

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ВГУ»)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
материаловедения и индустрии наносистем



В.М. Иевлев
25.06.2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.13.01 Химия

1. Код и наименование направления подготовки/специальности:

14.03.02 Ядерные физика и технологии

2. Профиль подготовки/специализация: *Физика атомного ядра и частиц*

3. Квалификация выпускника: *бакалавр*

4. Форма обучения: *очная*

5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины: *материаловедения и индустрии наносистем*

6. Составители программы: *Сладкопевцев Борис Владимирович, кандидат химических наук*

7. Рекомендована: научно-методическим советом химического факультета, протокол №5 от 17.06.2021

8. Учебный год: 2021/2022

Семестр(ы): 1

9. Цели и задачи учебной дисциплины

Целями освоения учебной дисциплины являются:

- формирование у студентов современных представлений о физико-химических процессах, основных закономерностях их протекания;
- формирование представлений о влиянии строения вещества на его свойства;
- знакомство с основами химии растворов, химии элементов и основными классами неорганических соединений;
- овладение техникой и методикой химического эксперимента.

Задачи учебной дисциплины:

Студенты должны:

- приобрести знания об основных закономерностях Периодической системы элементов; о строении атома; видах химической связи и их влиянии на свойства веществ; основах кинетики и термодинамики; критериях протекания химических процессов, видах гомогенных и гетерогенных систем; свойствах растворов электролитов и неэлектролитов; обменных реакциях; гидролизе; окислительно-восстановительных процессах; химии координационных соединений;
- научиться проводить расчёты по уравнениям химических реакций, решать задачи по кинетике и термодинамике, коллигативным свойствам растворов, рН среды; уравнивать обменные и окислительно-восстановительные реакции;
- приобрести навыки самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;
- научиться производить наблюдения за протеканием химических процессов и делать обоснованные выводы;
- научиться производить физико-химические измерения, характеризующие свойства растворов, смесей и других объектов;
- приобрести навыки безопасной работы в химической лаборатории и обращения с химической посудой, с лабораторным оборудованием и реактивами;
- научиться грамотно и в полной мере представлять и интерпретировать данные экспериментальных исследований.

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП:

Дисциплина входит в обязательную часть блока Б1.

Требования к входным знаниям, умениям и навыкам: освоение дисциплины «Химия» базируется на знаниях и умениях, сформированных в процессе изучения предмета «Химия» в общеобразовательной школе. Студенты должны знать основные классы неорганических соединений, общие закономерности изменения свойств веществ, виды химической связи, уметь составлять уравнения химических реакций, записывать электронные формулы элементов малых периодов, решать основные типы расчетных задач по химии.

11. Планируемые результаты обучения по дисциплине/модулю (знания, умения, навыки), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы (компетенциями) и индикаторами их достижения:

Код	Название компетенции	Код(ы)	Индикатор(ы)	Планируемые результаты обучения
ОПК-1	Способен использовать базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	ОПК-1.1	Знает основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	<p>знать:</p> <p>основные фундаментальные законы химии; закономерности в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева; современные представления о строении атома, видах химической связи и их влиянии на свойства веществ; основы кинетики и термодинамики, критерии протекания химических процессов; основные виды гомогенных и гетерогенных систем, свойства растворов электролитов и неэлектролитов, обменных реакций; особенности протекания окислительно-восстановительных процессов, основы химии координационных соединений</p> <p>уметь:</p> <p>использовать полученные знания для описания физико-химических процессов</p> <p>владеть:</p> <p>навыками решения типовых задач по общей химии с использованием основных фундаментальных законов химии</p>
		ОПК-1.2	Использует основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применяет методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	<p>знать:</p> <p>области применения основных фундаментальных законов химии</p> <p>уметь:</p> <p>применять основные положения современной химии для проведения расчётов и экспериментальных исследований</p> <p>владеть:</p> <p>умениями использовать основные теоретические положения современной химии для проведения расчётов по уравнениям химических реакций, кинетике и термодинамике; составления и уравнивания обменных и окислительно-восстановительных реакций</p>
		ОПК-1.3	Владеет навыками использования основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применения методов математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	<p>знать:</p> <p>основные свойства используемых в лабораторной практике химических реагентов, правила техники безопасности при работе с неорганическими соединениями и органическими растворителями; методики проведения отдельных химических операций</p> <p>уметь:</p> <p>анализировать возможные последствия протекания того или иного химического процесса</p> <p>владеть:</p> <p>техникой химического эксперимента и основными навыками</p>

				экспериментальной работы; навыками безопасной работы в химической лаборатории и обращения с химической посудой, с лабораторным оборудованием и реактивами
--	--	--	--	---

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/час. — 3/108.

Форма промежуточной аттестации – экзамен

13. Трудоемкость по видам учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость		
		Всего	По семестрам	
			1 семестр	2 семестр
Контактная работа		108	108	
в том числе:	лекции	34	34	
	практические	–	–	
	лабораторные	16	16	
	курсовая работа	–	–	
Самостоятельная работа		22	22	
Промежуточная аттестация (для экзамена)		36	36	
Итого:		108	108	

13.1. Содержание дисциплины

п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК *
1. Лекции			
1.1	Основные понятия химии	Основные этапы в развитии химии. Содержание понятий: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество. Историческая эволюция этих понятий. Количество вещества. Стехиометрические законы. Закон сохранения энергии и массы. Закон постоянства состава и границы его применения. Кристаллические и аморфные вещества. Вещества с молекулярной и координационной структурой. Основы номенклатуры неорганических веществ	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11905
1.2	Периодический закон и строение атома	Ранние попытки систематизации химических элементов. Открытие периодического закона. Элементы, предсказанные Д.И. Менделеевым и их последующее открытие. Основные стадии развития периодического закона. Открытие строения атома. Ранние модели строения атома – Томсона и Резерфорда, их недостатки. Постулаты Бора, квантово-волновой дуализм, принцип неопределенности. Возникновение квантовой механики, ее основные принципы. Квантовые числа. Особенности заполнения атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правила Клечковского. Формирование периодов. s-, p-, d-, f-элементы и их расположение в периодической системе.	

