Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Максимов Алексей Борисович
Должность: директор департамента по образовательной политике
Дата подписания: 18.09.2025 12:41:15
Уникальный программный ключ:
8db180d1a3f02ac9e60521a5672742735c18b1d6

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХ)

Факультет химической технологии и биотехнологии

УТВЕРЖДАЮ
Декан
_____ / А.С. Соколов /
« 27 » февраля 2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки
19.03.01 Биотехнология

Профиль
Биотехнология

Квалификация
бакалавр

Формы обучения
очная

Москва, 2025г.

Разработчик(и):

Старший преподаватель кафедры «ХимБиотех»  Р.Х. Магжанов

Согласовано:
Заведующий кафедрой «ХимБиотех»,



д-р с.-х. наук, доцент Н.В. Мясищева

Содержание

1. Цели, задачи и планируемые результаты обучения по дисциплине 4
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы 5
3. Структура и содержание дисциплины 5
   - 3.1 Виды учебной работы и трудоемкость 5
   - 3.2 Тематический план изучения дисциплины 6
   - 3.3 Содержание дисциплины 6
     - Раздел 1. Общая химия 6
     - Раздел 2. Неорганическая химия 9
   - 3.4 Тематика семинарских/практических и лабораторных занятий 12
   - 3.5 Тематика курсовых проектов (курсовых работ) 12
4. Учебно-методическое и информационное обеспечение 13
   - 4.1 Основная литература 13
   - 4.2 Дополнительная литература 13
   - 4.3 Электронные образовательные ресурсы 13
5. Материально-техническое обеспечение 13
   - 6.1 Методические рекомендации для преподавателя по организации обучения 14
   - 6.2 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины 14
7. Фонд оценочных средств 15
   - 7.1 Методы контроля и оценивания результатов обучения 15
   - 7.2 Шкала и критерии оценивания результатов обучения 16
     - Примеры вопросов для собеседования Раздел 1. Общая химия 17
     - Раздел 2. Неорганическая химия 18
     - Примеры разноуровневых задач и заданий: Раздел 1. Общая химия 18
     - Раздел 2. Неорганическая химия 19
     - Примеры тестов 20
     - Раздел 2. Неорганическая химия 21

1. Цели, задачи и планируемые результаты обучения по дисциплине

Цель дисциплины *состоит в формировании и развитии у обучающихся личностных и профессиональных качеств, позволяющих обеспечить выполнение требований ФГОС ВО с учетом особенностей научно-образовательной школы Университета и актуальных потребностей рынка труда в кадрах с высшим образованием в соответствии с направлением подготовки:*

способности применять базовые знания в области химии в профессиональной деятельности, способности применять знания о природе и свойствах простых и сложных веществ, а также о методах их получения и исследования для наиболее эффективного использования в технике, умение применять основные химические законы, закономерности протекания химических реакций для решения конкретных технических задач.

К ***основным задачам*** *освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» следует отнести:*

- целенаправленное применение базовых знаний в области химии в профессиональной деятельности;

- изучение и развитие практических навыков по вопросам, связанным с применением основных химических законов, закономерностей протекания химических реакций и умение применять полученные знания при эксплуатации и управлении качеством биотехнологических производств и технологий получения, исследования и применения биологически активных веществ.

Планируемые результаты *обучения заключаются формировании у обучающегося способности к изучению, анализу, использованию биологических объектов и процессов, основываясь на знании законов и закономерностей математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях.*

Обучение по дисциплине «Общая и неорганическая химия» направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование компетенций	**Индикаторы достижения компетенции**
ОПК-1. Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	ИОПК-1.1. Знает законы и закономерности математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязи ИОПК-1.2. Способен изучать и анализировать биологические объекты и процессы ИОПК -1.3. Владеет навыками использования в профессиональной деятельности биологических объектов и процессов
ОПК-7. Способен проводить экспериментальные исследования и испытания по заданной методике, наблюдения и измерения, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные, применяя математические, физические, физико-химические, химические, биологические, микробиологические методы	ИОПК-7.1. Знает базовые математические, физические, физико-химические, химические, биологические, микробиологические методы, применяемые в биотехнологии ИОПК-7.2. Владеет основными методами экспериментальных исследований и испытаний в биотехнологии ИОПК-7.3. Готов по заданной методике проводить экспериментальные исследования и испытания, наблюдения и измерения, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к обязательной части блока Б1 «Дисциплины (модули)» Б1.1.16. «Математические и естественно-научные дисциплины» основной образовательной программы бакалавриата.

«Физическая химия» взаимосвязана логически, содержательно и методически со следующими дисциплинами и практиками ООП:

В обязательной части модуль «Математические и естественно-научные дисциплины» (Б1.1.16):

– физическая химия;
– аналитическая химия и физико-химические методы анализа;
− органическая химия;
− биохимия;
− коллоидная химия.

3. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 зачетных(е) единиц(ы) (216 часов).

3.1 Виды учебной работы и трудоемкость

(по формам обучения)

3.1.1. Очная форма обучения

№ п/п	Вид учебной работы	Количество часов	Семестры	
			1	2
1	**Аудиторные занятия**	**152**	80	72
	В том числе:			
1.1	Лекции	52	34	18
1.2	Семинарские/практические занятия	16	16	0
1.3	Лабораторные занятия	84	30	54
2	**Самостоятельная работа**	**64**	32	32
	В том числе:			
2.1	решение расчетных задач по вариантам		16	16
2.2	подготовка к лабораторным работам		16	16
3	**Промежуточная аттестация**			
	Экзамен		+	+
	Итого	**216**	112	104

3.2 Тематический план изучения дисциплины

(по формам обучения)

