

УТВЕРЖДАЮ
 Директор ВШТЭ

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.09

(индекс дисциплины)

Общая и неорганическая химия

(Наименование дисциплины)

Кафедра: **11** Общей и неорганической химии

Код

(Наименование кафедры)

Направление подготовки: 18.03.01 Химическая технология

Профиль подготовки: Химическая технология органических веществ

Уровень образования: Бакалавриат

План учебного процесса

Составляющие учебного процесса		Очное обучение	Очно-заочное обучение	Заочное обучение
Контактная работа обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся (часы)	Всего	360		
	Аудиторные занятия	175		
	Лекции	70		
	Лабораторные занятия	105		
	Практические занятия			
	Самостоятельная работа	113		
	Промежуточная аттестация	72		
Формы контроля по семестрам (номер семестра)	Экзамен	1 2		
	Зачет			
	Контрольная работа	1 2		
Общая трудоемкость дисциплины (зачетные единицы)		10		

Форма обучения:	Распределение зачетных единиц трудоемкости по семестрам									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Очная	6	4								
Очно-заочная										
Заочная										

Рабочая программа составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 18.03.01 Химическая технология

и на основании учебного плана № b180301.12-12_20
b180301.12-3_20

Кафедра-разработчик: Общей и неорганической химии

Заведующий кафедрой: Луканина Т.Л.

СОГЛАСОВАНИЕ:

Выпускающая кафедра: Органической химии

Заведующий кафедрой: Тришин Ю.Г.

Методический отдел: Смирнова В.Г.

1. ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Место преподаваемой дисциплины в структуре образовательной программы

Блок 1: Базовая Обязательная Дополнительно
является факультативом
Вариативная По выбору

1.2. Цель дисциплины

Целями освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» является создание целостной структуры знаний по теоретическим и практическим основам общей и неорганической химии, необходимых для успешного освоения дисциплин естественнонаучного и профессионального циклов.

Основными задачами курса «Общей и неорганической химии» является обучение студентов основам фундаментальных знаний о строении веществ и свойствах материи и формах ее существования, а также формирование современных научных представлений о явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие при протекании химических реакций.

1.3. Задачи дисциплины

- Изучение теоретических основ общей неорганической химии (состав, строение и химические свойства простых основных веществ и химических соединений, связь строения вещества с условиями протекания химических процессов. Закономерности протекания химических процессов, теория растворов, окислительно-восстановительные превращения);
- Овладение фундаментальными принципами и методами решения научно-технических задач
- Формирование навыков по применению теоретических знаний для объяснения результатов химических экспериментов;
- Формирование у студентов основ естественнонаучной картины мира
- Ознакомление студентов с историей и логикой развития химии и основных ее открытий.

1.4. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Код компетенции	Формулировка компетенции	Этап формирования
ОПК-1	- способность и готовность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	1, 2
Планируемые результаты обучения Знать: 1) основные закономерности химических превращений, как форм движения материи; 2) теоретические основы химических процессов. Уметь: применять полученные знания и навыки для решения практических задач, связанных с расчетами по всем основным темам курса общей химии; Владеть: 1) методами расчета концентраций и выхода продуктов реакций; 2) записывать уравнения химических процессов.		
ОПК-3	- готовность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизмах химических процессов, протекающих в окружающем мире	1, 2
Планируемые результаты обучения Знать: 1) свойства основных химических соединений и конструкционных материалов; 2) сущность основных химических и физико-химических процессов, используемых в различных устройствах, приборах, индикаторах и т.д. Уметь: 1) использовать полученные знания и навыки для решения практических задач создания новых материалов. 2) предсказывать химические свойства молекул по их составу, строению и форме,		

Код компетенции	Формулировка компетенции	Этап формирования
3) определять направление и возможность осуществления различных химических процессов. Владеть: 1) построением электронных формул, методом молекулярных орбиталей; 2) методами установления форм молекул.		
ПК-18	- готовность использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности	1
Планируемые результаты обучения Знать: 1) химические свойства основных веществ и их соединений; 2) применимость тех или иных веществ для различных технологических условий или процессов. Уметь: 1) применять полученные знания и навыки для решения практических задач, по всем основным темам курса неорганической химии; 2) подбирать необходимые компоненты и условия для проведения различных типов химических реакций. Владеть: 1) сведениями о справочных материалах и месте их нахождения в соответствующей литературе; 2) знаниями о литературных источниках для решения тех или иных химических задач.		