		<p>Современное понимание природы периодического закона. Причины периодичности, закономерности, наблюдаемые в Периодической системе. Радиусы атомов и ионов. Орбитальные, эффективные, ковалентные, металлические и ионные радиусы. Ионизационные потенциалы и сродство к электрону, их изменение по периодам и группам. Электроотрицательность элементов. Изменение электроотрицательности по периодам и группам.</p>
1.3	<i>Химическая связь и валентность</i>	<p>Виды химической связи. Ковалентная, ионная, металлическая связь. Основные характеристики связи – энергия, длина, полярность. Кратность связи. Понятие валентности. Различие формальной и реальной валентности, координационная валентность. Гибридизация атомов, ее влияние на геометрическую форму и полярность молекул. Межмолекулярное взаимодействие. Водородные и вандерваальсовыы связи. Зависимость свойств веществ от природы химической связи в них.</p>
1.4	<i>Основы химической кинетики и химической термодинамики</i>	<p>Предмет термодинамики. Виды систем – открытые, закрытые, изолированные. Внутренняя энергия и энтальпия. Первое начало термодинамики, его различные формулировки. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Стандартная теплота образования вещества. Понятие стандартного состояния. Принцип Берто и границы его применимости. Энтропия. Второе начало термодинамики. Критерии протекания химических реакций в различных системах. Энергия Гиббса.</p> <p>Различия в подходах между кинетикой и термодинамикой. Предмет химической кинетики. Скорость химической реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Обратимые и необратимые химические процессы. Понятие химического равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна. Факторы, влияющие на смещение равновесия. Транспортные реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, промоторы, яды, ингибиторы.</p>
1.5	<i>Растворы и реакции в водных растворах</i>	<p>Виды систем – гетерогенные и гомогенные. Понятия раствор, растворитель и растворенное вещество. Идеальный раствор. Растворимость и факторы, влияющие на нее. Ненасыщенный, насыщенный и пересыщенный растворы. Полярные и неполярные растворители. Особые свойства воды как растворителя. Фазовая диаграмма воды.</p> <p>Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля.</p> <p>Коллигативные свойства – закон Рауля, криоскопия и эбуллиоскопия. Связь между этими явлениями. Явление осмоса. Примеры осмоса в живой природе и технике.</p> <p>Отличия в поведении электролитов и неэлектролитов.</p> <p>Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Основные</p>

		<p>представители сильных и слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Основные теории кислот и оснований. Природа амфотерности.</p> <p>Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.</p> <p>Обменные реакции между ионами в растворе. Общие условия протекания реакции обмена в растворах. Ионные уравнения.</p> <p>Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Механизм гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Четыре типа солей в зависимости от гидролиземости составляющих. Влияние концентрации раствора, температуры, pH среды на степень гидролиза</p>	
1.6	Окислительно-восстановительные процессы	<p>Понятие степени окисления, ее формальный характер, отличие от реального заряда атома. Принципы расчета степени окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Влияние среды на окислительную и восстановительную способность. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, ионно-электронный метод. Электродный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов. Электродвижущая сила окислительно-восстановительной реакции. Химические источники тока. Аккумуляторы. Топливные элементы. Коррозия металлов и способы защиты от неё. Электролиз.</p>	
1.7	Комплексные соединения	<p>Комплексные или координационные соединения. Основные положения координационной теории Вернера: центральный атом, внешняя и внутренняя сфера, координационное число. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов выступать в качестве комплексообразователя. Типичные лиганды. Факторы, влияющие на прочность комплексных соединений. Роль комплексных соединений в качественном анализе.</p>	
1.8	Основы химии элементов	<p>Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группам, периодам. Свойства простых веществ, тип связи в них. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группам.</p> <p>Общий обзор металлов. Особенности металлической связи и ее влияние на физические свойства металлов. Кристаллическая структура металлов.</p> <p>Формы нахождения металлов в природе. Общие методы получения металлов. Применяемые восстановители. Типичные металлы – s элементы. Важнейшие p-металлы. Алюминий, олово, свинец. Общая характеристика p-элементов. Важнейшие неметаллы. Галогены. Халькогены. Общая характеристика d-элементов.</p>	
2. Практические занятия			
3. Лабораторные занятия			
3.1	Основные понятия химии	<p>Техника безопасности. Основы техники химического эксперимента. Лабораторная работа</p>	<p>https://edu.vsu.ru/course/vie</p>

		№ 1 «Определение эквивалентной и атомной массы активного металла»	w.php?id=119 05
3.2	Основы химической кинетики и химической термодинамики	Лабораторная работа № 2 «Скорость химических реакций. Катализ. Химическое равновесие»	
3.3	Растворы и реакции в водных растворах	Лабораторная работа № 3 «Общие свойства растворов» Лабораторная работа № 4 «Приготовление растворов заданной концентрации». «Гидролиз солей»	
3.4	Окислительно-восстановительные процессы	Лабораторная работа № 5 «Окислительно-восстановительные реакции»	
3.5	Основы химии элементов	Лабораторная работа № 6 «Основы химии элементов»	