3.2.1. Очная форма обучения

№ п/п	Разделы/темы дисциплины	Трудоемкость, час					
		Всего	Аудиторная работа				Самостоятельная работа
			Лекции	Семинарские/ практические	Лабораторные занятия	Практическая подготовка	
1	**Раздел 1. Общая химия**						
1.1	Тема 1. Основные законы химии	14	4	2	4		4
1.2	Тема 2. Строение электронной оболочки атома. Периодический закон Д.М. Менделеева	8	4	2			2
	Тема 3. Химическая связь и строение вещества	8	4	2			2
	Тема 4. Термохимия. Основы химической термодинамики	11	2	1	4		4
	Тема 5. Химическая кинетика и равновесие. Катализ	14	4	2	4		4
	Тема 6. Растворы. Электролитическая диссоциация	26	6	4	10		6
	Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции	13	4	1	4		4
	Тема 8. Комплексные соединения	13	4	1	4		4
	Тема 9. Общие свойства металлов. Сплавы	5	2	1			2
2	**Раздел 2. Неорганическая химия**						
	Тема.1. Химия s – элементов (IA, IIA группы)	10	2		4		4
	Тема 2. Химия p- элементов (IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA группы)	47	8		25		14
	Тема 3. Химия d – элементов (IB, IIB, IVB, VIB, VIIB, VIIIB группы)	47	8		25		14
	Итого	**216**	**52**	**16**	**84**		**64**

3.3 Содержание дисциплины

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Основные законы химии

Значение и задачи курса химии. Роль простых и сложных веществ в быту и современной технике. Критерии оценки и выбора веществ для конкретных целей. Работы отечественных и современных ученых в области химии. Химия, как наука, изучающая свойства веществ в связи с их составом и строением.

Закон сохранения материи, закон постоянства состава, закон эквивалентов. Газовые законы. Закон Авогадро, Число Авогадро, Единицы измерения атомных и молекулярных масс. Применение основных законов химии к количественным расчетам по уравнениям реакции.

Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли. Основы номенклатуры химических соединений. Некоторые методы их получения, особенности химических свойств.

Тема 2. Строение электронной оболочки атома. Периодический закон Д.М. Менделеева

Строение атома по Бору. Корпускулярно-волновые свойства материи. Уравнение Планка. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера и волновые функции электронов.

Квантовые числа. Главное квантовое число. Энергетические уровни. Основное и возбужденное состояние атома. Орбитальное квантовое число. Энергетические подуровни. Форма атомных орбиталей. Магнитное квантовое число. Атомные орбитали. Ориентация атомных орбиталей в пространстве. Спин электрона. Спиновое квантовое число.

Правило Паули. Максимальное количество электронов на энергетическом уровне, подуровне и атомной орбитали. Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах. Правило Гунда. s-, p-, d- и f- элементы. Их расположение в периодической системе Д.И. Менделеева.

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Периоды и группы. Строение периодической системы и строение электронной оболочки атома. Электронные аналоги. Валентные электроны у s-, p-, d- и f- элементов. Атомные параметры. Атомные и ионные радиусы. Энергия ионизации (ионизационный потенциал). Сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодичность в изменении атомных параметров и химических свойств элементов.

Тема 3. Химическая связь и строение вещества

Типы химической связи. Ковалентная химическая связь. Общая электронная пара. Правило октета. Метод валентных схем (ВС). Энергетическая диаграмма образования молекулы водорода. Перекрывание электронных облаков. Длина связи. Механизмы образования ковалентной связи: обменный, донорно-акцепторный дативный. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность и полярность. Дипольный момент связи. Дипольный момент молекулы. Ионная связь, как предельный случай полярной ковалентной связи. Атомные и ионные радиусы. Структура молекулы и ее зависимость от строения внешнего электронного уровня атомов. Направленность ковалентной связи. Валентные углы. Гибридизация связей. Гибридизация атомных орбиталей центрального атома типа sp, sp^2, sp^3 и структура молекул Ax2, Ax3, Ax4.

Кратные связи; σ- и π- связи.

Водородная связь.

Особенности металлической связи.

Тема 4. Термохимия. Основы химической термодинамики

Энергетические эффекты процессов. Системы, состояния и функции состояния. Термодинамические параметры. Внутренняя энергия, работа, тепловой эффект химической реакции. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования сложного вещества.

Закон Гесса и следствия из него. Применение их для расчета энтальпий химических реакций и фазовых превращений.

Тема 5. Химическая кинетика и равновесие. Катализ

Скорость химической реакции. Система, фаза, компонент. Системы гомогенные и гетерогенные. Гомогенные реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Влияние давления на скорость газовых реакций. Закон действия масс. Стадии, определяющие скорость процесса. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Температурный коэффициент скорости реакции Вант-Гоффа.

Гетерогенные реакции. Зависимость скорости гетерогенные реакции. Зависимость скорости гетерогенной реакции от концентрации реагирующих веществ. Влияние поверхности раздела фаз и диффузия.

Катализ гомогенный и гетерогенный. Механизм действия катализаторов. Ингибиторы. Цепные и фотохимические реакции. Реакции обратимые и необратимые.

Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных реакциях. Константа равновесия. Условия смещения равновесия. Принцип Ле- Шателье.

Тема 6. Растворы. Электролитическая диссоциация

Общая характеристика и классификация растворов. Роль растворов в природе и технике. Вода и водные растворы, неводные растворы. Определение идеального раствора.

Состав растворов. Способы выражения состава растворов. Растворимость. Растворы ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные. Влияние температуры на растворимость твердого вещества и жидкости. Сольватация и гидратация. Энтальпия растворения.

Электролитическая диссоциация. Растворы электролитов. Теория гидратации в процессах электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации и ее зависимость от различных факторов. Сильные и слабые электролиты. Константа электролитической диссоциации слабых электролитов. Закон разведения (разбавления) Оствальда. Сильные электролиты. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие об активности; коэффициент активности. Кислоты, основания и соли с точки зрения электролитической теории растворов. Амфотерность.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация протонов и ионов гидроксила в нейтральных, кислых и щелочных растворах. Водородный показатель pH. Кислотно-основные индикаторы, pH-метры.

