

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Комарова Светлана Юриевна

Должность: Проректор по образовательной деятельности

Дата подписания: 02.07.2025 13:35:17

Уникальный программный ключ:

43ba42f5deae4116bbfcb19ac98e39198931227e81add207cbe4149f3098d7a

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 35.03.11 Гидромелиорация

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
по освоению учебной дисциплины

Б1.О.10 Химия

**Направленность (профиль) - Строительство и эксплуатация гидромелиоративных
систем с дополнительной квалификацией «Экономист предприятия»**

Обеспечивающая преподавание дисциплины кафедра -	Математических и естественнонаучных дисциплин
Разработчик, канд. биол. наук, доцент	 О.Е. Бдюхина

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
1. Место учебной дисциплины в подготовке	4
2. Структура учебной работы, содержание и трудоёмкость основных элементов дисциплины	6
2.1. Организационная структура, трудоемкость и план изучения дисциплины	6
2.2. Содержание дисциплины по разделам	6
3. Общие организационные требования к учебной работе обучающегося, условия допуска к экзамену	7
3.1. Организация занятий и требования к учебной работе обучающегося	7
3.2. Условия допуска к экзамену по дисциплине	7
4. Лекционные занятия	7
5. Лабораторные занятия по дисциплине и подготовка обучающегося к ним	8
6. Общие методические рекомендации по изучению отдельных разделов дисциплины	9
7. Общие методические рекомендации по оформлению и выполнению отдельных видов ВАРС	15
7.1. Рекомендации по выполнению индивидуального задания	15
7.1.1. Шкала и критерии оценивания	15
7.2. Рекомендации по самостоятельному изучению тем	15
7.2.1. Шкала и критерии оценивания	16
8. Текущий (внутрисеместровый) контроль хода и результатов учебной работы обучающегося	16
8.1. Образец билета для проведения входного контроля	16
8.2. Текущий контроль успеваемости	18
8.2.1. Шкала и критерии оценивания	21
9. Промежуточная (семестровая) аттестация	21
9.1 Нормативная база проведения промежуточной аттестации по результатам изучения дисциплины	21
9.2. Процедура проведения экзамена	21
9.3 Перечень примерных вопросов к экзамену	22
10. Учебно-информационные источники для изучения дисциплины	26

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 электронной 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 обучающихся

- знаний: о законах развития материального мира, о химической форме движения материи, о взаимосвязи строения и свойств вещества;
- химических умений как для решения научно-технических задач в профессиональной деятельности, так и для фундаментальной подготовки и самосовершенствования специалиста.

В ходе освоения дисциплины обучающийся должен:

- иметь целостное представление об основных химических законах, процессах и явлениях;
- владеть: навыками выполнения основных химических лабораторных операций;
- знать: фундаментальные разделы общей химии, в т.ч. химические системы, химическую термодинамику и кинетику, процессы коррозии и методы борьбы с ними, реакционную способность веществ, 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 _{ОПК-1} Демонстрирует знание основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения стандартных задач в 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

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; реакционную 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. Индивидуальное задание. 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 химических исследований.	Обучающийся владеет навыками обработки результатов эксперимента с применением информационно-коммуникационных технологий, сравнения их с литературными данными; интерпретации результатов химических исследований.	

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

2.1 Организационная структура, трудоемкость и план изучения дисциплины

Вид учебной работы	Трудоемкость, час	
	семестр, курс*	
	очная форма	
	1 семестр	
1. Контактная работа	54	
1.1. Аудиторные занятия, всего	54	
- лекции	24	
- практические занятия (включая семинары)	-	
- лабораторные работы	30	
1.2. Консультации (в соответствии с учебным планом)	-	
2. Внеаудиторная академическая работа	54	
2.1 Фиксированные виды внеаудиторных самостоятельных работ:		
Выполнение и сдача/защита индивидуального/группового задания в виде**		
- индивидуальное задание по темам	15	
2.2 Самостоятельное изучение тем/вопросов программы	10	
2.3 Самоподготовка к аудиторным занятиям	15	
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):	14	
3. Подготовка и сдача экзамена по итогам освоения дисциплины	36	
ОБЩАЯ трудоемкость дисциплины:	Часы	144
	Зачетные 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), 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. Укрупненные темы раздела		Общая	Трудоемкость раздела и ее распределение по видам учебной работы, час.						Формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации	№№ компетенций, на формирование которых ориентирован раздел	
			Контактная работа								
			Аудиторная работа				Консультации (в соответствии с учебным планом)	ВАРС			
			Всего	Лекции	Занятия			Всего			Фиксированные виды
					Практические (всех форм)	Лабораторные					
		2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Очная форма обучения											
1	Строение вещества	24	14	6	-	8		10	3	тест	ОПК-1
2	Общие закономерности протекания химических реакций	20	8	4	-	4		12	4	тест	ОПК-1
3	Растворы	26	12	6	-	6		14	4	тест	ОПК-1
4	Электрохимические процессы	20	10	4	-	6		10	4	тест	ОПК-1
5	Химическая идентификация и анализ веществ	18	10	4	-	6		8	-	тест	ОПК-1
	Промежуточная аттестация	36	×	×	×	×		×	×	Экзамен	
Итого по дисциплине		144	54	24	-	30		54	15	36	

