной связи;
 - механизмы образования ковалентной связи;
 - гибридизация атомных орбиталей.
- 2.2. Понятие о методе молекулярных орбиталей (МО).
3. Ионная связь.
4. Водородная связь.
5. Металлическая связь.

ВОПРОСЫ для самостоятельного изучения темы «Высокомолекулярные органические соединения (природные, синтетические)»

Изучить следующие представители высокомолекулярных органических соединений:

- белки;
- нуклеиновые кислоты;
- полисахариды (крахмал, целлюлоза, гликоген);
- природные волокна растительного и животного происхождения;
- химические волокна : искусственные – вискозное, ацетатное; синтетические – полиэфирные (лавсан); полиамидные (капрон, нейлон);
- каучуки: натуральный и синтетические (бутадиеновый, изопреновый, хлорпреновый, бутадиен-стирольный);
- синтетические полимеры (полипропилен, поливинилхлорид, полиметилметакрилат, поливинилацетат и др.)
- пластмассы.

План:

1. Распространение в природе.
2. Классификация.
3. Получение.
4. Физические свойства и химические свойства
5. Биологическая роль.

6. 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

Вопросы темы, вынесенной на самостоятельное изучение, входят в тематический тест:

- оценка «отлично» выставляется обучающемуся, если получено от 81 до 100% правильных ответов;
- оценка «хорошо» - получено от 71 до 80% правильных ответов;
- оценка «удовлетворительно» - получено от 61 до 70% правильных ответов;
- оценка «неудовлетворительно» - получено менее 60% правильных ответов.

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

8.1. ОБРАЗЕЦ БИЛЕТА для проведения входного контроля

1. С каким из перечисленных веществ будет реагировать CaCO_3 :

- | | |
|-----------------|------------------|
| 1) HCl | 3) NaCl |
| 2) Zn | 4) CuO |

2. Укажите формулу основной соли:

- | | |
|------------------------|----------------------------------|
| 1) NaCl | 3) NaHCO_3 |
| 2) Al(OH)SO_4 | 4) $\text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ |

3. Какой гидроксид взаимодействует с кислотами и не реагирует со щелочами?

- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1) Zn(OH)_2 | 3) Pb(OH)_2 |
| 2) Al(OH)_3 | 4) Ca(OH)_2 |

4. К какому типу солей относится соль $\text{Al(H}_2\text{AsO}_4)_3$?

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

5. Укажите соединение с ковалентной полярной связью:

- | | |
|------------------|-----------------|
| 1) Br_2 | 3) KCl |
| 2) LiF | 4) HCl |

6. Укажите порядковый номер и название элемента, у которого на 4s- подуровне находится 2 электрона, а на 3d- подуровне -5 электронов?

- | | |
|------------------|-------------------|
| 1) №20 (кальций) | 3) №25 (марганец) |
| 2) №23 (ванадий) | 4) №26 (железо) |

7. Определите степень окисления иона-комплексобразователя и его координационное число в соединении $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$:

- | | |
|----------|----------|
| 1) +2; 6 | 3) +6; 6 |
| 2) +3; 6 | 4) +2; 4 |

8. Зная константы устойчивости комплексных ионов, укажите, какой из них является самым непрочным?

- | | |
|---|--|
| 1) $K_{\text{уст}} [\text{BiBr}_4]^- = 6,61 \cdot 10^7$ | 3) $K_{\text{уст}} [\text{AgBr}_2]^- = 2,19 \cdot 10^7$ |
| 2) $K_{\text{уст}} [\text{HgBr}_4]^{2-} = 4,37 \cdot 10^{21}$ | 4) $K_{\text{уст}} [\text{CdBr}_4]^{2-} = 5,01 \cdot 10^3$ |

9. Выберите правильное название соединения $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$:

- 1) гексахлоропалладат (III) калия
 - 2) гексахлоропалладат (II) калия
 - 3) гексахлоропалладат (I) калия
 - 4) гексахлоропалладат (IV) калия
10. Вычислите теплоту реакции получения гидроксида кальция из оксида кальция и воды, если $\Delta H^{обр.} CaO = - 635,7$ кДж/моль, $\Delta H^{обр.} H_2O = - 285,8$ кДж/моль, $\Delta H^{обр.} Ca(OH)_2 = - 986,8$ кДж/моль.
- 1) 65,3 кДж/моль
 - 2) - 1908,3 кДж/моль
 - 3) - 65,3 кДж/моль
 - 4) 1908,3 кДж/моль
11. Температурный коэффициент скорости химической реакции равен 2. Как изменится скорость реакции при охлаждении системы от $100^\circ C$ до $80^\circ C$...
- 1) увеличится в 2 раза
 - 2) уменьшится в 4 раза
 - 3) увеличится в 4 раза
 - 4) уменьшится в 2 раза
12. Какая из перечисленных солей в водном растворе не подвергается гидролизу?
- 1) $MnSO_4$
 - 2) K_3BO_3
 - 3) $NaNO_3$
 - 4) Na_2ZnO_2
13. Вычислите $[H^+]$ в 0,1м растворе $HClO$ ($K_{дисс.} = 5 \cdot 10^{-8}$):
- 1) $0,1 \cdot 5 \cdot 5 \cdot 10^{-8}$
 - 2) $5 \cdot 10^{-8} / 0,1$
 - 3) $0,1 / 5 \cdot 10^{-8}$
 - 4) $5 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-1}$
14. Сколько граммов воды надо взять для приготовления 500 г 15%-го раствора?
- 1) 325
 - 2) 425
 - 3) 75
 - 4) 300
15. В каком объеме 5М раствора содержится 40 г $NaOH$?
- 1) 1 л
 - 2) 1,5 л
 - 3) 0,2 л
 - 4) 4 л
16. Чему равна масса хлорида бария в 250 мл раствора с нормальной концентрацией 0,25 моль/л?
- 1) 6,5
 - 2) 10,0
 - 3) 1,5
 - 4) 3,3
17. Общая сумма коэффициентов в уравнении реакции $KClO_3 = KCl + O_2$ равна
- 1) 4
 - 2) 5
 - 3) 7
 - 4) 3
18. Какое из приведенных выражений соответствует закону действующих масс прямой реакции $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} = 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$?
- 1) $k \cdot [Fe_2O_3] \cdot [CO]^3$
 - 2) $k \cdot [Fe_2O_3] \cdot [CO]$
 - 3) $k \cdot [CO]^3$
 - 4) $k \cdot [Fe_2O_3]^3$
19. Определите реакцию, для которой повышение давления вызовет смещение равновесия влево:
- 1) $Zr_{(г)} + 2 Cl_{2(г)} \leftrightarrow ZrCl_{4(г)}$
 - 2) $2NH_{3(г)} + SO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow (NH_4)_2SO_{4(г)}$
 - 3) $10NO_{(г)} + P_{4(г)} \leftrightarrow 5N_{2(г)} + P_4O_{10(тв)}$
 - 4) $2CO_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{(г)} + O_{2(г)}$
20. Для уравнения реакции $CuSO_4 + K_2S = \dots$ сокращенное ионное уравнение имеет вид:
- 1) $2K^+ + SO_4^{2-} = K_2SO_4$
 - 2) $CuSO_4 + S^{2-} = CuS + SO_4^{2-}$
 - 3) $Cu^{+2} + S^{2-} = CuS$
 - 4) $2K^+ + SO_4^{2-} + Cu^{+2} + S^{2-} = CuS + K_2SO_4$

8.1.1 ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ответов на вопросы входного контроля

- оценка «отлично», если количество правильных ответов от 81-100%;
- оценка «хорошо», если количество правильных ответов от 71-80%;
- оценка «удовлетворительно», если количество правильных ответов от 61-70%;
- оценка «неудовлетворительно», если количество правильных ответов менее 60%.

8.2. Текущий контроль успеваемости

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

Отсутствие пропусков аудиторных занятий, активная работа на практических 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 $\text{H}_2\text{S}(\text{г})$, если известен тепловой эффект реакции его горения: $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H^0 = -1038 \text{ кДж}$?
 - 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