Реакции ионного обмена. Ионно-обменные реакции с образованием малорастворимого вещества, слабого электролита. Произведение растворимости.

Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Влияние температуры и концентрации на степень гидролиза. Изменение pH раствора при гидролизе.

Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции

Понятие о реакциях окисления-восстановления. Степень окисления. Окислительно-восстановительные свойства простых и сложных веществ. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Типы окислительно-восстановительных реакций. Зависимость состава продуктов окисления и восстановления от условий проведения реакции.

Электрохимические процессы. Взаимосвязь между электрохимическими и окислительно-восстановительными процессами. Гальванический элемент, гальваническая пара. Химические источники тока. Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливные элементы.

Электролиз. Законы Фарадея. Последовательность восстановления катионов и окисление анионов при сложном составе электролита. Электролиз с растворимым анодом. Применение электролиза. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод. Ряд напряжений. Э.Д.С. гальванического элемента. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и применение их для определения возможности протекания окислительно-восстановительных реакций.

Тема 8. Комплексные соединения

Основные положения координационной теории строения комплексных соединений. Химическая связь в комплектных соединениях. Доноры и акцепторы электронов. Зависимость координационных свойств центрального атома от строения его электронной оболочки. Лиганды. Координационное число. Номенклатура комплексных соединений. Электролитические свойства комплексных соединений. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости.

Тема 9. Общие свойства металлов. Сплавы

Относительная распространенность металлов в природе и важнейшие виды руд. Основные методы получения металлов из руд: гидрометаллургические, пирометаллургические и электрометаллургические.

Особенности строения и физических свойств металлических материалов.

Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с неметаллами, водой, растворами кислот и щелочей. Химические свойства оксидов и гидроксидов металлов.

Раздел 2. Неорганическая химия

Тема 1. Химия s – элементов (IA, IIA группы)

Первая группа Периодической системы

Щелочные металлы (IA группа). Строение электронной оболочки атомов. Получение щелочных металлов и их применение. Особенности физических свойств. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислородом (оксиды, пероксиды), с водородом и другими неметаллами, с водой и растворами кислот. Гидроксиды, их свойства. Гидроксид натрия, методы его получения. Карбонат натрия, аммиачно-хлоридный способ получения. Карбонат калия. Применение соединений щелочных металлов. Калийные удобрения.

Вторая группа Периодической системы

Бериллий, магний и щелочноземельные элементы (ПА группа). Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов и их применение. Гибридизация типа sp*. Особенности физических свойств металлов ПА группы. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислородом, водородом, азотом и другими неметаллами. Взаимодействие с водой, растворами кислот и щелочей. Оксиды и Гидроксиды и их получение. Известь гашеная и негашеная. Огнеупоры. Амфотерность оксида и гидроксида бериллия. Соли: хлориды, карбонаты, сульфаты. Гипс. Сплавы бериллия и магния. Жесткость воды и методы ее устранения.*

Тема 2. Химия p- элементов (IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA группы)

Третья группа Периодической системы

Бор, алюминий, галлий, индий, таллий (IIIA группа). Строение электронной оболочки атомов. Гибридизация sp2. Общие закономерности изменения физических и химических свойств.

Бор. Получение бора. Оксид бора, борные кислоты и их соли. Бура. Бориды и бороводороды. Применение бора и его соединений».

Алюминий. Получение металлического алюминия. Химические свойства: взаимодействие с кислородом, водой, растворами кислот и щелочей. Алюминотермия. Термит. Оксид и гидроксид алюминия. Корунд. Соли алюминия. Квасцы. Каолин, глина и бокситы. Применение алюминия и его сплавов в технике.

Четвертая группа Периодической системы

Углерод, кремний, германий, олово, свинец (IVA группа). Строение электронной оболочки атомов. Гибридизация типа sp3. Общие закономерности изменения химических свойств в ряду углерод – свинец.

Углерод. Углерод в природе. Аллотропические модификации углерода. Искусственные алмазы. Применение графита и активированного угля. Химические свойства углерода. Оксиды углерода, их свойства и применение. Угольная кислота и ее соли. Углеводороды: метан, этилен, ацетилен. Карбиды металлов, их свойства и применение.

Кремний. Кремний в природе. Естественные и искусственные силикаты. Получение кремния. Диоксид кремния. Кварц и кварцевое стекло. Кремневая кислота и ее соли. Растворимое стекло. Стекло, керамика, фарфор, цемент. Силициды металлов. Соединения кремния с водородом.

Германий, олово и свинец. Получение металлов из природных соединений. Химические свойства. Взаимодействие германия, олова и свинца с кислородом, водой, растворами кислот

и щелочей. Амфотерность оксидов и гидроксидов. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца. Соли олова и свинца.

Пятая группа Периодической системы

Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут (VA группа). Строение электронной оболочки атомов. Окислительно-восстановительные свойства элементов VA группы. Физические свойства. Аллотропические модификации фосфора. Методы получения азота и фосфора из природных источников и их применение в технике.

Азот. Строение молекулы. Химическая инертность азота. Взаимодействие азота с металлами. Нитриды и их применение. Аммиак. Физические свойства. Строение молекулы аммиака. Аммиак как лиганд в комплексных соединениях. Водный раствор аммиака. Соли аммония. Аммиакаты. Синтез аммиака из элементов - выбор условий. Окисление аммиака. Оксиды азота, их получение и свойства. Взаимодействие с водой и растворами щелочей. Азотная и азотистая кислоты. Синтез азотной кислоты. Ее химические свойства. Взаимодействие металлов и неметаллов с азотной кислотой. Соли азотной кислоты и их применение. Азотные удобрения.

Фосфор. Химические свойства фосфора. Оксиды фосфора. Кислотные свойства оксидов. Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой. Фосфорные кислоты. Соли ортофосфорной кислоты и их гидролиз. Фосфорные удобрения и их получение.