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (количество часов)				
		Лекции	Практические	Лабораторные	Самостоятельная работа	Всего
1	Основные понятия химии	3	–	3	2	8
2	Периодический закон и строение атома	4	–	0	2	6
3	Химическая связь и валентность	3	–	0	3	6
4	Основы химической кинетики и химической термодинамики	6	–	3	5	14
5	Растворы и реакции в водных растворах	8	–	4	3	15
6	Окислительно-восстановительные процессы	4	–	3	2	9
7	Комплексные соединения	2	–	0	2	4
8	Основы химии элементов	4	–	3	3	10
	Итого:	34	–	16	22	72

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Внеаудиторная самостоятельная работа студентов состоит в подготовке к лекциям и лабораторным занятиям, изучении соответствующих учебников и учебных пособий, методических и справочных изданий. Изучение в рамках программы курса тем и проблем, не выносимых на лекции. Самостоятельное решение задач по соответствующим темам.

Лабораторный практикум идет параллельно с лекциями, где студенты приобретают теоретические знания. Таким образом, некоторым разделам (например, раздел «Основы химической кинетики») на лекции уделяется немного времени, а основные закономерности студенты изучают в ходе химического практикума. Достаточно большой раздел «Химия элементов» изучается в рамках практикума и студентами самостоятельно, т.к. объём лекционного курса очень мал, чтобы рассмотреть даже основы химии элементов и их соединений. В этой части курса особое внимание уделяется самостоятельной работе студента с учебником и методическими пособиями. Для самостоятельной проработки и подготовки к каждой лабораторной работе имеется перечень тем для подготовки и контрольных вопросов.

По результатам выполнения лабораторных работ студенты в специальном журнале подробно описывают ход работы и самостоятельно делают выводы на основе наблюдаемых явлений. Этот журнал проверяется преподавателем, а затем студенты устно отчитываются на предмет освоения материала данной лабораторной работы – для

этого предусмотрены занятия, во время которых происходит защита, причём она может происходить как в виде индивидуальной беседы, так и в виде решения практических задач.

15. Перечень основной и дополнительной литературы, ресурсов интернет, необходимых для освоения дисциплины (список литературы оформляется в соответствии с требованиями ГОСТ и используется общая сквозная нумерация для всех видов источников)

а) основная литература:

№ п/п	Источник
1.	Угай Я. А. Общая и неорганическая химия : учеб. для студ. вузов, обуч. по направлению и специальности "Химия" / Я. А. Угай. – Изд. 5-е, стер. – Москва : Высшая школа, 2007. – 526 с.
2.	Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка – Москва : Интеграл-Пресс, 2007. – 240 с.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
3.	Коровин Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва : Высшая школа, 2005. – 556 с.
4.	Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка, под ред. А. И. Ермакова. – Москва : Интеграл-Пресс, 2005. – 728 с.
5.	Карапетьянц М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – Химия, 1994. – 592 с.
6.	Гринвуд Н. Химия элементов : в 2 т. / Н. Гринвуд, А. Эрншо. – Москва : БИНОМ. Лаб. знаний, 2008.
7.	Практикум по общей и неорганической химии : Учебное пособие для студ. нехим. специальностей вузов / Л. С. Гузей и др. ; Под ред. С. Ф. Дунаева. – Москва : Изд-во Московского университета, 2000. – 86 с
8.	Лидин Р. А. Химические свойства неорганических веществ: учебное пособие для вузов. / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; под ред. Р. А. Лидина. – 4-е изд., стер. – Москва : КолосС, 2003. – 480 с.
9.	Некрасов Б. В. Основы общей химии : в 2 т. / Б. В. Некрасов. – 4-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2003. – Т. 1. – 656 с.; Т. 2. – 687 с.

в) информационные электронно-образовательные ресурсы (официальные ресурсы интернет)*:

№ п/п	Ресурс
17.	https://www.lib.vsu.ru/ - сайт Зональной Научной Библиотеки Воронежского государственного университета
18.	http://www.school.edu.ru/default.asp Российский образовательный портал
19.	http://xumuk.ru/ Сайт о химии. Справочная информация, учебники, электронные приложения
20.	http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/ Электронная библиотека учебных материалов по химии

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы (учебно-методические рекомендации, пособия, задачки, методические указания по выполнению практических (контрольных), курсовых работ и др.)

№ п/п	Источник
1.	Химический практикум [Электронный ресурс] : для студ. направления подготовки 140800 - Ядерная физика и технологии : учебно-методическое пособие : [для студ. 1 к. физ. фак. дневного отделения] / Воронеж. гос. ун-т ; сост.: И. Я. Миттова, Е. В. Томина, Б. В. Сладкопевцев. – Электрон. текстовые дан. – Воронеж : Издательско-полиграфический центр Воронежского государственного университета, 2013.
2.	Стехиометрические законы химии / Воронеж. гос. ун-т. Каф. неорган. химии; сост. : В. Р. Пшестанчик, Е. В. Томина, В. Ф. Кострюков. – Воронеж : ВГУ, 2003. – 54 с.