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 пяти разделам предусмотрена взаимосвязанная 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, 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 и 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 индивидуального задания с положительной оценкой. В случае неполного 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 форма	заочная форма	
1	2	3	4	5	6
1	1	Тема: Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева 1. Основные представления о строении атома. Квантово-механическая модель атома 2. Запрет Паули, правила Хунда, Клечковского. Электронные формулы многоэлектронных атомов 3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева	2	-	Вводная лекция
	2	Тема: Классификация неорганических соединений 1. Простые и сложные вещества. Степень окисления. 2. Номенклатура, способы получения, химические свойства оксидов, гидроксидов, солей	2	-	Лекция с применением техники обратной связи
	3	Тема: Комплексные соединения 1. Строение, свойства, способы получения, номенклатура комплексных соединений 2. Координационная теория А.Вернера	2	-	Лекция - визуализация
2	4	Тема: Основы термодинамики. Расчёты по термодинамическим уравнениям 1. Термодинамическая система, термодинамические потенциалы, функции. Изменение термодинамических функций при химических процессах. 2. Первый закон термодинамики. Энтальпия 3. Закон Гесса и следствия из него. 4. Энтропия. Второй закон термодинамики 5. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания реакций	2	-	Лекция – визуализация
	5	Тема: Химическая кинетика и равновесие. 1. Гомогенные и гетерогенные химические процессы. Скорость и механизм реакций. Зависимость скорости реакций от различных факторов. Закон действующих масс, константа скорости, кинетические уравнения, порядок реакций. 2. Химическое равновесие как термодинамическое состояние системы с постоянными функциями состояния, с равными скоростями противоположных процессов. 3. Константа химического равновесия, Принцип Ле-Шателье.	2	-	Лекция – визуализация
3	6	Тема: Общие представления о растворах	2	-	Лекция с

		1. Дисперсные системы. Типы растворов, способы выражения их состава. Теория растворения, движущие силы процесса растворения 2. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость. 3. Коллоиды и коллоидные растворы (сам) 4. Жёсткость воды и способы её устранения (сам.)			применением техники обратной связи
	7	Тема: Свойства растворов. 1. Свойства водных растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации. Количественные характеристики процесса диссоциации, зависимость от различных факторов. 2. Коллигативные свойства растворов:понижение давления пара над раствором, понижение температуры замерзания; повышение температуры кипения растворов, осмотическое давление	2	-	Лекция – визуализация
	8	Тема: pH растворов. Гидролиз. 1. Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный (pH) и гидроксильный (pOH) показатели. 2. Способы вычисления pH в растворах кислот и оснований. 3. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.	2	-	Лекция – визуализация
4	9	Тема: Гальванический элемент, принцип его работы. ЭДС гальванического элемента. 1. Определение, способы уравнивания уравнений окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители 2.. Электродные потенциалы металлов и факторы, влияющие на их величину. Понятие о стандартных потенциалах, водородный электрод сравнения. Ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста 3. Гальванический элемент. Принцип его работы. ЭДС гальванического элемента.	2	-	Лекция – визуализация
	10	Тема: Коррозия металлов. Принципы защиты металлов и сплавов от коррозии. 1. Сущность, виды коррозионных процессов. 2. Химическая и электрохимическая коррозия. 3. Запись процессов, протекающих на электродах при коррозии в различных средах. 4. Основные методы защиты от коррозии: легирование, ингибирование, покрытие, электрохимические методы.	2	-	Лекция – визуализация
5	11-12	Тема: Химическая идентификация и анализ веществ. 1. Обзор современных методов анализа веществ. Выбор схемы и метода анализа 2. Химические методы анализа. Качественный и количественный анализ 3. Физико-химические методы анализа. Физические методы анализа (сам).	4	-	Лекция – визуализация
Общая трудоемкость лекционного курса			24		x
Всего лекций по дисциплине:		час.	Из них в интерактивной форме:		час.
- очная форма обучения		24	- очная форма обучения		24
- 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. 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	ТБ при работе в хим.лаборатории. Строение атома. ПСХЭ Менделеева	2	-	+	-	Учебное портфолио
	2	2	Способы получения и химические свойства оксидов, оснований и кислот.	2	-	+	-	Работа в малых группах
	3	3	Способы получения и химические свойства солей.	2	-	+	-	
	4	4	Комплексные соединения.	2	-	+	-	
2	5	5	Основы термохимии. Экзо- и эндотермические реакции. Расчеты по термохимическим уравнениям.	2	-	+	-	Учебное портфолио
	6	6	Химическая кинетика и равновесие. Зависимость скорости реакции от концентрации и температуры.	2	-	+	-	Работа в малых группах
3	7	7	Способы выражения концентрации растворов. Приготовление растворов из сухих веществ и концентрированных растворов.	2	-	+	-	Работа в малых группах
	8	8	Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена.	2	2	+	-	Работа в малых группах
	9	9	pH растворов. Гидролиз солей	2	-	+	-	Работа в малых группах
4	10	10	Окислительно-восстановительные реакции	2	2	+	-	Работа в малых группах
	11	11	Гальванические элементы	2	-	+	-	Учебное портфолио
	12	12	Коррозия металлов.	2	-	+	-	
5	13	13	Качественные реакции открытия важнейших катионов и анионов, содержащихся в природных водах.	2	-	+	-	Работа в малых группах
	14	14	Метод нейтрализации. Стандартизация раствора кислоты. Определение щелочи в растворе.	2	-	+	-	Работа в малых группах
	15	15	Метод комплексонометрии. Определение общей жёсткости воды.	2	2	+	-	
Итого ЛР			Общая трудоемкость ЛР	30	6	x		

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. Приложения 1 и 2.