Шестая группа Периодической системы

Кислород, сера, селен, теллур, полоний (VIA группа). Строение электронной оболочки атомов. Изменение окислительных и восстановительных свойств в ряду кислород-теллур. Физические свойства. Аллотропия серы. Получение кислорода и серы из природных источников и области их применения.

Кислород. Строение молекулы. Взаимодействие кислорода с металлами и неметаллами. Озон. Получение и окислительные свойства озона. Вода. Строение молекулы. Свойства воды. Пероксид водорода. Электролитические свойства. Пероксиды. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов.

Сера. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Сероводород. Электролитические свойства сероводородной кислоты. Сульфиды. Оксиды серы, их получение, физические и химические свойства. Диоксид серы и сернистая кислота. Электролитические свойства сернистой кислоты и гидролиз ее солей. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы (IV). Оксид серы (VI) и серная кислота. Получение серной кислоты и ее применение. Олеум. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Сульфаты. Пиросерная кислота, ее свойства.

Седьмая группа Периодической системы

Водород. Строение атома и молекулы. Физические свойства. Растворимость водорода в металлах. Природные соединения и получение водорода. Изотопы водорода. Химические свойства водорода. Взаимодействие водорода с металлами. Гидриды. Соединения водорода с неметаллами.

Фтор, хлор, бром, йод, астат (VIIA группа). Строение электронной оболочки атомов. Окислительные свойства галогенов. Степени окисления. Строение молекул. Физические свойства. Получение галогенов в свободном виде и их применение. Химические свойства галогенов. Взаимодействие их с металлами и неметаллами. Водородные соединения галогенов: получение, физические свойства. Электролитические свойства галогеноводородных кислот. Плавиковая кислота. Получение. Соли плавиковой кислоты: фториды и гидрофториды. Взаимодействие плавиковой кислоты с диоксидом кремния и стеклом. Соляная кислота. Получение и свойства. Соли. Восстановительные свойства галогенид-ионов в ряду: фторид-йодид.

Кислородные соединения галогенов. Соединения фтора с кислородом. Взаимодействие галогенов с водой и растворами щелочей. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли. Получение солей. Гипохлориты, хлорная известь, бертолетова соль, перхлорат аммония.

Получение кислот. Устойчивость, электролитические и окислительные свойства кислот в ряду: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая и хлорная кислоты. Оксиды хлора. Окислительные свойства кислородсодержащих соединений галогенов.

Соединения галогенов с неметаллами. Необратимый гидролиз галогенангидридов кислот.

Восьмая группа Периодической системы

Гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон (VIIIA группа). Строение электронной оболочки атомов. Физические свойства. Нахождение в природе и применение благородных газов в технике. Соединения ксенона с фтором и кислородом. Их получение и свойства.

Тема 3. Тема 3. Химия d – элементов (IB, IIB, IVB, VIB, VIIB, VIIIB группы)

Титан, цирконий, гафний (IVB группа). Строение электронной оболочки атомов. Физические свойства титана. Применение титана и его сплавов. Природные соединения и получение титана. Химические свойства. Взаимодействие с неметаллами (кислородом, водородом, азотом и др.). Диоксид титана. Взаимодействие титана с водой, растворами кислот и щелочей. Химический характер оксидов и гидроксидов.

Хром, молибден, вольфрам (VIB группа). Строение электронной оболочки атомов. Характерные степени окисления. Физические свойства и применение. Легированные стали.

Хром. Получение хрома. Оксид и гидроксид хрома (III). Их амфотерность. Применение оксида хрома (III). Окисление соединений хрома (III). Соединения хрома (VI): оксид хрома (VI), хромовая и двухромовая кислоты и их соли. Взаимное превращение хроматов и дихроматов. Окислительные свойства дихроматов.

Марганец, технеций, рений (VIIB группа). Строение электронной оболочки атомов.

Марганец. Природные соединения и получение марганца. Возможные степени окисления. Особенности физических и химических свойств. Применение. Легирование сталей. Взаимодействие марганца с неметаллами (кислородом, серой, фосфором), водой и растворами кислот. Оксиды и гидроксиды марганца, их электролитические свойства. Диоксид марганца. Оксид марганца (VII), марганцевая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в разных степенях окисления. Перманганат калия как окислитель.

Железо, кобальт, никель, платиновые металлы (VIIIB группа). Строение электронной оболочки атомов.

Железо, кобальт, никель. Степени окисления. Получение и применение. Доменный процесс. Взаимодействие металлов с кислородом, водой, кислотами. Оксиды и Гидроксиды. Окислительно-восстановительные свойства соединений металлов со степенью окисления II и III. Ферриты и ферраты. Комплексные соединения.

Платина. Физические и химические свойства. Каталитические свойства платины. Отношение к кислотам. Свойства оксидов и гидроксидов. Комплексные соединения. Получение и применение платины.

Медь, серебро, золото (IB группа). Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов из руд.

Особенности физических свойств. Химические свойства: отношение к кислороду, воде и растворам кислот. Оксиды и Гидроксиды и их свойства. Комплексные соединения. Важнейшие соли: медный купорос, галогениды серебра.

Цинк, кадмий, ртуть (IIB группа). Строение электронной оболочки атомов. Получение металлов и их применение.

Физические и химические свойства. Отношение металлов к кислороду, воде, растворам кислот и щелочей. Оксиды и Гидроксиды. Соли: хлориды, сульфиды, сульфаты. Комплексные соединения. Сплавы цинка. Амальгамы. Цинкование и кадмирование. Токсичность ртути.