17. Образовательные технологии, используемые при реализации учебной дисциплины, включая дистанционные образовательные технологии (ДОТ), электронное обучение (ЭО), смешанное обучение):

При реализации дисциплины используются различные типы лекций – вводные лекции, информационные лекции, по отдельным темам – обзорные. На лабораторных занятиях: выполнение лабораторных работ, их защита. Текущая аттестация осуществляется в форме

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

- Мультимедийное оборудование для показа презентаций – проектор, ноутбук, экран;
- Учебная, справочная и методическая литература.
- Лаборатория химического практикума 352, в том числе аналитические и технические весы, сушильный шкаф, газовые горелки, химическая посуда, реактивы и др.;
- Учебная, справочная и методическая литература.

19. Оценочные средства для проведения текущей и промежуточной аттестаций

Порядок оценки освоения обучающимися учебного материала определяется содержанием следующих разделов дисциплины:

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Компетенция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
1.	Основные понятия химии	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос Лабораторная работа № 1
2.	Периодический закон и строение атома	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос
3.	Химическая связь и валентность	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос
4.	Основы химической кинетики и химической термодинамики	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос Лабораторная работа № 2
5.	Растворы и реакции в водных растворах	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос Лабораторные работы № 3 и №4
6.	Окислительно-восстановительные процессы	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос Лабораторная работа № 5
7.	Комплексные соединения	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос
8.	Основы химии элементов	ОПК-1	ОПК-1.1; ОПК-1.2; ОПК-1.3	Устный опрос Лабораторная работа № 6
Промежуточная аттестация форма контроля – экзамен				<i>Перечень вопросов</i>

20 Типовые оценочные средства и методические материалы, определяющие процедуры оценивания

20.1 Текущий контроль успеваемости

Контроль успеваемости по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

Лабораторная работа

Студентам заранее даётся задание подготовиться к выполнению лабораторной работы, предварительно прочитав ход работы. На занятии перед началом выполнения работы обсуждаются ключевые моменты, разбираются непонятные студентам вопросы, особое внимание уделяется технике безопасности. Работы выполняются в группах по 2-3 человека. Оформление и представление результатов осуществляется в соответствии с требованиями, приведённых в учебно-методическом пособии.

Требования к выполнению заданий (или шкалы и критерии оценивания)

Защита лабораторной работы проводится в процессе беседы со студентом. В начале проверяется правильность оформления работы, формулирования выводов. Затем происходит опрос, включающий вопросы о ходе выполнения работы, полученных результатах, а также контрольные вопросы к каждой работе.

Контрольная работа

Описание технологии проведения

Запланировано три письменных контрольных работы. На выполнение контрольной работы студентам дается 45 или 60 минут. Для проведения расчётов студент может пользоваться непрограммируемым калькулятором, справочниками термодинамических величин, Периодической системой химических элементов Д.И. Менделеева, таблицей растворимости неорганических веществ.

Контрольная работа №1. Перечень теоретических вопросов для подготовки Основы термодинамики и химической кинетики

Различия в подходах между кинетикой и термодинамикой. Предмет химической кинетики. Скорость химической реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Обратимые и необратимые химические процессы. Понятие химического равновесия. Истинное и ложное равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна. Факторы, влияющие на смещение равновесий. Понятие катализа, примеры катализаторов

Предмет термодинамики. Виды систем – открытые, закрытые, изолированные. Термодинамические функции. Внутренняя энергия и энтальпия. Первое начало термодинамики, его различные формулировки. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Стандартная теплота образования вещества. Понятие стандартного состояния.

Принцип Берто и границы его применимости. Энтропия. Второе начало термодинамики. Изменение энтропии при изменении агрегатных состояний, реакциях в газовой фазе.

Критерии протекания химических реакций в различных системах. Энергия Гиббса. Связь между изменением энергии Гиббса и константой равновесия.

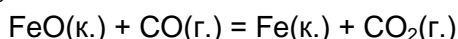
Контрольная работа рассчитана на 40 минут. Билет контрольной работы включает:

1. один теоретический вопрос (из перечня, приведённого выше);
2. задачу на расчёт тепловых эффектов или изменение свободной энергии Гиббса;
3. задачу на смещение химического равновесия (использование принципа Ле Шателье-Брауна)
4. вопрос по химической номенклатуре – написание формул по названию и обратная задача
5. задание на написание электронной конфигурации атомов двух химических элементов

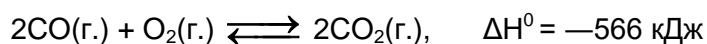
Пример варианта задания для контрольной работы № 1

1. Скорость химической реакции. Гомо- и гетерогенные реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

2. Вычислите значение ΔH_{298}^0 для реакции



3. В каком направлении сместится равновесие химической реакции



а) при понижении температуры? б) при увеличении давления? в) при увеличении концентрации оксида углерода (II)?

4. Назовите соединения: NiO, CO₂, Fe(OH)₂Cl, CaHPO₄

Напишите формулы следующих соединений: оксид мышьяка (III), хлороводородная кислота, дигидроксобромид алюминия

5. Напишите электронные конфигурации атомов кремния и циркония.

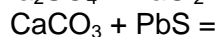
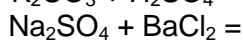
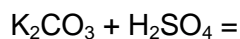
Контрольная работа №2. Расчётные задачи. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные реакции.

Пример варианта задания для контрольной работы № 2

1. При 17 °С некоторое количество газа занимает объём 580 мл. Какой объём займёт это же количество газа при 100 °С, если давление его останется неизменным?

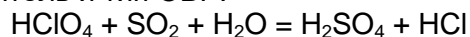
2. Найдите формулу декановой кислоты, содержащей (по массе) 69,8% углерода, 18,6% кислорода и 11,6% водорода, зная, что плотность её паров по водороду равна 86.