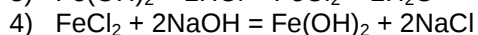
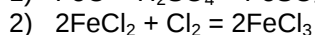
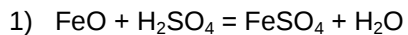
4. Какой физический смысл константы скорости реакции?
- 1) величина, характеризующая реакционную способность веществ при данной концентрации;
 - 2) равна скорости реакции, если концентрация каждого из реагирующих веществ равна 1 моль/л;
 - 3) равна скорости реакции, если концентрации реагирующих веществ 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) $C(r) + CO_2(r) \leftrightarrow 2CO(r)$
 - 2) $CO_2(r) + H_2(r) \leftrightarrow CO(r) + H_2O(r)$
 - 3) $CO(r) + 2H_2(r) \leftrightarrow CH_3OH(r)$
 - 4) $CO(r) + Cl_2(r) \leftrightarrow COCl_2(r)$
6. Для системы, находящейся при постоянных давлении и температуре, условием состояния равновесия является ...
- 1) $\Delta G_r < 0$
 - 2) $\Delta H_r < 0$
 - 3) $\Delta H_r = 0$
 - 4) $\Delta G_r = 0$
7. Какое из приведенных выражений соответствует закону действующих масс прямой реакции $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} = 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$?
- 1) $k \cdot [Fe_2O_3] \cdot [CO]^3$
 - 2) $k \cdot [Fe_2O_3] \cdot [CO]$
 - 3) $k \cdot [CO]^3$
 - 4) $k \cdot [Fe_2O_3]^3$

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 $CuSO_4 + KOH = \dots$ сокращенное ионное уравнение имеет вид ...
- 1) $CuSO_4 + 2OH^- = Cu(OH)_2 + SO_4^{2-}$
 - 2) $Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2OH^- = Cu(OH)_2 + K_2SO_4$
 - 3) $2K^+ + SO_4^{2-} = K_2SO_4$
 - 4) $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$
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 $K_{дис}$ гидроксида железа (III) по второй ступени:
- 1) $K_{дис2} = \frac{2[OH^-][Fe^{3+}]}{[Fe(OH)_2^+]}$
 - 2) $K_{дис2} = \frac{[OH^-]^2[Fe^{3+}]}{[Fe(OH)_3]}$
 - 3) $K_{дис2} = \frac{[Fe^{3+}][OH^-]^2}{[Fe(OH)_2^+]}$
 - 4) $K_{дис2} = \frac{[Fe(OH)^{2+}][OH^-]}{[Fe(OH)_2^+]}$

Образец билета по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

1. В реакции $K_2Cr_2O_7 + 3KNO_2 + 4H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3KNO_3 + K_2SO_4 + 4H_2O$ окисляется ион ...
- 1) SO_4^{2-}
 - 2) $Cr_2O_7^{2-}$
 - 3) NO_2^-
 - 4) K^+
2. Общая сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции $Cu + H_2SO_4(конц) \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ равна ...
- 1) 3
 - 2) 4
 - 3) 6
 - 4) 7
3. Коэффициент перед восстановителем в уравнении реакции $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$ 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 железа проявляет в реакции:



Образец билета по теме «Элементы органической химии»

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

- оценка «отлично» выставляется обучающемуся, если получено от 81 до 100% правильных ответов;
- оценка «хорошо» - получено от 71 до 80% правильных ответов;
- оценка «удовлетворительно» - получено от 61 до 70% правильных ответов;
- оценка «неудовлетворительно» - получено менее 60% 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.1.1 настоящего документа
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 -	Письменный
Время проведения экзамена	Дата, время и место проведения экзамена определяется графиком сдачи экзаменов, утверждаемым деканом факультета
Экзаменационная программа по учебной дисциплине:	1) представлена в фонде оценочных средств по дисциплине 2) охватывает разделы №№ (в соответствии с п. 2.2

	настоящего документа)
Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков:	представлены в фонде оценочных средств по дисциплине

ПРОЦЕДУРА ПРОВЕДЕНИЯ ЭКЗАМЕНА

Процедура экзамена складывается из следующих этапов:

1. Выполнение обучающимся письменной работы по основным разделам дисциплины.
2. Проверка преподавателем представленной работы, отметок в журнале учёта посещаемости и успеваемости (выставленные ранее обучающемуся дифференцированные оценки по итогам контрольно-оценочных мероприятий).
3. Выставление итоговой оценки в экзаменационную ведомость и зачётную книжку обучающегося.