3.4 Тематика семинарских/практических и лабораторных занятий

3.4.1. Семинарские/практические занятия

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Основные законы химии

Тема 2. Строение электронной оболочки атома. Периодический закон Д.М. Менделеева

Тема 3. Химическая связь и строение вещества

Тема 4. Термохимия. Основы химической термодинамики

Тема 5. Химическая кинетика и равновесие. Катализ

Тема 6. Растворы. Электролитическая диссоциация

Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции

Тема 8. Комплексные соединения

Тема 9. Общие свойства металлов. Сплавы

3.4.2. Лабораторные занятия

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Основные законы химии

Лабораторная работа «Основные классы неорганических веществ»

Тема 4. Термохимия. Основы химической термодинамики

Лабораторная работа «Тепловые эффекты химических реакций»

Тема 5. Химическая кинетика и равновесие. Катализ

Лабораторная работа «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Тема 6. Растворы. Электролитическая диссоциация

Лабораторная работа «Растворы (приготовление растворов, тепловые эффекты при растворении)»

Лабораторная работа «Реакции ионного обмена»

Лабораторная работа «Гидролиз солей»

Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции

«Окислительно-восстановительные реакции»

Тема 8. Комплексные соединения

«Комплексные соединения»

Раздел 2. Неорганическая химия

Тема.1. Химия s – элементов (IA, IIA группы)

«Элементы IA группы. Щелочные металлы»

«Элементы IIA группы. Бериллий, магний и щелочно-земельные металлы»

Тема 2. Химия p- элементов (IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA группы)

«Элементы IIIA группы. Бор, алюминий», «Элементы IVA группы. Углерод, кремний»

«Элементы VA группы. Азот, фосфор»

«Элементы VIA группы. Кислород, соединения серы (-II)»

«Элементы VIA группы. Соединения серы (IV, VI)»

Тема 3. Химия d – элементов (IB, IIB, IVB, VIB, VIIB, VIIIB группы)

«Элементы IB и IIB групп. Медь, серебро. Цинк, кадмий, ртуть»

«Элементы IVB и VIB групп. Олово, свинец. Хром и его соединения»

«Элементы VIIB группы. Свойства соединений марганца»

«Элементы VIIIB группы. Железо, кобальт, никель»

3.5 Тематика курсовых проектов (курсовых работ)

Курсовые работы не предусмотрены

4. Учебно-методическое и информационное обеспечение

4.1 Основная литература

1. Общая химия в 2 т. Учебник/ Н.Л.Глинка - Москва: Издательство Юрайт, 2023.
2. Общая химия. Учебник /Коровин Н.В. М.: Высшая школа, 2008
3. Общая и неорганическая химия. Учебник/ Воробьев А.Ф., Кузнецов Н.Т., Цивадзе А.Ю. Кн.1,2 – М.: Академкнига, 2006.
4. Лабораторные работы по неорганической химии / под редакцией А.М. Большакова /Т.Н. Балакирева и Н.М. Баранаева – М.: МГУИЭ, 2010.
5. Общая химия. Лабораторный практикум /Н.М. Баранаева, А.П. Адылина - М: Московский Политех, 2019.

4.2 Дополнительная литература

1. Химия. Учебное пособие/ БережнойА.Н., Росин И.В.,Томилина Л.Д. – М.: Высшая школа, 2005.
2. Задачи и упражнения по общей химии / Глинка Н.Л,,Ермаков А.И.– М.: Интнграл-Пресс, 2009.

4.3 Электронные образовательные ресурсы

1. https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=567
2. https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=576

5. Материально-техническое обеспечение

Общая и неорганическая химия	Лекционная аудитория ПК 510. 129626, г. Москва, ул. Павла Корчагина, д.22, стр. 1	Столы учебные со скамьями, аудиторная доска, переносной мультимедийный комплекс (проектор, ноутбук). Рабочее место преподавателя: стол, стул, тумбочка для установки ноутбука.
	Лаборатория кафедры «ХимБиотех» ПК 433. 129626, г. Москва, ул. Павла Корчагина, д.22, стр. 1	Лаборатория оборудована компьютерной и мультимедийной техникой. Термометры; спектрофотометр СФ; вытяжные шкафы; электронные технические и аналитические весы; pH-метры; аквадистиллятор; калориметрические установки; магнитные мешалки; приборы “эксперт 001”. При проведении

		лабораторных работ студенты используют специальную химическую посуду: мерные цилиндры, колбы, пробирки, стаканы, необходимые реактивы и емкости для их хранения. Лаборатория оснащена вытяжными шкафами для работы с концентрированными кислотами, щелочами, дурнопахнущими, вредными и легколетучими веществами.

6. Методические рекомендации

6.1 Методические рекомендации для преподавателя по организации обучения

Обучая студентов дисциплине «Общая и неорганическая химия», преподаватель имеет цель развить у них правильное понимание сущности химических явлений на основе современных теоретических положений химии, сообщить им сведения о важнейших свойствах химических элементов и их соединений, способов их получения.

Изложение теоретического и фактического материала курса осуществляется на лекциях. Параллельно с лекционными занятиями проводятся устный опрос, проверочные работы и лабораторный практикум.

Основной формой изучения дисциплины «Общая и неорганическая химия», как и любой другой дисциплины в высшем учебном заведении, является самостоятельная работа обучающегося, которая включает в себя проработку лекционного материала, учебников и учебных пособий, выполнение лабораторных работ, подготовку к семинарам и сдаче экзамена или зачета. В тоже время преподаватель осуществляет систематический контроль за самостоятельной работой студентов путем проверки подготовленности студентов к лабораторным занятиям и семинарам (индивидуальный опрос, проверка домашних заданий, просмотр записей лекций, прием результатов лабораторных работ, проведение проверочных работ, которые по существу являются зачетными).

6.2 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Изложение теоретического и фактического материала курса осуществляется на лекциях. Параллельно с лекционными занятиями проводятся семинары и лабораторный практикум. Основной формой изучения дисциплины «Общая и неорганическая химия», как и любой другой дисциплины в высшем учебном заведении, является самостоятельная работа обучающегося, которая включает в себя:

- работу над лекционным материалом;
- работу над разделами курса, полностью или частично выносимыми на самостоятельное изучение;

- работу при подготовке к проверочным и лабораторным работам, выполнение домашнего задания.