3. Составьте уравнения реакций (там, где это возможно) и напишите их в молекулярной и ионной (полной и сокращённой) формах:



4. Из солей – Al₂S₃, KNO₃, ZnSO₄ – выберите ту, которая подвергается гидролизу по катиону, и напишите уравнение гидролиза (в молекулярной и ионной формах), определите pH среды (качественно – кислая, нейтральная, щёлочная, pH >, < или = 7).

5. Расставьте коэффициенты (методом электронного баланса или методом полуреакций), определите окислитель, восстановитель и тип ОВР:

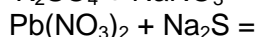
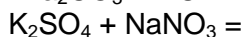
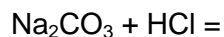


6. Напишите формулы следующих соединений: оксид углерода (IV), хлороводородная (соляная) кислота, гидроксид кальция (II), хлорид магния (II).

Контрольная работа №3. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные реакции.

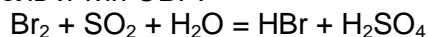
Пример варианта задания для контрольной работы № 3

1. Составить уравнения реакций (там, где это возможно) и написать их в ионной и молекулярной форме:



2. Из солей – K₂SO₄, AlCl₃, Na₂CO₃ – выбрать ту, которая подвергается гидролизу по аниону, и написать уравнение гидролиза (в молекулярной и ионной форме), определить pH среды (качественно – кислая, нейтральная, щёлочная, соответственно pH >, < или = 7).

3. Расставить коэффициенты (методом электронного баланса или методом полуреакций), определить окислитель, восстановитель и тип ОВР:



20.2 Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

Собеседование по билетам к экзамену

Возможно получение оценки «отлично» и «хорошо» автоматом при выполнении следующих условий:

1) Выполнены, оформлены и защищены все запланированные лабораторные работы;

2) Написаны три контрольные работы на положительную оценку. Оценка «отлично» может быть выставлена, если средний балл по трём контрольным работам выше 4,5. Оценка «хорошо» может быть выставлена, если средний балл по трём контрольным работам находится в интервале 4 – 4,4.

Перечень вопросов к экзамену и порядок формирования КИМ

1. Основные понятия химии: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Аллотропия и полиморфизм.
2. Стехиометрические законы химии (Закон сохранения энергии и массы. Закон постоянства состава и границы его применения. Закон кратных отношений. Закон объёмных отношений. Закон эквивалентов.)
3. Периодический закон, этапы развития, современная формулировка. Современное понимание природы периодического закона. Причины периодичности.
4. Ранние модели строения атома – Томсона и Резерфорда, их недостатки. Постулаты Бора. Основные принципы квантовой механики.
5. Атомные орбитали, квантовые числа. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правила Клечковского
6. Радиусы атомов и ионов. Орбитальные и эффективные радиусы. Ионизационные потенциалы и сродство к электрону, их изменение по периодам и группам. Электроотрицательность элементов.
7. Виды химической связи. Ковалентная, ионная, металлическая связь. Основные характеристики связи – энергия, длина, полярность.
8. Ковалентная связь и её основные характеристики. Донорно-акцепторный механизм образования связи. Гибридизация атомных орбиталей.
9. Водородные и вандерваальсовы связи. Зависимость свойств веществ от природы химической связи в них.
10. Внутренняя энергия и энтальпия. Первое начало термодинамики. Закон Гесса и следствия из него.
11. Энтропия. Второе начало термодинамики. Критерии протекания химических реакций в различных системах. Свободная энергия Гиббса.
12. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Константа скорости. Гомо- и гетерогенные реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
13. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации.
14. Понятие химического равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия
15. Жидкое состояние. Растворы. Понятия «раствор», «растворитель», «растворенное вещество». Растворимость и факторы, влияющие на нее.
16. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля.
17. Коллигативные свойства растворов: закон Рауля, криоскопия и эбуллиоскопия. Явление осмоса.
18. Обменные реакции между ионами в растворе. Общие условия протекания реакции обмена в растворах. Ионные уравнения.
19. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации.
20. Основные теории кислот и оснований. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
21. Гидролиз солей. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Степень гидролиза и факторы, влияющие на неё
22. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции, их типы.
23. Окислительно-восстановительный потенциал. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов.
24. Электролиз. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов.
25. Основные положения координационной теории Вернера: центральный атом, внешняя и внутренняя сфера, координационное число. Номенклатура координационных соединений.

26. Типичные комплексообразователи и лиганды. Константа устойчивости комплексного соединения. Факторы, влияющие на прочность комплексных соединений.
27. Неметаллы, их положение в Периодической системе, общая характеристика. Галогены. Халькогены.
28. Металлы в Периодической системе. Особенности металлической связи и ее влияние на физические свойства металлов. Общие свойства металлов.
29. Общая характеристика металлов IA и IIA групп Периодической системы.
30. Важнейшие p-металлы. Алюминий, олово, свинец, их химические свойства.
31. Общая характеристика d-элементов

Задачи:

1. Расчёты с использованием закона Авогадро
2. Нахождение формул вещества (на основании процентного содержания элементов, относительной плотности паров)
3. Вычисления с использованием уравнения Менделеева-Клапейрона
4. Расчёты с использованием эквивалентных масс
5. Расчёт теплового эффекта химических реакций и свободной энергии Гиббса;
6. Способы выражения концентрации растворов
7. Расчёты по химическим уравнениям

Каждый КИМ содержит 2 теоретических вопроса из разных разделов программы и одну задачу.