9.3 Перечень примерных вопросов к экзамену

Блок 1

1. Квантово-механическая модель строения атома. Состав атома. Характеристика энергетического состояния электрона системой квантовых чисел.
2. Квантовые числа. Главное квантовое число, энергетические уровни. Орбитальное квантовое число, энергетические подуровни. Магнитное квантовое число, количество атомных орбиталей в энергетическом подуровне. Спин электрона.
3. Закономерности распределения электронов в атомах (Принцип Паули. Электронная ёмкость атомной орбитали энергетических подуровней и энергетических уровней).
4. Правила и порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского. Электронная формула атома. Правило Хунда.
5. Основное и возбуждённое состояния атома (на примере атома углерода). Электронная конфигурация валентных электронов *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементов.
6. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периодический закон Д.И. Менделеева. Причина периодического повторения свойств элементов. Связь между электронной структурой атомов и периодической системой Д.И. Менделеева: порядковый номер элемента, периоды, группы и подгруппы элементов.
7. Периодический закон Д.И. Менделеева. Значение периодического закона. Напишите формулы оксидов и гидроксидов всех элементов 3 периода в их наивысших степенях окисления. Как изменяются кислотные свойства в периоде слева направо?
8. Структура периодической системы: группы, подгруппы, периоды, ряды. Какой из элементов четвертого периода – ванадий или мышьяк – обладает более выраженными металлическими свойствами? Написать формулы кислородных соединений этих элементов, указать их характер.
9. Окислительно-восстановительные свойства элементов. Энергия (потенциальная) ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Закономерность изменения окислительно-восстановительных свойств элементов в периодах и группах. Металлические и неметаллические элементы в периодической системе Д.И. Менделеева.
10. Периодический закон. Энергия ионизации, сродства к электрону, электроотрицательность, изменение их в периодах и группах. Как изменяются эти характеристики в 5А группе – сверху вниз и 5 периоде слева направо.
11. Типы химической связи. Ковалентная связь. Обменный механизм образования ковалентной связи. Образование ковалентных связей возбужденным атомом. Насыщаемость ковалентной связи.
12. Типы химической связи. Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Электронная структура частиц-доноров и частиц-акцепторов. Образование комплексов и агрегатов молекул.
13. Направленность ковалентной связи. Сигма- и пи- связи. Кратные связи. Примеры молекул с кратными связями.
14. Гибридизация атомных орбиталей. Гибридизация *s*- и *p*- атомных орбиталей. Пространственное расположение гибридных атомных орбиталей при *sp*-гибридизации. Структура простейших молекул.
15. Полярность связей и молекул. Полярная и неполярная связь. Электрический момент диполя связи. Влияние электроотрицательности элементов на полярность связи. Полярные и неполярные молекулы.
16. Ионная связь как предельно поляризованная ковалентная связь. Свойства ионной связи.

17. Ионная связь. Свойства ионной связи и соединений с этим типом связи. Выпишите из предложенного ряда веществ ионные соединения: C_2H_4 , CaS , O_2 , Mg , Na_2S , $BaCl_2$.
18. Металлическая связь как особый вид химической связи.
19. Водородная связь (межмолекулярная и внутримолекулярная).
20. Основные понятия термодинамики. Внутренняя энергия. Работа и теплота - две формы передачи энергии.
21. Классификация термодинамических систем и процессов. Изобарный и изохорный процессы. Экзотермические и эндотермические реакции.
22. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартная теплота образования и стандартная теплота сгорания веществ. Закон Гесса и его следствия.
23. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса.
24. Какую тенденцию выражает: а) энтальпийный фактор б) энтропийный фактор? Какая функция состояния системы даёт количественную характеристику одновременного влияния того и другого факторов? Каким уравнением это выражается?
25. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов. Роль энтальпийного и энтропийного факторов.
26. Энергетические эффекты химических реакций. Теплота реакции в изобарном и изохорном процессе. Термохимическое уравнение реакции. Закон Гесса. Энтальпия образования химического соединения. Следствия из закона Гесса.
27. Энтропия. Энтропия как функция термодинамической вероятности состояния системы. Изменение энтропии при фазовых переходах. Определение (расчет) изменения энтропии в химическом процессе.
28. Энергия Гиббса. Термодинамический критерий самопроизвольного протекания процесса и условие равновесия.
29. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации веществ. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение гомогенной и гетерогенной реакции.
30. Скорость химической реакции и её зависимость от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс для гомо- и гетерогенных реакций. Напишите уравнение для скорости прямой реакции $CO_{2(г)} + C_{(т)} \leftrightarrow 2CO_{(г)}$.
31. Зависимость скорости реакции и времени протекания её от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.
32. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Энергетический профиль реакции.
33. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции.
34. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамическое и кинетическое условие химического равновесия. Константа химического равновесия. Расчет константы равновесия.
35. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. В каком направлении сместится равновесие в системе $C_{(тв)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{(г)} + Q$ при увеличении температуры, при повышении давления? Напишите уравнение для скорости обратной реакции.
36. Химическое равновесие. Прогнозирование направления смещения химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. В каком направлении сместится равновесие в системе $CO_{2(г)} + C_{(т)} \leftrightarrow 2CO_{(г)} - Q$ при уменьшении температуры, давления? Напишите уравнение для скорости прямой реакции.
37. Химическое равновесие, Прогнозирование направления смещения химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Записать константу химического равновесия реакций: $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} \rightarrow 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$; $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightarrow 2NH_{3(г)}$.
38. Общая характеристика растворов и дисперсных систем. Классификация дисперсных систем. Характеристика растворов. Типы растворов. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярность, моляльность, эквивалентная концентрация или нормальность).
39. Водные растворы электролитов. Понятие электролита. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
40. Сильные и слабые электролиты. Критерии классификации. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксида кальция и серной кислоты приводящие к образованию: а) средней соли; б) кислой соли; в) основной соли. Назовите, полученные соли
41. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Соотношение концентраций ионов H^+ и OH^- в нейтральной, кислой и щелочной средах. Водородный показатель. Шкала pH водных растворов. Цветные индикаторы pH.
42. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатель. Вычислить концентрацию катионов водорода и pH 0,01M раствора хлороводородной кислоты.
43. Кислоты и основания. Электролитическая диссоциация кислот и оснований. Сильные и слабые кислоты и основания. pH водных растворов кислот и оснований.