Главная задача студента во время лекции заключается во внимательном слушании лекции и записи ее основного содержания. Основная ошибка отдельных студентов состоит в том, что они стремятся дословно записать все, что говорит лектор, и поэтому часто следят не за мыслью, а за словом, не улавливая смысла излагаемого материала. Для записей лекций следует пользоваться отдельной тетрадью. Запись вести на одной стороне тетради, оставляя вторую сторону для внесения соответствующих дополнений.

Следует иметь в виду, что не все вопросы программы, относящиеся к той или иной теме, обязательно излагаются на лекции. Некоторые из них должны изучаться самостоятельно в процессе работы над данной темой. В этом случае необходимо законспектировать рекомендуемую лектором литературу. При конспектировании стоит избегать дословного переписывания авторского текста, стараясь отразить лишь наиболее важные моменты. Исключения допускаются лишь для формулировок наиболее важных закономерностей.

При подготовке к устному опросу и проверочной работе необходимо:

а) внимательно, несколько раз прочитать свой конспект, соответствующие разделы учебников и учебных пособий;

б) просмотреть рекомендации по выполнению упражнений;

в) письменно ответить на теоретические вопросы и выполнить упражнения домашнего задания в соответствии со своим вариантом.

При подготовке к лабораторным работам следует внимательно ознакомиться с теоретическим введением к работе и методикой выполнения эксперимента. Краткое теоретическое введение и результаты работы записывают в лабораторный журнал.

В качестве лабораторного журнала используется общая тетрадь с

заполненным титульным листом.

Лабораторный журнал является единственным документом о

проведении эксперимента. Вести записи на черновиках не следует. Уравнения реакций должны быть четко записаны, так как небрежная запись может вызвать ошибку.

Отчет о результатах работы оформляют по схеме приложенной к описанию каждой лабораторной работы: краткое теоретическое введение, проведение опытов (номер опыта, его название уравнения реакций), ответы на вопросы и выводы по работе. Каждая лабораторная работа по завершению эксперимента и оформления должна быть защищена и подписана у преподавателя.

7. Фонд оценочных средств

7.1 Методы контроля и оценивания результатов обучения

Промежуточная аттестация обучающихся в форме экзамена проводится по результатам выполнения всех видов учебной работы, предусмотренных учебным планом по данной дисциплине (модулю), при этом учитываются результаты текущего контроля успеваемости в течение семестра. Оценка степени достижения обучающимися планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю) проводится преподавателем, ведущим занятия по дисциплине (модулю) методом экспертной оценки. По итогам промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) выставляется оценка «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» или «неудовлетворительно».,

К промежуточной аттестации допускаются только студенты, выполнившие все виды учебной работы, предусмотренные рабочей программой по дисциплине «Общая и неорганическая химия» (прошли промежуточный контроль: проверочные работы написаны на оценку не ниже «удовлетворительно», выполнили и сдали все лабораторные работы)

7.2 Шкала и критерии оценивания результатов обучения

Шкала оценивания	Описание
Отлично	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные учебным планом. Студент демонстрирует соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, оперирует приобретенными знаниями, умениями, навыками, применяет их в ситуациях повышенной сложности. При этом могут быть допущены незначительные ошибки, неточности, затруднения при аналитических операциях, переносе знаний и умений на новые, нестандартные ситуации.
Хорошо	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные учебным планом. Студент демонстрирует частичное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, оперирует приобретенными знаниями, но допускаются незначительные ошибки, неточности при аналитических операциях, затрудняется при переносе умений на новые, нестандартные ситуации.
Удовлетворительно	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные учебным планом. Студент демонстрирует неполное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, оперирует приобретенными знаниями, допускаются значительные ошибки, неточности при аналитических операциях, испытывает значительные затрудняется при применении навыков в новых ситуациях
Неудовлетворительно	Не выполнен один или более видов учебной работы, предусмотренных учебным планом. Студент демонстрирует неполное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, допускаются значительные ошибки, проявляется отсутствие знаний, умений, навыков по ряду показателей, студент испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые ситуации.

7.3 Оценочные средства

7.3.1. Текущий контроль
Перечень оценочных средств по дисциплине: «Общая и неорганическая химия»

№ ОС	Наименование оценоч-	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в ФОС
1	Устный опрос Собеседование (УО)	Средство контроля, организованное как специальная беседа педагогического работника с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.	Вопросы по темам/разделам дисциплины
2	Разноуровневые задачи и задания (РЗЗ)	Различают задачи и задания: а) репродуктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать знание фактического материала (базовые понятия, алгоритмы, факты) и умение правильно использовать специальные термины и понятия, узнавание объектов изучения в рамках определенного раздела дисциплины; б) реконструктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно- следственных связей; Средство контроля, организованное как специальная беседа педагогического работника с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.	Комплект разноуровневых задач и заданий

Примеры вопросов для собеседования

Раздел 1. Общая химия

1) Основные понятия и законы химии («Закон сохранения массы», «Закон постоянства состава», «Закон эквивалентов», «Закон Авогадро», «Периодический зокон Д.И. Менделеева»).

2) Основные классы неорганических веществ. Их получение и свойства.

3) Решение задач (стехиометрические расчеты по уравнения реакций).

4) Строение атома (квантовые числа, энергетические уровни и подуровни, распределение электронов в многоэлектронных атомах, электронные формулы и графическое изображение распределения электронов).

5) Химическая связь («Метод валентных связей», «Метод молекулярных орбиталей», типы химических связей, их свойства).

6) Основы термодинамики (основные понятия, тепловые эффекты химических реакций, «Закон Гесса», решение задач).

7) Химическая кинетика (факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных реакций, решение задач).

8) Химическое равновесие (обратимые и необратимые реакции, «Принцип Ле-Шателье», смещение равновесия, решение задач).

9) Растворы (теория растворов, способы выражения концентраций растворов, расчеты при приготовлении растворов).

10) Электролитическая диссоциация (количественные характеристики, теория сильных и слабых электролитов, вычисление pH в растворах).

11) Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.