Описание технологии проведения

На подготовку письменного ответа на вопросы КИМ (на листах ответов) даётся 60 минут, после этого проводится устная беседа. Для проведения расчётов студент может пользоваться непрограммируемым калькулятором, справочниками термодинамических величин, Периодической системой химических элементов Д.И. Менделеева, таблицей растворимости неорганических веществ.

Требования к выполнению заданий, шкалы и критерии оценивания

Для оценивания результатов обучения на экзамене используются следующие показатели:

- 1) знание учебного материала и владение понятийным аппаратом общей и неорганической химии: основных теоретических положений и фундаментальных законов химии;
- 2) умение связывать теорию с практикой;
- 3) умение применять теоретические знания для решения практических задач (объяснить наблюдаемые при выполнении эксперимента явления на основании полученных знаний);
- 4) умение иллюстрировать ответ примерами, фактами;
- 5) владение способами решения типовых задач по общей химии;

Для оценивания результатов обучения на экзамене используется 4-балльная шкала: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно». Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения.

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
<i>Обучающийся в полной мере владеет теоретическими основами и понятийным аппаратом дисциплины, способен иллюстрировать ответ примерами, фактами, применять теоретические знания для решения задач по общей химии</i>	<i>Повышенный уровень</i>	<i>Отлично</i>
<i>Обучающийся владеет теоретическими основами и понятийным аппаратом дисциплины, допускает отдельные ошибки и неточности при изложении основных теорий и положений химии, допускает расчётные ошибки при решении задачи</i>	<i>Базовый уровень</i>	<i>Хорошо</i>
<i>Обучающийся владеет частично теоретическими основами дисциплины, фрагментарно способен описать сущность того или иного положения химии, затрудняется решить задачу.</i>	<i>Пороговый уровень</i>	<i>Удовлетворительно</i>
<i>Обучающийся демонстрирует отрывочные, фрагментарные знания, допускает грубые ошибки при ответе.</i>	<i>–</i>	<i>Неудовлетворительно</i>

20.3 Фонд оценочных средств сформированности компетенций студентов, рекомендуемый для проведения диагностических работ

Примеры заданий (правильные ответы выделены жирным шрифтом)
 Полный банк тестовых заданий находится в тренировочном тесте в Электронном университете ВГУ в курсе «Химия - ЯФиТ» <https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11905>

ОПК-1 Способен использовать базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования

1) закрытые задания (тестовые, средний уровень сложности):

1. Как изменяются металлические свойства в ряду элементов Li – Na – K – Cs:

- а) ослабевают
- б) усиливаются**
- в) не изменяются
- г) изменяются немонотонно

2. Критерием самопроизвольности протекания химической реакции в открытой системе является:

- а) уменьшение энтропии S
- б) отрицательное значение свободной энергии Гиббса ΔG**
- в) выделение теплоты в результате протекания химической реакции
- г) изменение агрегатного состояния реагентов

3) В ряду химических элементов Li – Be – B – C атомный радиус:

- а) увеличивается
- б) сначала увеличивается, затем уменьшается
- в) не изменяется
- г) уменьшается**

4) Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ отвечает химическому элементу:

- а) барию
- б) бериллию
- в) магнию**

д) натрию

5) Смешали равные объемы H_2 и Cl_2 . Как изменится объем смеси после протекания реакции:

- а) не изменится
- б) увеличится в два раза
- в) уменьшится в два раза

6) Относительная плотность хлора по воздуху равна:

- а) 5,5
- б) 3,0
- в) **2,44**
- г) можно определить только опытным путем

7) Из предложенного перечня веществ выберите формулу средней соли:

- а) **$AlPO_4$**
- б) $(CuOH)_2CO_3$
- в) $Ba(OH)_2$
- г) H_2SO_4

8) Из указанных ниже гидроксидов не может образовывать основные соли:

- а) $Cu(OH)_2$
- б) $Ba(OH)_2$
- в) **KOH**
- г) $Al(OH)_3$

9) Среди приведенных ниже электронных конфигураций укажите невозможную:

- а) $2p^4$
- б) $3p^6$
- в) $3s^2$
- г) **$1p^3$**

10) Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой $5s^25p^4$. Этим элементом является:

- а) молибден
- б) **теллур**
- в) сурьма
- г) хром

11) Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой $3d^54s^1$. Этим элементом является:

- а) марганец
- б) бром
- в) ванадий
- г) **хром**

12) Среди приведённых ниже реакций гомогенной будет являться реакция между:

- а) металлическим цинком и раствором хлороводородной кислоты
- б) **растворами гидроксида натрия и серной кислоты**
- в) карбонатом кальция и раствором азотной кислоты
- г) оксидом кальция и углекислым газом

13) Какой из факторов не будет оказывать влияние на скорость реакции между растворами серной кислоты и тиосульфата натрия:

- а) увеличение концентрации раствора тиосульфата натрия
- б) увеличение температуры
- в) уменьшение концентрации кислоты
- г) **увеличение давления**

14) Какой оксид обладает кислотными свойствами?