44. Растворы солей. Средние (нормальные), кислые и основные соли. Электролитическая диссоциация солей (на примере диссоциации фосфата натрия, гидросульфата калия и хлорида дигидроксоалюминия).

45. Основные положения теории электролитической диссоциации. Написать уравнения диссоциации следующих соединений: гидроксид кальция, серная кислота, дигидрофосфат магния, сульфат гидроксомеди.

46. Основные положения теории электролитической диссоциации. Подтвердите амфотерный характер гидроксида алюминия. Составьте молекулярно-ионные уравнения.

47. Ионные реакции в растворах. Характеристика ионных реакций. Условие протекания реакции ионного обмена. Молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции ионного обмена (на примере реакции взаимодействия сульфата меди (II) и гидроксида натрия).

48. Общие (коллигативные) свойства растворов. Законы Рауля. Осмос, количественная характеристика осмоса.

49. Следствия из закона Рауля. Понижение температуры замерзания (кристаллизации) и повышение температуры кипения разбавленных растворов неэлектролитов по сравнению с чистым растворителем.

Блок 2

1. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Степень окисления. Расчёт степеней окисления. Важнейшие окислители и восстановители.

2. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Направление окислительно-восстановительных реакций. Эквиваленты окислителя и восстановителя. Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР (методом электронного баланса на примере реакции $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$).

3. Характеристика окислительно-восстановительного процесса. Окисление и восстановление, окислитель и восстановитель. Изменение степени окисления элементов при окислении и восстановлении. Уравнение окислительно-восстановительного процесса. Обратимость окислительно-восстановительного процесса.

4. Почему химически активные металлы при погружении в воду заряжаются отрицательно? Объяснить, привести схему. Дать определение возникающего потенциала.

5. Почему химически неактивные металлы при погружении в раствор собственной соли заряжаются положительно? Объяснить, привести схему. Дать определение возникающего потенциала.

6. В каком случае заряд цинковой пластинки будет больше – при погружении в воду или в раствор соли цинка? Объяснить, привести схему.

7. В каком случае заряд медной пластинки будет больше – при погружении в воду или в раствор соли меди? Объяснить, привести схему.

8. Дать определение электродного потенциала. Записать уравнение электродного потенциала Нернста для химически активных металлов. Пояснить все значения.

9. Что такое стандартный электродный потенциал? Почему его называют еще нормальным электродным потенциалом? Как он может быть измерен?

10. Электродные потенциалы. Электрод. Абсолютный и относительный электродный потенциал. Водородная шкала относительных электродных потенциалов. Факторы, влияющие на величину относительного электродного потенциала (уравнение Нернста).

11. Стандартный электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов. Количественная характеристика активности окислителей и восстановителей величинами стандартных электродных потенциалов.

12. Что представляет собой стандартный водородный электрод? Каковы его устройство, механизм возникновения и величина заряда, для чего он используется?

13. Какой металл обладает большей химической активностью – алюминий или цинк, если стандартный электродный потенциал первого из них – 1,36 В, а второго – 0,76 В? Обосновать ответ.