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 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. 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.Строение вещества

Лабораторное занятие 1. Строение атома. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

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.

Закон Д.И.Менделеева и его современная формулировка. Периодическая система элементов, её структура. Изменение строения и свойств элементов в периоде, группе. Природа периодичности в изменении свойств элементов.Свойства атомов. Атомный радиус. Потенциал ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Перераспределение электронов при образовании связи.

Вопросы для самоконтроля по теме:

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 s ?
7. Принцип несовместимости Паули.Максимальная ёмкость электронов на уровне и подуровне.
8. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского.
9. Правило Гунда (Хунда).
10. По какому принципу делят элементы на s -, p -, d -, f - семейства?
11. Структура периодической системы Менделеева (периоды, ряды, группы, подгруппы).
12. Закономерности изменения свойств элементов в зависимости от положения в ПСХЭ.

13. Как по электронной формуле элемента определить, к какому семейству, к какой группе и подгруппе он принадлежит?

Лабораторное занятие 2-3
Классификация неорганических соединений
Способы получения, химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей

Краткое содержание

Оксиды. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.
Основания. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.
Кислоты. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.
Соли. Определение, номенклатура, способы получения, химические свойства.
Взаимосвязь между классами неорганических соединений.

Лабораторное занятие 4
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 по теме:

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?

Раздел 2. Общие закономерности протекания химических реакций

Лабораторное занятие 5
Основы термодинамики

Краткое содержание

Основные понятия химической термодинамики. Функция состояния. Внутренняя энергия. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Тепловые эффекты реакций. Термодинамические уравнения.

Энтропия. Изменение энтропии и самопроизвольное протекание процессов. Второе и третье начало термодинамики.

Свободные энергии Гиббса и Гельмгольца. Критерий самопроизвольного протекания процесса. Энтальпийный и энтропийный факторы. Термодинамическая устойчивость химических соединений. Физико-химические предпосылки переноса вещества и энергии.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Математическая формулировка первого начала термодинамики.
2. Дайте определения понятий «энтальпия», «энтропия» и «изобарно-изотермический потенциал». В каком соотношении находятся эти величины?
3. Каковы термодинамические условия для наступления равновесного состояния системы?
4. Закон Гесса и следствия из него.
5. Как рассчитать теплотворную способность твёрдого и газообразного топлива?

Лабораторное занятие 6
Химическая кинетика и равновесие.
Зависимость скорости реакции от концентрации и температуры

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 по теме:

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 3. Растворы

Лабораторное занятие 7

Способы выражения концентрации растворов.

Приготовление растворов из сухих веществ и концентрированных 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 по теме:

1. Приведите характеристику наиболее часто употребляемых 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 8

Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена

Краткое содержание

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Свойства растворов электролитов. Сильные электролиты. Активность. Ионная сила раствора.

Слабые электролиты. Степень и константа диссоциации, влияние на них различных факторов. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Роль концентрации водородных ионов в биологических процессах.

Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза, их связь, влияние на них различных факторов.

Вопросы для самоконтроля по теме:

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? Каков взаимосвязь между степенью и константой диссоциации?
5. Что такое pH? Какими величинами pH характеризуются кислая, щелочная и нейтральная среды?
6. Что называется гидролизом?

Лабораторное занятие 9

pH растворов. Гидролиз солей

Краткое содержание

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 по разделу:

1. Что такое pH? Какими величинами pH характеризуются кислая, щелочная и нейтральная среды?
2. По какой формуле можно вычислить $[H^+]$, зная $[OH^-]$?
3. По какой формуле можно вычислить pOH , зная pH?
4. По какой формуле можно вычислить $[H^+]$:
 - а) в растворе сильной кислоты;
 - б) в растворе слабой кислоты, если известна α ;
 - в) в растворе слабой кислоты, если известна K ?
5. По какой формуле можно вычислить $[OH^-]$:
 - а) в растворе сильного основания;
 - б) в растворе слабого основания, если известна α ;
 - в) в растворе слабого основания, если известна K ?
6. Что называется гидролизом солей?Какие соли подвергаются гидролизу?
7. В каких случаях в результате гидролиза получаются кислые и основные соли?
8. Что называется степенью гидролиза, константой гидролиза?
9. Какие факторы влияют на гидролиз солей?
10. В каком направлении смещается равновесие гидролиза солей при нагревании?

Раздел 4. Электрохимические процессы

Лабораторное занятие 10

Окислительно-восстановительные реакции

Краткое содержание

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

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 по теме:

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 11

Гальванические элементы

Краткое содержание

Электродные потенциалы металлов и факторы, влияющие на их величину. Понятие о стандартных потенциалах, водородный электрод сравнения. Гальванические элементы. ЭДС гальванического элемента. Ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. Явление поляризации электродов.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Что называется электродом, электродным потенциалом? В каком случае электрод и потенциал называют стандартным?
2. От каких факторов зависит величина электродного потенциала? Подтвердить эту зависимость уравнением Нернста.
3. Что называется гальваническим элементом?
4. Какой электрод выполняет в гальваническом элементе функцию анода, катода?
5. Как вычисляется ЭДС гальванического элемента?