1.5. Дисциплины (практики) образовательной программы, в которых было начато формирование компетенций, указанных в п.1.4:

Дисциплина базируется на компетенциях, сформированных на предыдущем уровне образования:

- Математика (ОПК-1);
- Физика (ОПК-1).

2. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Учебный модуль 1. Строение вещества			
Тема 1. Основные законы химии. Строение атома. Уравнение Шредингера. Понятие волновой функции. Энергетические характеристики атома.	16		
Тема 2. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Понятие электроотрицательности и сродства к электрону. S-, p-, d-, f- элементы. Валентности элементов главных и побочных подгрупп.	10		
Тема 3. Химическая связь. Теория химических связей. Химическая связь ионного типа. Ковалентная связь. Геометрия молекул по методу валентных связей. Гибридизация электронных орбиталей. Метод молекулярных орбиталей. Строение отдельных молекул с ковалентной связью. Гетероатомные молекулы. Координационные соединения. Теория кристаллического поля лигандов. Получение координационных соединений. Применение координационных соединений в различных областях техники.	26		
Текущий контроль 1 - проверочная работа 1	2		
Учебный модуль 2. Основные закономерности химических процессов			
Тема 4. Химическая термодинамика. Основные закономерности химических процессов. Энтальпия химических реакций. Энергия активации. Закон Гесса. Работа химической реакции. Стандартное состояние. Стандартный потенциал Гиббса. Условие самопроизвольного протекания химической реакции.	16		
Тема 5. Химическая кинетика. Кинетика химических реакций. Закон действующих масс. Скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса.	11		

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Тема 6. Химическое равновесие. Учение о равновесии. Константа равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры.	11		
Текущий контроль 2 - проверочная работа 2	2		
Учебный модуль 3. Теория растворов			
Тема 7. Растворы. Процессы растворения. Общие свойства растворов. Законы Рауля. Концентрации растворов.	8		
Тема 8. Электролитическая диссоциация. Кислотно-основные взаимодействия. Диссоциация кислот и оснований. Определение силы кислот по их формуле. Константа диссоциации. Изотонический коэффициент. Сильные электролиты. Активность, коэффициент активности.	8		
Тема 9. Слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда. Степень диссоциации. Ионное произведение воды.	12		
Тема 10. Произведение растворимости. Произведение растворимости. Применение константы равновесия для анализа химических равновесий на примере ионных реакций.	8		
Тема 11. Соли. Ионные уравнения. Гидролиз. Степень гидролиза, константа гидролиза.	8		
Тема 12. Основные сведения о теории сольвосистем. Сольватация.	6		
Текущий контроль 3 - проверочная работа 3	2		
Учебный модуль 4. Окислительно-восстановительные превращения			
Тема 13. Типы окислительно-восстановительных реакций. Межмолекулярное ОВ, внутримолекулярное ОВ, Диспропорционирование.	16		
Тема 14. Методы расстановки коэффициентов. Электронный баланс. Метод полуреакций.	16		
Текущий контроль 4 - контрольная работа 1	2		
Промежуточная аттестация по дисциплине - экзамен	36		
Учебный модуль 5. Электрохимические процессы			
Тема 15. Гальванический элемент. Стандартный водородный электрод. Электродный потенциал. Работа гальванического элемента.	8		
Тема 16. Понятие электрохимического потенциала. Уравнение Нернста.	10		
Тема 17. Определение направления окислительно-восстановительного процесса.	8		
Тема 18. Электролиз. Электролиз растворов и расплавов солей. Правила восстановления на катоде и окисления на аноде.	8		
Тема 19. Электрохимические процессы в технике. Защитные покрытия. Протекторная защита. Анодное окисление. Химические источники тока. Выплавка алюминия.	8		
Текущий контроль 5 - проверочная работа	2		
Учебный модуль 6. Свойства неорганических соединений			
Тема 20. Общая характеристика элементов главных подгрупп и их соединений. S – элементы. Элементы I, II – главных подгрупп.	6		
Тема 21. Галогены и их соединения.	6		
Тема 22. Элементы подгруппы кислорода и их важнейшие соединения.	6		
Тема 23. Элементы подгруппы азота и их важнейшие соединения.	8		
Тема 24. Особенности строения углерода, его модификации, природные соединения, технические продукты.	8		
Тема 25. Кремний, его соединения, природные и искусственные силикаты.	8		
Тема 26. Элементы III – IV главных подгрупп, их химические свойства и важнейшие соединения.	10		
Тема 27. d – элементы, общая характеристика, особенности, важнейшие химические соединения. Fe, Co, Ni, Cr, Mn – свойства и химические соединения.	10		
Текущий контроль 6 - контрольная работа 2	2		
Промежуточная аттестация по дисциплине - экзамен	36		