14. Ряд стандартных потенциалов. Водородный электрод. Составьте схему гальванического элемента в котором свинец является: а) катодом; б) анодом. Рассчитайте э.д.с. этих гальванических элементов, если $E^0 \text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0 = -0,13\text{В}$

15. Какой из металлов – медь или ртуть будет вытеснять другой металл из его соединений, если стандартный электродный потенциал меди +0,34 В, а ртути +0,79 В? Обосновать ответ.

16. Объяснить, как работает гальванический элемент Даниэля-Якоби. Почему при его работе происходит постоянный перенос электронов во внешней цепи?

17. Гальванический элемент. Анод и катод, анодный и катодный процессы. Уравнение электрохимического процесса в гальваническом элементе. ЭДС и ее определение. Запись гальванического элемента.

18. Какие реакции (окисления или восстановления) протекают на каждом электроде гальванического элемента? Почему одна и та же окислительно-восстановительная реакция в гальваническом элементе дает электрический ток, а в растворе без элементов – нет?

19. Гальванические элементы. Ряд стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде, при скручивании медного и алюминиевого проводов. Рассчитать ЭДС. ($E^0 \text{Al}^{3+}/\text{Al}^0 = -1,66\text{В}$, $E^0 \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 = +0,34\text{В}$)
20. К какому типу относится гальванический элемент из двух серебряных электродов, погруженных соответственно в 0,01 М и 0,1 М растворы нитрата серебра? За счет какого процесса в нем вырабатывается электрический ток? Какой из электродов заряжен положительно, а какой – отрицательно? От чего зависит его ЭДС?
21. Химические процессы, протекающие на электродах при разрядке и зарядке свинцового аккумулятора.
22. Электролиз. Сущность процесса электролиза. Потенциал разложения. Явление перенапряжения. Понятие об инертных (нерастворимых) и активных (растворимых) анодах.
23. Электролиз расплавов и водных растворов солей с инертными (нерастворимыми) анодами. Последовательность окисления и восстановления ионов. Анодные и катодные процессы.
24. Электролиз расплавов. Характеристика электролиза. Уравнение электродных процессов и уравнение электролиза (на примере электролиза расплава хлорида меди). Законы Фарадея. Практическое применение электролиза расплавов.
25. Электролиз водных растворов. Характеристика электролиза. Определение характера электродных процессов. Уравнение электродных процессов и уравнения электролиза (на примерах электролиза растворов сульфата меди и хлорида натрия с инертными электродами). Практическое применение электролиза водных растворов.
26. Электролиз водных растворов, последовательность разрядки ионов у катода и анода. Написать уравнения процессов протекающих на инертных электродах при электролизе раствора сульфата натрия.
27. Электролиз водных растворов с растворимым анодом. Характеристика электролиза с нерастворимым и растворимым анодами. Уравнения электродных процессов и уравнение электролиза с растворимым анодом (на примере электролиза раствора хлорида натрия с цинковыми электродами). Практическое применение электролиза с растворимым анодом.
28. Электролиз. Гальваностегия. Рафинирование. Составить схемы электролиза расплава и раствора хлорида калия.
29. Электролиз растворов, применение его для получения и рафинирования металлов (на примере электролиза сульфата меди с медным анодом).
30. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Виды электрохимической коррозии. Факторы, влияющие на интенсивность коррозии.
31. Виды коррозии. Какие электродные процессы протекают при коррозии технического железа в воздушно-влажной и кислой средах?
32. Коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии. Написать процессы, происходящие при коррозии в воздушно-влажной среде скрученных вместе медного и алюминиевого провода.
33. Основные виды коррозии. Электрохимическая коррозия металлов. Написать процессы, происходящие при коррозии сплава свинца и меди в кислой и воздушно-влажной средах.
34. Коррозия металлов. Протекторная защита. Написать уравнения процессов, протекающих при протекторной защите магнием стального трубопровода в воздушно-влажной среде.
35. Коррозия металлов. Протекторная защита. Напишите процессы, протекающие при коррозии луженого железа в кислой и воздушно-нейтральной среде.
36. Катодные и анодные покрытия. Коррозия хромированного железа при нарушении целостности покрытия.
37. Защита металлов от коррозии. Различные виды покрытий. Коррозия никелированного железа в воздушно-влажной среде.
38. Методы определения химического состава веществ. Качественный и количественный анализ.
39. Методы определения химического состава веществ. Количественный анализ. Методы количественного анализа (химические, физико-химические, физические).
40. Лабораторное оборудование, используемое при качественном анализе веществ.
41. Основы титриметрического анализа. Классификация методов по характеру химической реакции, по способу титрования. Расчёты в объёмном анализе.
42. Требования к реакциям, применяемым в объёмном анализе. Рабочие растворы. Способы приготовления рабочих растворов (растворы с приготовленным титром, с установленным титром).
43. Метод кислотно-основного титрования (нейтрализации) - ацидиметрия и алкалиметрия. Рабочие растворы, стандартные вещества.
44. Углеводороды и их производные. Состав и свойства органического топлива.
45. Твёрдое, жидкое и газообразное топливо. Понятие о физико-химических процессах горения топлива.
46. Химия полимеров. Способы получения полимеров, реакции полимеризации и поликонденсации. Зависимость свойств полимеров от состава и структуры.