6. Как связаны между собой положение металла в ряду напряжений и химическая активность металла?

Лабораторное занятие 12

Коррозия металлов

Краткое содержание

Сущность, виды коррозионных процессов. Химическая и электрохимическая коррозия. Деполяризаторы. Запись уравнений реакций, протекающих при коррозии в различных средах. Коррозионный потенциал. Основные методы защиты от коррозии: легирование, ингибирование, покрытие, электрохимические методы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

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 5. Химическая идентификация и анализ веществ

Лабораторное занятие 13

Качественные реакции открытия важнейших катионов и анионов, содержащихся в природных водах

Краткое содержание

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

Кислотнo-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 по теме:

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 – дробный 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 кислотнo-основном методе анализа.

Лабораторное занятие 14

Метод нейтрализации.

Стандартизация раствора кислоты. Определение щелочи в растворе

Краткое содержание

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

Лабораторное занятие 15

Метод комплексонометрии. Определение общей жёсткости воды

Краткое содержание

Комплексонометрическое титрование. Понятие о комплексонатах металлов. Равновесия в водных растворах ЭДТА. Состав и устойчивость комплексонов металлов. Сущность метода

комплексометрического титрования. Индикаторы комплексометрии (металлохромные индикаторы), принцип их действия; требования, предъявляемые к металлохромным индикаторам; интервал изменения окраски индикаторов; примеры металлохромных индикаторов (эриохром чёрный Т, ксиленоловый оранжевый, мурексид и др.). Выбор металлохромных индикаторов. Титрант метода, его приготовление, стандартизация. Виды (приёмы) комплексометрического титрования (прямое, обратное, заместительное). Количественные расчеты.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Какие соли обуславливают жёсткость природной воды?
2. Какую жёсткость называют временной, постоянной?
3. Способы умягчения воды.
4. Сущность метода комплексометрии.
5. Индикаторы комплексометрии.
6. Расчёты в титриметрическом анализе.

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 индивидуального задания: закрепить и углубить знания, полученные на аудиторных занятиях, научиться решать ситуационные задачи, определить конечный результат в обучении по данной теме или разделу.

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 в отдельной (не рабочей) тетради для индивидуальных работ. 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.

Перечень тем индивидуального задания

- Классификация неорганических соединений
- Комплексные соединения
- Основы термодинамики. Расчёты по термодинамическим уравнениям
- Химическая кинетика и равновесие
- Теория электролитической диссоциации
- Способы выражения концентрации растворов
- Окислительно-восстановительные реакции

7.1.1. Шкала и критерии оценивания

- 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 "Типы химической связи"

- 1) Основные типы химической связи.
- 2) Ковалентная связь. Метод валентных связей (ВС). Свойства и характеристики ковалентной связи. Механизмы образования ковалентной связи.
- 3) Гибридизация атомных орбиталей.
- 4) Ионная связь.
- 5) Водородная связь.
- 6) Металлическая связь.

ВОПРОСЫ для самостоятельного изучения темы «Коллоидные растворы»

- 1) Природа коллоидного состояния. Методы получения коллоидных растворов.
- 2) Методы очистки коллоидных растворов. Искусственная почка.
- 3) Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем (броуновское движение, диффузия, осмотическое давление).
- 4) Механизм образования и строение мицеллы. Причины устойчивости золей.
- 5) Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.
- 6) Коагуляция золей. Виды устойчивости золей. Факторы устойчивости.
- 7) Влияние электролитов на устойчивость золей. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди.
- 8) Коагуляция коллоидов смесями электролитов. Взаимная коагуляция золей.

ВОПРОСЫ для самостоятельного изучения темы «Жесткость воды и способы ее устранения»

- 1) Чем обусловлена жесткость воды?
- 2) Какие виды жесткости воды различают?
- 3) Присутствием каких соединений обусловлена временная жесткость?
- 4) Присутствием каких соединений обусловлена постоянная жесткость воды?
- 5) Какими способами устраняют временную жесткость?
- 6) Какими способами устраняют постоянную жесткость?
- 7) Для устранения жесткости воды иногда применяют ортофосфат натрия. На чем основано применение этой соли? Ответ подтвердите, составив соответствующие уравнения реакций.

Общий алгоритм самостоятельного изучения темы

1) Ознакомиться с рекомендованной учебной литературой и электронными ресурсами по теме (ориентируясь на вопросы для самоконтроля).
2) Оформить отчетный материал в установленной форме в соответствии методическими рекомендациями
3) Провести самоконтроль освоения темы по вопросам, выданным преподавателем
4) Предоставить отчетный материал преподавателю
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, вынесенные на самостоятельное изучение, входят в вопросы теста:
- 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 60 до 70% правильных ответов;
 - оценка «неудовлетворительно» - получено менее 60% правильных ответов.

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

Входной контроль проводится в рамках лабораторных занятий с целью выявления реальной готовности студентов к освоению данной дисциплины за счет знаний, умений и компетенций, сформированных в курсе химии, изучаемом в средней школе. Входной контроль проводится в форме тестирования.