12) Комплексные соединения (основные понятия, электролитическая диссоциация растворов комплексных соединений, количественные характеристики).

Раздел 2. Неорганическая химия

1) Свойства s- элементов и их соединений. Лабораторные методы и промышленные способы получения простых веществ и наиболее важных соединений.

2) Свойства p- элементов. Возможные степени окисления в соединениях, свойства соединений. Лабораторные методы и промышленные способы получения простых веществ и наиболее важных соединений.

3) Свойства d- элементов. Возможные степени окисления в соединениях, свойства соединений. Лабораторные методы и промышленные способы получения простых веществ и наиболее важных соединений.

Примеры разноуровневых задач и заданий:

Раздел 1. Общая химия

Задание № 1

1. Главное квантовое число. Что оно характеризует, какие значения принимает? Энергетический уровень.

2. Распределите Электроны по четырем квантовым числам в электронной оболочке атома фосфора (графическое изображение). Составьте электронную формулу. В какой уровень, и в какой подуровень поступает последний электрон? Укажите тип элемента (s-, p-, d-). Где расположены элементы этого типа периодической системе? Сколько их всего?

3. Какие орбитали, взаимодействующих атомов, участвуют в образовании химических связей в молекуле воды (H_2O)? Составьте схему перекрывания валентных орбиталей в этой молекуле и укажите ее геометрическую форму. Будет ли эта молекула полярной?

4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → карбонат кальция → гидрокарбонат кальция

Задание № 2

1. Как зависит скорость гомогенной химической реакции от температуры и почему?

2. Взаимодействие CO с Cl_2 идет по уравнению:

$CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrows COCl_{2(г)}$. Концентрации $[CO]_н = 0,3$ моль/л и $[Cl_2]_н = 0,2$ моль/л. Как и во сколько раз изменится скорость реакции через некоторый интервал времени, когда концентрация хлора уменьшится до 0,1 моль/л?

3. В закрытом сосуде протекает реакция:

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows 2NO_{2(г)}.$$

Определите константу равновесия этой реакции при некоторой постоянной температуре, если начальные концентрации веществ равны (моль/л): $[NO] = 0,08$; $[O_2] = 0,06$, а к моменту установления равновесия в смеси осталось 20% от первоначального количества $NO_{(г)}$.

4. Сформулируйте закон Гесса. Определите стандартную энтальпию образования фосфата кальция по уравнению:

$3CaO_{(к)} + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2$, если

$\Delta H^{o}_{обр.(CaO_{(к)})} = -635,5$ кДж/моль,

$\Delta H^{o}_{обр.(P_5O_{5(к)})} = -1492$ кДж/моль,

$\Delta H^{o}_{х.р.} = -739$ кДж/моль.

Задание № 3

1. Какие ионно-обменные реакции идут до конца? Приведите примеры соответствующих реакций.

2. Какие из приведенных веществ подвергаются гидролизу: $NaNO_3$, K_2SO_3, $CaCl_2$, $Cu(NO_3)_2$? Напишите уравнения реакций в ионно-молекулярной и краткой ионной форме.

3. Составьте электронный баланс и расставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях:

$K_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;

$Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$.

4. Составьте схему электролиза раствора хлорида калия и раствора сульфата меди на инертных электродах.

5. Определите объем оксида серы (IV) (н.у.), который можно получить из 200 мл 16% -ного (по массе) раствора сульфита калия (плотность раствора 1,14 г/см^3) при взаимодействии его с серной кислотой при нагревании.

Раздел 2. Неорганическая химия

Задание № 1

1. Как изменяются радиус атома, энергия ионизации и восстановительные свойства в ряду Li –Cs? Взаимодействуют ли щелочные металлы с элементарными окислителями (галогенами, водородом, азотом)? Составьте уравнения соответствующих реакций и укажите условия их проведения.

2. Составьте схему перекрывания электронных облаков в молекуле $BeCl_2$. Укажите форму этой молекулы. Оцените полярность отдельных связей и полярность молекулы в целом. Какой тип гибридизации характерен для элементов IIA группы?

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ: хлорид натрия → натрий → гидроксид натрий → карбонат натрия → хлорид натрия.

4. Задача. Какова молярная концентрация серой кислоты, при взаимодействии 50 мл которой с хлоридом бария образовалось 23,3г осадка?

Задание № 2

1. Составьте уравнения реакций получения борэтана и взаимодействия его с кислородом (горение) и водой.

2. Что такое растворимое стекло, как его получают? Каков состав оконного стекла, из чего его получают в промышленности? Почему в стеклянной посуде нельзя хранить плавикувую кислоту? Составьте соответствующие уравнения реакций.

3. Допишите уравнения следующих реакций, составьте электронный баланс и поставьте коэффициенты:

$C + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow NO_2 + \ldots$

$S + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + \ldots$

$Fe + HNO_3$(разб.) $\rightarrow N_2O + \ldots.$

4. Какова массовая доля плавиковой кислоты (H_2F_2) в растворе, если для растворения 3г оксида кремния (IV) потребовалось 200г раствора этой кислоты?

Задание № 3

1. Способы получения простых веществ элементов IB групп. Цианидный метод отделения золота от пустой породы (уравнения реакций). Электролитическое рафинирование меди. Какие процессы происходят на катоде и аноде при очистке меди.

2. Напишите уравнения реакции получения гидроксида марганца (II) из какой-либо

растворимой соли марганца (II). Какими электролитическими свойствами обладает этот гидроксид?

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения веществ: хлорид хрома (III) → гидроксид хрома (III) → гексагидроксохромит калия → хромат калия → дихромат калия.

4. Задача. Цинковая руда содержит 30% (по массе) ZnS. Сколько $м^3$ оксида серы (IV) (н.у.) можно

7.3.2. Промежуточная аттестация

Примеры тестов

Раздел 1. Общая химия

1. N_2O относится к классу неорганических веществ

A) сложное вещество, солеобразующий, основной оксид

B) сложное вещество, солеобразующий, кислотный оксид

C) сложное вещество, несолеобразующий оксид

2. Атом элемента . . . имеет электронную формулу: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

A) K

B) Ca

C) Mn

3. В периоде радиус атома . . .