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
ВСЕГО:	360		

3. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

3.1. Лекции

Номера изучаемых тем	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1	1	2				
2	1	2				
3	1	4				
4	1	2				
5	1	2				
6	1	4				
7	1	2				
8	1	2				
9	1	4				
10	1	2				
11	1	2				
12	1	2				
13	1	2				
14	1	4				
15	2	4				
16	2	4				
17	2	4				
18	2	2				
19	2	2				
20	2	2				
21	2	4				
22	2	2				
23	2	2				
24	2	2				
25	2	2				
26	2	2				
27	2	2				
ВСЕГО:		70				

3.2. Практические и семинарские занятия

Не предусмотрено

3.3. Лабораторные занятия

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
8	Классы неорганических соединений: оксиды, кислоты. Доказательство амфотерности оксидов.	1	2				
11	Классы неорганических соединений: основания, соли (средние, основные, кислые). Графические формулы.	1	2				

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
7	Понятие эквивалента. Закон эквивалентов.	1	4				
7	Написание уравнений реакций образования солей. Нахождение эквивалента соединений в реакции	1	2				
7	Способы выражения концентраций: $C\%$, C_m , C_n (задачи с использованием кристаллогидратов)	1	2				
7	Способы выражения концентраций: C_m , T , N . Перевод концентраций.	1	4				
7	Решение задач по теме концентрация (использовать уравнения реакции, перевод концентраций)	1	2				
1	Строение атома (электронные формулы и диаграммы). Химическая связь (ММО).	1	4				
3	Координационные соединения	1	4				
4	Тепловой эффект химических реакций. Закон Гесса. Расчет энтропии и энергии Гиббса.	1	2				
5	Самопроизвольность протекания химических реакций. Химическая кинетика. Скорость хим. реакций.	1	2				
5	Энергетика и кинетика химических реакций	1	2				
8	Электролитическая диссоциация. Ионные уравнения реакции. Сильные электролиты.	1	4				
9	Решение задач по теме «Электролиты» Сильные электролиты (ионная сила растворов, активность)	1	4				
7	Закон разбавления Освальда. Слабые электролиты	1	4				
9	Ионное произведение воды K_w , pH , pOH .	1	4				
11	Гидролиз растворов солей. Степень гидролиза, константа гидролиза	1	4				
	Защита лабораторных работ	1	2				
19	Электрохимические процессы в технике. Гальваностегия, электрохимическая коррозия.	2	4				
20	Взаимодействие металлов и	2	4				

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
	неметаллов с кислотами и щелочами.						
13	Сложные ОВР с участием среды Окислительно-восстановительный эквивалент Расчет эквивалентной массы.	2	6				
21	Элементы VII главной подгруппы, цепочки превращений.	2	6				
21	Контрольная задача по галогенам	2	2				
22	Элементы VI главной подгруппы, цепочки превращений.	2	6				
22	Контрольная задача по соединениям серы.	2	2				
23	Элементы V главной подгруппы, цепочки превращений	2	6				
26	Олово, свинец и их соединения.	2	2				
27	Железо. Кобальт, никель и их соединения.	2	3				
27	Марганец и его соединения	2	4				
27	Хром и его соединения	2	4				
	Контрольная работа № 2 (Химические свойства элементов IV – VII групп.)	2	2				
ВСЕГО:			105				