8.1. ОБРАЗЕЦ БИЛЕТА для проведения входного контроля

1. Химической реакцией является ...
 - 1) плавление металлов
 - 2) сжижение воздуха
 - 3) горение природного газа
 - 4) замерзание воды
2. Элемент, для которого существует только одно простое вещество, - это
 - 1) фосфор
 - 3) бром

- 2) кислород
4) углерод
3. Относительная молекулярная масса будет наибольшей для
1) Na_3PO_4
2) H_3PO_4
3) Li_3PO_4
4) K_3PO_4
4. Укажите в ответах правильную электронную формулу элемента с порядковым номером 19.
1) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^4 4s^1$
5. Электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ имеет атом ...
1) молибдена
2) хрома
3) калия
4) меди
6. Каким веществом надо подействовать на железо, чтобы получить хлорид железа (II)?
1) Cl_2
2) HCl
3) ZnCl_2
4) KClO_3
6. Вещество, молекулярная формула которого состоит из четырех атомов, - это
1) формальдегид
2) хлороформ
3) бромид лития
4) хлорид углерода(IV)
7. Если оксид растворяется в воде, то
1) это основной оксид
2) это кислотный оксид
3) это амфотерный оксид
4) на основании этих данных нельзя сделать вывод о кислотно-основных свойствах оксида
8. Химическая реакция возможна между
1) Cu и HCl
2) Fe и Na_3PO_4
3) Ag и $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
4) Zn и FeCl_2
9. Четыре ковалентные связи содержит молекула
1) CO_2
2) C_2H_4
3) C_2H_6
4) C_3H_4
10. Кристалл алмаза состоит из ...
1) двухатомных молекул
2) положительных ионов углерода C^{4+} , соединенных с помощью электронного газа
3) положительных и отрицательных ионов углерода
4) атомов углерода, соединенных ковалентными связями
11. В какой системе увеличение давления смещает химическое равновесие в сторону продуктов реакции?
1) $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$
2) $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})}$
3) $\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{C}_{(\text{тв.})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$
4) $2\text{NH}_{3(\text{г})} \leftrightarrow \text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$
12. При обычных условиях с наименьшей скоростью протекает реакция между
1) Fe и O_2
2) CaCO_3 и $\text{HCl}(\text{p-p})$
3) Na и O_2
4) $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{p-p})$ и $\text{BaCl}_2(\text{p-p})$
13. Реакция, уравнение которой $\text{CaCO}_{3(\text{к})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} - Q$, относится к реакциям
1) соединения, экзотермическим
2) разложения, эндотермическим
3) соединения, эндотермическим
4) разложения, экзотермическим
14. В качестве катионов только ионы H^+ образуются при диссоциации
1) NaOH
2) NaH_2PO_4
3) H_2SO_4
4) NaHSO_4
15. В уравнении электролитической диссоциации соли $\text{Na}_2\text{HPO}_4 = \dots$ сумма коэффициентов равна ...
1) 22) 3
3) 44) 8

16. Масса воды (в граммах), в которой надо растворить 50 г хлорида калия для получения 10%-ного раствора, равна

- | | |
|--------|---------|
| 1) 50 | 3) 500 |
| 2) 450 | 4) 4500 |

17. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют...

- | | |
|--------------|------------------------------------|
| 1) обменными | 3) термохимическими |
| 2) ионными | 4) окислительно-восстановительными |

18. Общая сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ равна

- | | | | |
|------|------|------|------|
| 1) 4 | 2) 5 | 3) 7 | 4) 3 |
|------|------|------|------|

19. Окислителем в реакции $\text{P} + \text{KClO}_3 = \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl}$ является

- | | | | |
|------|--------|---------------------------|--------------------|
| 1) P | 2) KCl | 3) P_2O_5 | 4) KClO_3 |
|------|--------|---------------------------|--------------------|

20. Окислительно-восстановительной реакции соответствует уравнение

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ | 3) $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ | 4) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ |

ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ответов на вопросы входного контроля

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

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 «Строение атома. Периодический закон и ПС Д.И.Менделеева»

1. Ядро изотопа хлора ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ содержит _____ нейтронов.

- | | | | |
|---------|----|---------|----|
| 1) 172) | 18 | 3) 204) | 37 |
|---------|----|---------|----|

2. Электронную конфигурацию, соответствующую атому Ar, имеет ион...

- | | | | |
|---------------------|-----------------|--------------------|---------------------|
| 1) Br^{2-} | S^{2-} | 3) S^{6+} | 4) Mg^{2+} |
|---------------------|-----------------|--------------------|---------------------|

3. Определите сумму главного и побочного (орбитального) квантовых чисел для подуровня 4d.

- | | | | |
|------|------|------|------|
| 1) 4 | 2) 5 | 3) 6 | 4) 7 |
|------|------|------|------|

4. Используя правило Гунда, определите суммарное спиновое число электронов 3p – подуровня, если он наполовину заполнен электронами.

- | | | | |
|----------|-----|----------|---|
| 1) 1/22) | 3/2 | 3) 5/24) | 3 |
|----------|-----|----------|---|

5. Максимальное число электронов данного энергетического уровня определяется по формуле ...