A) увеличивается

B) уменьшается

C) не изменяется

4. Геометрическая форма молекулы BCl_3? Оцените полярность связей и полярность молекулы в целом…

A) Пирамидальная, связи полярные, молекула неполярна

B) Равносторонний треугольник, связи полярные, молекула полярна

C) Пирамидальная, связи полярные, молекула полярна

D) Равносторонний треугольник, связи полярные, молекула неполярна

5. Диссоциация комплексных соединений на внешнюю и внутреннюю сферы . . .

A) процесс необратимый

B) процесс обратимый

C) процесс необратимый, ступенчатый

6. Нитрат тетрааммиакатмеди (II) – название комплексного соединения . . .

A) $[Cu(NH_3)_4(NO_3)_2]$

B) $NH_4[Cu(NO_3)_4]$

C) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$

7. При повышении давления равновесие в системе: $SO_2(г) + NO_2(г) \leftrightarrow 2SO_3(г) + NO(г)$; $\Delta H < 0$ сместится

A) →

B) ←

C) не сместится

8. Реакция взаимодействия H_3PO_4 + KOH . . ., укажите сумму коэффициентов в молекулярно-ионном уравнении реакции; уравнение реакции в трех видах предоставить:

A) реакция ионного обмена с образованием газа, $\sum = 16$

B) реакция ионного обмена с образованием осадка, $\sum = 17$

C) реакция ионного обмена с образованием слабого электролита, $\sum = 17$

9. pH раствора равен 9, концентрации ионов водорода $[H^+]$ и гидроксила $[OH^-]$ равны.

A) $[H^+] = -5$; $[OH^-] = -9$

B) $[H^+] = 10^{-9}$; $[OH^-] = 10^{-5}$

C) $[H^+] = 10^{-5}$; $[OH^-] = 10^{-9}$

10. Роль пероксида водорода в реакции: $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2O + K_2SO_4$, составьте баланс и укажите сумму коэффициентов. Баланс и уравнение реакции предоставить

A) окислитель, $\sum = 8$

B) окислитель и восстановитель, $\sum = 10$

C) восстановитель, $\sum = 6$

11. Скорость гомогенной реакции зависит от . . .

A) от концентрации

B) от температуры

C) от катализатора

D) от всех, выше перечисленных факторов

12. Среди: HNO_3, HNO_2, KCl, $Al(OH)_3$, $Ba(OH)_2$, H_2O слабыми электролитами являются…

A) HNO_2, $Al(OH)_3$, H_2O

B) HNO_3, $Al(OH)_3$, $Ba(OH)_2$, H_2O

C) HNO_2, KCl, $Ba(OH)_2$, H_2O

13. Стандартные условия . . .

A) T = 20^0C, P = 1 атм, 760 мм рт.ст., 101,3 кПа

B) T = 298 К, P = 1 атм, 760 мм рт.ст., 101,3 кПа

C) T = 273 К, P = 1 атм, 760 мм рт.ст., 101,3 кПа

14. Тепловой эффект экзотермических реакций . . .

A) $\Delta H > 0$

B) $\Delta H < 0$

C) $\Delta H = 0$

15. Укажите степени окисления атомов всех элементов в молекуле: $H_4P_2O_7$

A) H – (+1); P – (+6); O – (-2)

B) H – (+1); P – (+5); O – (-2)

C) H – (+1); P – (+7); O – (-2)

16. Задача. Определите тепловой эффект ΔH^0 реакции сгорания 2,4 г магния в диоксиде углерода по уравнению: $2Mg(тв.) + CO_2(г) = 2MgO(тв.) + C(тв.)$, если $\Delta H^0(обр.)MgO(тв.) = -602{,}2$ кДж/моль, $\Delta H^0(обр.)CO_2(г) = -393{,}5$ кДж/моль. Ответ округлить до сотых 00,00; решение задачи предоставить.

Раздел 2. Неорганическая химия

1. 1 место среди металлов по распространённости в земной коре занимает…

A) Fe

B) Al

C) Au

D) Cu

2. Роль пероксида водорода в реакции: $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$, составьте уравнение реакции и укажите сумму коэффициентов

A) окислитель $\sum=8$

B) восстановитель $\sum =6$

C) соль слабой кислоты $\sum =8$

D) окислитель и восстановитель $\sum = 10$

3. С кислородом азот взаимодействует при……

A) Стандартных условиях

B) Нормальных условиях

C) t = 3000^0 - 4000^0C

D) t = 300^0 - 400^0C

4. С соляной кислотой не взаимодействует металл IIB группы …..

A) Zn

B) Cd
C) Hg

5. Состав вещества, покрывающего на воздухе поверхность меди зелёным налётом…..
A) $Cu(OH)_2$
B) $CuCO_3$
C) $Cu(HCO_3)_2$
D) $(CuOH)_2CO_3$

6. Составьте уравнение реакции взаимодействия гидроксида марганца с пероксидом водорода и укажите сумму стехиометрических коэффициентов в этом уравнении…
A) 8
B) 12
C) 5
D) 16

7. Строение двух внешних электронных уровней $(n-1)p^6ns^1$ имеют атомы элементов…
A) элементы IA группы
B) элементы IIA группы
C) Na, K, Rb, Cs, Fr
D) Ca, Sr, Ba

8. Сумма стехиометрических коэффициентов в уравнении: $HCl+MnO_2\rightarrow$ равна…
A) 6
B) 8
C) 9
D) 10

9. Типичные неметаллические свойства проявляют элементы…
A) C, Sn
B) Sn, Pb
C) C, Si
D) Si, Pb

10. Титан взаимодействует с водой и кислотами – неокислителями….
A) активно
B) не взаимодействует
C) при нагревании
D) в присутствии катализатора