47. В чём отличие реакций полимеризации и поликонденсации? Ответ поясните уравнениями реакций.

48. Полиэтилен обладает высокими диэлектрическими свойствами, поэтому применяется для изоляции проводов и кабелей. Составьте уравнение реакции получения полиэтилена. Вычислите молекулярную массу полимера, имеющего 126 структурных звеньев.

49. Полимером какого неопределённого углеводорода является натуральный каучук? Написать структурную формулу этого углеводорода. Как называется процесс превращения каучука в резину? Чем по строению и свойствам отличаются каучук и резина?

50. Какие соли обуславливают жёсткость природной воды? Какую жёсткость называют постоянной, временной? Написать уравнения реакций, с помощью которых можно устранить карбонатную и некарбонатную жёсткость.

ПРИМЕР ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА

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) анодах.

3. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

$\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4] \rightarrow \text{BeSO}_4$. Приведите названия исходных соединений и продуктов реакции.

ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ответов на вопросы промежуточного контроля

Результаты экзамена определяют оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно» и объявляют в день экзамена.

Оценку «отлично» выставляют обучающемуся за полное и прочное знание программного материала в заданном объеме.

Оценку «хорошо» заслуживает обучающийся за прочное знание программного материала при малозначительных неточностях.

Оценку «удовлетворительно» получает обучающийся за знание программного материала с пробелами, при отсутствии понимания основных понятий, испытывает затруднения при решении практических задач.

Оценку «неудовлетворительно» выставляют обучающемуся, который не знает значительной части материала по дисциплине, допускает существенные ошибки в ответах, не может решить практические задачи или решает их с затруднениями.

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.

Предусмотренная рабочей учебной программой учебная и учебно-методическая литература размещена в фондах НСХБ и/или библиотеке обеспечивающей преподавание кафедры.

Учебно-методические материалы для обеспечения самостоятельной работы обучающихся размещены в электронном виде в ИОС ОмГАУ-Moodle (<http://do.omgau.ru/course/view.php?id>), где:

- обучающийся имеет возможность работать с изданиями ЭБС и электронными образова-

тельными ресурсами, указанными в рабочей программе дисциплины, отправлять из дома выполненные задания и отчёты, задавать на форуме вопросы преподавателю или сокурсникам;

– *преподаватель* имеет возможность проверять задания и отчёты, оценивать работы, давать рекомендации, отвечать на вопросы (обратная связь), вести мониторинг выполнения заданий (освоения изучаемых разделов) по конкретному студенту и группе в целом, корректировать (в случае необходимости) учебно-методические материалы.

ПЕРЕЧЕНЬ литературы, рекомендуемой для изучения дисциплины Б1.О.10 Химия	
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. — ISBN 978-5-8114-1289-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/168440 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	http://e.lanbook.com
Бдюхина, О. Е. Химия: лабораторный практикум : учебное пособие / О. Е. Бдюхина, Е. А. Нечаева. — Омск : Омский ГАУ, 2017. — 108 с. — ISBN 978-5-89764-599-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/102197 — Режим доступа: для авториз. пользователей.	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. — ISBN 978-5-8114-4121-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/115526 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	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. — ISBN 978-5-8114-3901-0. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/121460 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	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. — ISBN 978-5-8114-1203-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/168436 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	http://e.lanbook.com
Химия и жизнь - XXI век : ежемес. науч.-попул. журн. - М. : [б. и.], 1996 - .	НСХБ