- | | | | |
|-------------|----------|--------------|-------------|
| 1) n^2 2) | $2l + 1$ | 3) $2n^2$ 4) | $2(2l + 1)$ |
|-------------|----------|--------------|-------------|

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 ₂ SO ₄ , K ₂ O | 3) NO ₂ , Al(OH) ₃ , HCl |
| 2) Zn(OH) ₂ , Cu(SO) ₄ , HBr | 4) HNO ₃ , Ba(OH) ₂ , Cl ₂ O ₇ |
3. Количество кислотных остатков у фосфорной кислоты
- | | |
|----------|----------|
| 1) 12) 2 | 3) 34) 4 |
|----------|----------|
4. Соль AlOH(CH₃COO)₂ называется ...
- | | |
|---------------------------|------------------------------|
| 1) диацетатгидроалюминия | 3) ацетат гидроксоалюминия |
| 2) дигидроацетат алюминия | 4) ацетат дигидроксоалюминия |
5. Указать тип данной соли [Ni(OH)]₂ SO₄
- | | |
|----------------------|------------------------|
| 1) кислая 2) средняя | 3) двойная 4) основная |
|----------------------|------------------------|
6. Из перечисленных кислотных оксидов не реагирует с водой
- | | |
|--|--|
| 1) SO ₃ 2) C ₁₂ O ₇ | 3) P ₂ O ₅ 4) SiO ₂ |
|--|--|
7. При нагревании оксида железа (II) с оксидом углерода (II) образуются углекислый газ и....
- | | |
|------------------------|---|
| 1) Fe ₂ FeO | 3) Fe ₂ O ₃ 4) Fe ₃ O ₄ |
|------------------------|---|
8. Какое вещество надо прибавить к нитрату гидроксомагния, чтобы превратить его в нитрат магния?
- | | |
|--|-----------------------------|
| 1) HNO ₃ 2) Mg(OH) ₂ | 3) MgO 4) NaNO ₃ |
|--|-----------------------------|

Образец билета по теме «Основы термодинамики»

1. **Неверно**, что согласно второму началу термодинамики ...
- | | |
|---|---------------------|
| 1) КПД тепловой машины всегда меньше единицы (100%) | 3) HCl, HF, HBr, HI |
| 2) тепловой эффект обратной реакции больше теплового эффекта прямой реакции | 4) HI, HBr, HCl, HF |
| 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 2) 77,5 кДж | 3) 1240 кДж 4) 2480 кДж |
|--------------------------|-------------------------|
4. Чему равна стандартная энтальпия образования H₂S (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 2) -20 кДж | 3) -40 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 «Химическая кинетика»

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 40⁰С 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
- 2) ввести катализатор
- 3) понизить давление
- 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) $\text{C}(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$
- 2) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
- 3) $\text{CO}(\text{г}) + 2 \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$
- 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) $\Delta G_r < 0$ 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 $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$?

- 1) $k \cdot [\text{Fe}_2\text{O}_3] \cdot [\text{CO}]^3$
- 2) $k \cdot [\text{Fe}_2\text{O}_3] \cdot [\text{CO}]$
- 3) $k \cdot [\text{CO}]^3$
- 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. $\text{CuSO}_4 + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SO}_4^{2-}$
2. $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
3. $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{K}_2\text{SO}_4$
4. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$

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

Образец билета по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Вреакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{KNO}_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ 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) 32) 4

3) 64) 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) 12) 2

3) 34) 4

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

1) только окислителя

3) ни окислителя, ни восстановителя

2) только восстановителя

4) и окислителя, и восстановителя

5. Восстановительные свойства железо проявляет в реакции:

1) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

3) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$

4) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$

ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

ответов на вопросы текущего контроля

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

9. Промежуточная (семестровая) аттестация по курсу

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»	
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 №№ 1 - 5 (в соответствии с п. 2.2 настоящего документа)
Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков:	представлены в фонде оценочных средств по дисциплине

9.2. Процедура проведения экзамена

Основные условия допуска студента к экзамену:

Студент выполнил все виды учебной работы (включая самостоятельную) и отчитался об их выполнении в сроки, установленные графиком учебного процесса по дисциплине.

Вопросы для подготовки к экзамену (экзаменационная программа) выдаются студенту заранее (за месяц до экзамена). В ходе подготовки к экзамену следует пользоваться учебниками,

материалами лекции, рекомендациями по изучению конкретных разделов курса, ресурсами Интернет, максимально использовать возможности предэкзаменационных консультаций.

Процедура экзамена складывается из следующих этапов:

1. Выполнение студентом письменной работы по основным разделам курса с использованием справочного материала и микрокалькулятора (2 академических часа).
2. Проверка работы преподавателем, объявление предварительной оценки, принятие решения о собеседовании.
3. Подведение общего итога экзамена, выставление оценки в ведомость и зачётную книжку.