- а) CrO
- б) K₂O
- в) Mn₂O₇**
- г) Al₂O₃

15) Хлор в соединениях MgCl₂, NaClO₂, Cl₂O₇ имеет соответственно степени окисления

- а) +1; +5; +7
- б) -1; +3; +7**
- в) -1; +5; +7
- г) -1; +7; +7

16) При приготовлении раствора серной кислоты следует:

- а) приливать холодную воду тонкой струйкой в концентрированную серную кислоту
- б) приливать концентрированную серную кислоту тонкой струйкой в воду при постоянном перемешивании**
- в) последовательность действий не имеет значения

17) Знак ΔS процесса таяния льда при 283 K

- а) $\Delta S > 0$**
- б) $\Delta S = 0$
- в) $\Delta S < 0$

18) Какие типы химической связи реализуются в сульфате натрия

- а) ковалентная полярная и ковалентная неполярная
- б) ковалентная полярная и ионная**
- в) ионная и металлическая
- г) ковалентная неполярная и водородная

19) Ионную кристаллическую решетку имеет:

- а) кварц
- б) йод
- в) алмаз
- г) хлорид натрия**

20) Явление существования элемента в виде нескольких простых веществ называется

- а) полиморфизм
- б) осмос
- в) аллотропия**
- г) криоскопия

21) Только окислительные свойства проявляют следующие вещества:

- а) Na₂SO₃, Cl₂, KClO₃
- б) KMnO₄, H₂SO₄, F₂**
- в) H₂S, K₂Cr₂O₇, HNO₃
- г) Mg, FeO, O₂

22) Нетоксичным для человека является каждое из двух веществ:

- а) Cl₂ и NH₃
- б) NO₂ и O₂
- в) Br₂ и H₂S
- г) NaCl и H₂O**

23) Пары над водным раствором какого вещества раздражают слизистые оболочки:

- а) серной кислоты**

- б) гидроксида натрия
- в) аммиака**
- г) хлорида натрия

24) При попадании какого из перечисленных ниже веществ необходимо промыть поражённый участок кожи большим количеством воды и затем обработать раствором гидрокарбоната натрия (пищевой соды):

- а) поваренной соли
- б) серной кислоты**
- в) гидроксида натрия
- г) сульфата магния

25) В следующей группе приведены формулы соли и одноосновной кислоты:

- а) Na_3PO_4 и LiOH
- б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и HNO_2**
- в) CaO и HBr
- г) NaOH и HNO_3

26) Общее количество протонов и электронов в атоме серы равно:

- а) 6
- б) 16
- в) 32**
- г) 34

27) Взаимодействие водных растворов азотной кислоты и карбоната натрия описывается следующим ионным уравнением:

- а) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;**
- б) $2\text{HNO}_3 + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NO}_3^-$;
- в) $2\text{H}^+ + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
- г) $2\text{H}^+ + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{NO}_3^- = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3$.

Открытые задания (тестовые, повышенный уровень сложности)

1) С точки зрения кислотно-основных свойств SO_3 является _____ оксидом
Ответ: кислотным

2) Аллотропной модификацией кислорода является _____
Ответ: озон

3) Алмаз является одной из аллотропных модификаций _____
Ответ: углерода

4) Укажите тип химической связи в веществах O_2 , CO_2 , KBr .
Ответ: ковалентная неполярная, ковалентная полярная, ионная

5) Найдите массовую долю (в %) глюкозы в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы. Ответ округлите до десятых, впишите значение без указания размерности.
Ответ: 12,5

6) Сколько граммов Na_2SO_3 потребуется для приготовления 5 л 8%-ного (по массе) раствора ($\rho = 1,075$ г/мл)? Ответ округлите до целых, впишите значение без указания размерности.
Ответ: 430

7) Найти массу (в граммах) NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора. Ответ округлите до десятых, впишите значение без указания размерности.
Ответ: 5,1

8) Найти простейшую формулу вещества, содержащего (по массе) 43,4% натрия, 11,3% углерода и 45,3% кислорода. В ответе запишите формулу вещества

Ответ: Na_2CO_3

9) Найдите формулу декановой кислоты, содержащей (по массе) 69,8% углерода, 18,6% кислорода и 11,6% водорода, зная, что плотность её паров по водороду равна 86. Напишите брутто-формулу в последовательности «углерод-водород-кислород» с соответствующими стехиометрическими индексами

Ответ: $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_2$

10) Окисление диоксида серы протекает в соответствии с термохимическим уравнением



Вычислите количество теплоты, которое выделится при окислении 268,8 л (н.у.) диоксида серы. Ответ округлите до целых, впишите значение без указания размерности

Ответ: 1188

Открытые задания (ситуационные задачи, расчётные задачи, средний уровень сложности)

1) Перечислите основные классы неорганических соединений (не менее 4), приведите примеры

Ответ: оксиды CuO , кислоты H_2SO_4 , основания NaOH , соли NaNO_3

2) На основании положения стронция в Периодической система Д.И. Менделеева напишите формулы его высшего оксида, гидроксида и хлорида.

Ответ: SrO , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, SrCl_2

3) По какому принципу элементы объединяются в группы и подгруппы?

Ответ: в группы – одинаковой общее количество электронов на валентном уровне. В подгруппы – одинаковый тип заполняемых орбиталей.

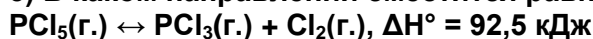
4) В каком направлении сместится равновесие химической реакции



а) при понижении температуры? б) при увеличении давления? в) при увеличении концентрации азота?

Ответ: в соответствии с принципом Ле-Шателье: а) влево; б) не сместится; в) вправо

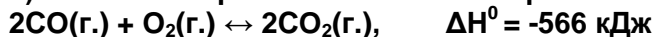
5) В каком направлении сместится равновесие химической реакции



а) при повышении температуры? б) при увеличении давления? в) при увеличении концентрации хлора?

Ответ: в соответствии с принципом Ле-Шателье: а) вправо; б) влево; в) влево

6) В каком направлении сместится равновесие химической реакции



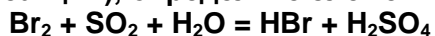
а) при понижении температуры? б) при увеличении давления? в) при увеличении концентрации оксида углерода (II)?

Ответ: в соответствии с принципом Ле-Шателье: а) вправо; б) вправо; в) вправо

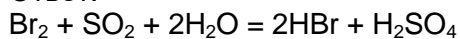
7) Из солей – FeCl_2 , Na_2SiO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – выберите ту, которая подвергается гидролизу по катиону, определите pH среды (качественно – кислая, нейтральная, щелочная). Напишите формулу продукта гидролиза по первой ступени и дайте ему название.

Ответ: FeCl_2 , реакция среды – кислая, продукт гидролиза по первой ступени – FeOHCl – гидроксохлорид железа (II)

8) Расставьте коэффициенты (методом электронного баланса или методом полуреакций), определите элемент-окислитель, элемент-восстановитель и тип ОВР:

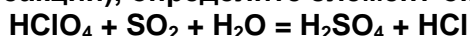


Ответ:

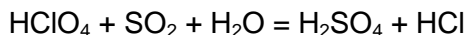


Br^0 (в Br_2) – окислитель, S^{+4} (в SO_2) – восстановитель. Тип ОВР – межмолекулярная.

9) Расставьте коэффициенты (методом электронного баланса или методом полуреакций), определите элемент-окислитель, элемент-восстановитель и тип ОВР:

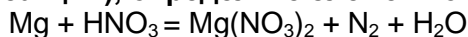


Ответ:



Cl^{+7} (в HClO_4) – окислитель, S^{+4} (в SO_2) – восстановитель. Тип ОВР – межмолекулярная.

10) Расставьте коэффициенты (методом электронного баланса или методом полуреакций), определите элемент-окислитель, элемент-восстановитель и тип ОВР:

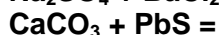
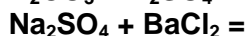
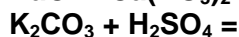
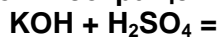


Ответ:

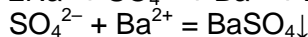
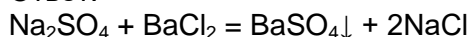


N^{+5} (в HNO_3) – окислитель, Mg^0 (в Mg) – восстановитель. Тип ОВР – межмолекулярная.

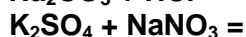
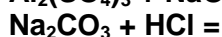
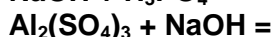
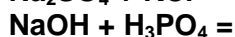
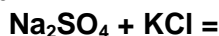
11) Из приведённых ниже выберите реакцию, протекающую необратимо и сопровождающуюся выпадением осадка. Напишите уравнение в молекулярной и ионной (полной и сокращённой) формах.



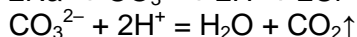
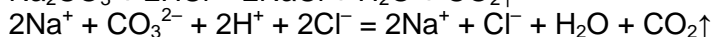
Ответ:



12) Из приведённых ниже выберите реакцию, протекающую необратимо с выделением газа. Напишите уравнение в молекулярной и ионной (полной и сокращённой) формах.



Ответ:



13) Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г.)} + \text{O}_{2(г.)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г.)}$, если:

а) увеличить давление в системе в 3 раза;

б) уменьшить объем системы в 3 раза;

в) повысить концентрацию NO в 3 раза?

Ответ:

Записано выражение закона действующих масс для уравнения

а) скорость увеличится в 27 раз

б) скорость увеличится в 27 раз

в) скорость увеличится в 9 раз

14) Рассчитайте объем угарного газа (в литрах), который можно получить при неполном сгорании 14 г углерода (н.у.)

Ответ:

1) Записано уравнение реакции, расставлены коэффициенты $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$

- 2) Рассчитано количество вещества углерода $n = 1,17$ моль
- 3) Сопоставлены количества вещества угарного газа и углерода. $n(\text{CO}) = 1,17$ моль
- 4) Определён объём угарного газа: 26,2 л

Критерии и шкалы оценивания заданий ФОС:

Для оценивания выполнения заданий используется балльная шкала:

1) закрытые задания (тестовые, средний уровень сложности):

- 1 балл – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ (полностью или частично неверный).

2) открытые задания (тестовые, повышенный уровень сложности):

- 2 балла – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ (полностью или частично неверный).

3) открытые задания (практико-ориентированные задания, средний уровень сложности):

• 5 баллов – задание выполнено верно (получен правильный ответ, обоснован (аргументирован) ход выполнения (при необходимости));

• 2 балла – выполнение задания содержит незначительные ошибки, но приведен правильный ход рассуждений, или получен верный ответ, но отсутствует обоснование хода его выполнения (если оно было необходимым), или задание выполнено не полностью, но получены промежуточные (частичные) результаты, отражающие правильность хода выполнения задания, или, в случае если задание состоит из нескольких подзаданий, верно выполнено 50% таких подзаданий;

• 0 баллов – задание не выполнено или выполнено неверно (получен неправильный ответ, ход выполнения ошибочен или содержит грубые ошибки).

Задания раздела 20.3 рекомендуются к использованию при проведении диагностических работ с целью оценки остаточных результатов освоения данной дисциплины (знаний, умений, навыков).