9.3. Перечень примерных вопросов к экзамену

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 (на примере электронов внешнего уровня атома алюминия).
3. Квантовые числа. Магнитное квантовое число, количество атомных орбиталей в энергетическом подуровне, спин электрона (на примере электронов внешнего уровня атома кремния).
4. Закономерности распределения электронов в атомах (Принцип Паули. Электронная ёмкость атомной орбитали, энергетических уровней и энергетических подуровней). Рассчитать электронную ёмкость 1, 2, 3 и 4 уровней; s-, p-, d- и f-подуровней.
5. Правила и порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского. Электронная формула атома (для атома $_{16}\text{S}$). Правило Хунда.
6. Периодический закон Д.И. Менделеева. Значение периодического закона. Причина периодического повторения свойств элементов. Напишите формулы оксидов и гидроксидов всех элементов 3 периода в их высших степенях окисления. Как изменяются кислотные свойства в периоде слева направо?
7. Типы химической связи. Ковалентная связь. Обменный механизм образования ковалентной связи. Образование ковалентных связей возбужденным атомом. Насыщаемость ковалентной связи.
8. Типы химической связи. Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи (на примере иона NH_4^+). Электронная структура частиц-доноров и частиц-акцепторов.
9. Полярная и неполярная связь. Электрический момент диполя связи. Влияние электроотрицательности элементов на полярность связи. Полярность связей и молекул. Полярные и неполярные молекулы.
10. Типы химической связи. Ионная связь как предельно поляризованная ковалентная связь. Свойства ионной связи и соединений с этим типом связи. Выпишите из предложенного ряда соединения с ионным типом связи: C_2H_4 , CaS , O_2 , Mg , Na_2S , SO_2 , BaCl_2 .
11. Металлическая связь как особый вид химической связи. Водородная связь (межмолекулярная и внутримолекулярная). Привести примеры.
12. Основные понятия термодинамики: внутренняя энергия; работа и теплота - две формы передачи энергии. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартная теплота образования и стандартная теплота сгорания веществ.
13. Закон Гесса и следствия из него.
14. Энтропия. Второй закон термодинамики. Расчёт энтропии. Энергия Гиббса.
15. 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? Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов.
16. Энергетические эффекты химических реакций. Теплота реакции в изобарном и изохорном процессе. Термохимическое уравнение реакции. Закон Гесса. Энтальпия образования химического соединения.
17. Термодинамика. Классификация термодинамических систем. Изобарный и изохорный процессы. Экзотермические и эндотермические реакции. Внутренняя энергия.
18. Энтропия. Энтропия как функция термодинамической вероятности состояния системы. Изменение энтропии при фазовых переходах. Определение (расчет) изменения энтропии в химическом процессе. Второй закон термодинамики.
19. Скорость химической реакции и её зависимость от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс для гомо- и гетерогенных реакций. Напишите уравнение для скорости прямой реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{к})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$.
20. Зависимость скорости реакции и времени протекания её от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Энергетический профиль реакции.

21. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции.

22. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. В каком направлении сместится равновесие в системе $C_{(ТВ)} + CO_{2(r)} \leftrightarrow 2CO_{(r)} + Q$ при увеличении температуры, при повышении давления? Напишите уравнение для скорости обратной реакции.

23. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамическое и кинетическое условие химического равновесия. Константа химического равновесия. Записать константу химического равновесия реакций: $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(r)} \rightarrow 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(r)}$; $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \rightarrow 2NH_{3(r)}$.

24. 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).

25. Понятие электролита. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

26. 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

27. 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.

28. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатель. Вычислить концентрацию катионов водорода и pH 0,01M раствора хлороводородной кислоты.

29. Кислоты и основания. Электролитическая диссоциация кислот и оснований. Сильные и слабые кислоты и основания. pH водных растворов кислот и оснований.

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

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

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

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

34. Общие (коллигативные) свойства растворов. Законы Рауля. Осмос, количественная характеристика осмоса. Отличие процессов диффузии и осмоса.

35. Следствия из закона Рауля. Понижение температуры замерзания (кристаллизации) и повышение температуры кипения разбавленных растворов неэлектролитов по сравнению с чистым растворителем. Осмос, количественная характеристика осмоса.

36. 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.

37. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Эквиваленты окислителя и восстановителя. Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР (методом электронного баланса на примере реакции $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$).

38. Характеристика окислительно-восстановительного процесса. Окисление и восстановление, окислитель и восстановитель. Изменение степени окисления элементов и подбор коэффициентов при окислении и восстановлении (на примере реакции: $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$).

39. Дать определение электродного потенциала. Почему его называют еще нормальным электродным потенциалом? Как он может быть измерен? Записать уравнение электродного потенциала Нернста для химически активных металлов. Пояснить все значения.

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

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

42. Что такое стандартный электродный потенциал? Какой металл обладает большей химической активностью – алюминий или цинк, если стандартный электродный потенциал первого из них – 1,36 В, а второго – 0,76 В? Какой из металлов будет вытеснять другой металл из его соединений? Обосновать ответ.

- 43.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 $E^0 \text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0 = -0,13 \text{ В}$
- 44.Какой из металлов – медь или ртуть будет вытеснять другой металл из его соединений, если стандартный электродный потенциал меди $+0,34 \text{ В}$, а ртути $+0,79 \text{ В}$? Обосновать ответ.
- 45.Объяснить, как работает гальванический элемент Даниэля-Якоби. Почему при его работе происходит постоянный перенос электронов во внешней цепи?
46. $\text{Cu} - \text{Al}$ гальванический элемент. Анод и катод, анодный и катодный процессы. Уравнение электрохимического процесса в гальваническом элементе. ЭДС и ее определение. Запись гальванического элемента.
- 47.Гальванический элемент. Анод и катод, анодный и катодный процессы. Уравнение электрохимического процесса в гальванического элемента. ЭДС и ее определение. Запись гальванического элемента.
- 48.Гальванические элементы. Ряд стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде, при скручивании медного и алюминиевого проводов. Рассчитать ЭДС. ($E^0 \text{Al}^{3+}/\text{Al}^0 = -1,66 \text{ В}$, $E^0 \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 = +0,34 \text{ В}$).
- 49.К какому типу относится гальванический элемент из двух серебряных электродов, погруженных соответственно в $0,01 \text{ М}$ и $0,1 \text{ М}$ 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?
- 50.Свинцовая аккумуляторная батарея. Химические процессы, протекающие на электродах при разрядке и зарядке свинцового аккумулятора.
- 51.Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Виды электрохимической коррозии. Факторы, влияющие на интенсивность коррозии.
- 52.Виды коррозии. Написать электродные процессы, протекающие при коррозии технического железа в воздушно-влажной и кислой средах.
- 53.Коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии. Написать процессы, происходящие при коррозии в воздушно-влажной среде скрученных вместе медного и алюминиевого провода.
- 54.Основные виды коррозии. Электрохимическая коррозия металлов. Написать процессы, происходящие при коррозии сплава свинца и меди в кислой и воздушно-влажной средах.
- 55.Коррозия металлов. Протекторная защита. Написать уравнения процессов, протекающих при протекторной защите магнием стального трубопровода в воздушно-влажной среде.
56. Коррозия металлов. Протекторная защита. Напишите процессы, протекающие при коррозии луженого железа в кислой и воздушно-нейтральной среде.
- 57.Катодные и анодные покрытия. Коррозия хромированного железа при нарушении целостности покрытия.
- 58.Защита металлов от коррозии. Различные виды покрытий. Коррозия никелированного железа в воздушно-влажной среде.
- 59.Методы определения химического состава веществ. Качественный и количественный анализ.
- 60.Методы определения химического состава веществ. Количественный анализ. Методы количественного анализа (химические, физико-химические, физические).
- 61.Лабораторное оборудование, используемое при качественном анализе веществ.
- 62.Основы титриметрического анализа. Классификация методов по характеру химической реакции, по способу титрования. Расчёты в объёмном анализе.
- 63.Требования к реакциям, применяемым в объёмном анализе. Рабочие растворы. Способы приготовления рабочих растворов (растворы с приготовленным титром, с установленным титром).
- 64.Метод кислотно-основного титрования (нейтрализации) - ацидиметрия и алкалиметрия. Рабочие растворы, стандартные вещества.
- 65.Какие соли обуславливают жёсткость природной воды? Какую жёсткость называют постоянной, временной? Написать уравнения реакций, с помощью которых можно устранить карбонатную и некарбонатную жёсткость.

Бланк экзаменационного билета

Образец

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

**Экзамен по дисциплине «Химия»
для обучающихся по направлению 35.03.11 Гидромелиорация**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ №1

1. Квантовые числа. Магнитное квантовое число, количество атомных орбиталей в энергетическом подуровне. Спин электрона (на примере электронов внешнего уровня атома кремния).

2. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). 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. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры с 20°C до 100°C, если температурный коэффициент равен 2,2?

ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ

ответов на вопросы экзамена

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

Основные критерии оценки знаний на экзамене следующие:

Оценку «отлично» выставляют обучающемуся, глубоко и прочно освоившему теоретический и практический материал дисциплины. Ответ должен быть логичным, грамотным. Обучающемуся необходимо показать знание не только основного, но и дополнительного материала, быстро ориентироваться, отвечая на дополнительные вопросы. Обучающийся должен свободно справляться с поставленными задачами, правильно обосновывать принятые решения.

Оценку «хорошо» заслуживает обучающийся, твердо знающий программный материал дисциплины, грамотно и по существу излагающий его. Не следует допускать существенных неточностей при ответах на вопросы, необходимо правильно применять теоретические положения при решении практических задач, владеть определенными навыками и приемами их выполнения.

Оценку «удовлетворительно» получает обучающийся, который имеет знания только основного материала, но не усвоил его детали, испытывает затруднения при решении практических задач. В ответах на поставленные вопросы студентом допущены неточности, даны недостаточно правильные формулировки, нарушена последовательность в изложении программного материала.

Оценка «неудовлетворительно» говорит о том, что обучающийся 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.

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

ПЕРЕЧЕНЬ литературы, рекомендуемой для изучения дисциплины Б1.О.10 Химия для направления подготовки 35.03.11 Гидромелиорация	
Автор, наименование, выходные данные	Доступ
Общая химия. Теория и задачи / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов, О. Н. Гончарук [и др.] ; под редакцией Н. В. Коровина и Н. В. Кулешова. — 7-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2023. — 492 с. — ISBN 978-5-507-45895-0. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/291182 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	https://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.	https://e.lanbook.com
Гельфман, М. И. Химия : учебник / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 4-е изд. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 480 с. — ISBN 978-5-8114-0200-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/210221 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	https://e.lanbook.com
Стась, Н. Ф. Введение в химию : учебное пособие для вузов / Н. Ф. Стась. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 140 с. — ISBN 978-5-8114-8927-5. — Текст: электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/185344 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	https://e.lanbook.com
Химия : учебник / Л. Н. Блинов, М. С. Гутенев, И. Л. Перфилова, И. А. Соколов. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 480 с. — ISBN 978-5-8114-1289-1. — Текст: электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/210977 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	https://e.lanbook.com
Яблоков, В. А. Основы неорганической и органической химии / В. А. Яблоков, Н. В. Яблокова. — Санкт-Петербург : Лань, 2023. — 288 с. — ISBN 978-5-507-45618-5. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/311921 . — Режим доступа: для авториз. пользователей.	https://e.lanbook.com
Химия и жизнь XXI век. — Москва :НаукаПресс, 1965. — . — Выходит ежемесячно. — ISSN 1727-5903. — Текст : электронный. — URL: https://lib.rucont.ru/efd/188891/info .	РУКОНТ (2006-2025)