4. КУРСОВОЕ ПРОЕКТИРОВАНИЕ

Не предусмотрено

5. ТЕКУЩИЙ КОНТРОЛЬ УСПЕВАЕМОСТИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Номера учебных модулей, по которым проводится контроль	Форма контроля знаний	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во
1	Проверочная работа 1	1	1				
2	Проверочная работа 2	1	1				
3	Проверочная работа 3	1	1				
4	Контрольная работа 1	1	1				
5	Проверочная работа	2	1				
6	Контрольная работа 2	2	1				

6. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Виды самостоятельной работы	Очное обучение	Очно-заочное обучение	Заочное обучение
-----------------------------	----------------	-----------------------	------------------

обучающегося	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
Усвоение теоретического материала	1	67				
Усвоение теоретического материала	2	14				
Подготовка к лабораторным занятиям	1	23				
Подготовка к лабораторным занятиям	2	9				
Подготовка к экзаменам	1	36				
Подготовка к экзаменам	2	36				
ВСЕГО:		185				

7. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

7.1. Характеристика видов и используемых инновационных форм учебных занятий

Наименование видов учебных занятий	Используемые инновационные формы	Объем занятий в инновационных формах (часы)		
		очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Лабораторные занятия	Метод малых групп	36		
ВСЕГО:		36		

7.2. Система оценивания успеваемости и достижений обучающихся для промежуточной аттестации

традиционная + балльно-рейтинговая

8. ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

8.1. Учебная литература

а) основная учебная литература

- Пресс И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Пресс И.А.— Электрон. текстовые данные.— СПб.: ХИМИЗДАТ, 2014.— 352 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю.
- Барковский Е.В. Общая химия: учебник для вузов [Электронный ресурс] / Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г. - Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 640 с. – Режим доступа - <http://www.knigafund.ru/books/181004>, <http://www.iprbookshop.ru/35509>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю

б) дополнительная учебная литература

- Луканина, Т.Л. Общая химия в комплексной химической переработке древесины. Классификация неорганических соединений. Строение вещества. Растворы (для самостоятельной работы студентов I курса: Учебное пособие / Т.Л.Луканина, Т.Т.Овчинникова. – СПб., 2013. – 150 с. - (Минобрнауки РФ ГОУВПО СПбГТУРП) - [Электронный ресурс] – Режим доступа - <http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/4.pdf>. – ЭБ ВШТЭ.
- Ардашева Л.П. Неорганическая химия: методические указания к выполнению индивидуального задания (II семестр).Для студентов I курса химических специальностей: методические указания / Ардашева Л.П., Луканина Т.Л., Михайлова И.С. – СПб., 2014. – 44 с. - (Минобрнауки РФ ГОУВПО СпбГТУРП).- [Электронный ресурс] – Режим доступа - <http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/5.pdf>. – ЭБ ВШТЭ.
- Луканина, Т.Л. Общая химия в химической технологии древесины. Основные закономерности химических процессов. Окислительно-восстановительные превращения. Основы электрохимии: учебное пособие / под. ред. А.А. Комиссаренкова [Электронный ресурс]: учебное пособие / Луканина Т.Л., Михайлова И.С. - СПб., 2015. - 126 с. – Режим доступа - <http://nizrp.narod.ru/metod/kafobshineorgh/12.pdf>. – ЭБ ВШТЭ.

8.2. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

- Луканина,Т.Л. Координационные соединения в комплексной химической переработке древесины [Текст]: учебное пособие -2е изд. доп. и испр./ Т.Л.Луканина, А.А.Комиссаренков,

- А.В.Буров. – СПб., 2010. – 118 с. - (ГОУВПО СПбГТУРП), - [Электронный ресурс] –Режим доступа - http://nizrp.narod.ru/KOORD_REZ.htm. – ЭБ ВШТЭ
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие /Н.Л.Глинка. – Изд. стер. – М.:КНОРУС, 2012. – 240 с
 3. Михайлова И.С., Луканина Т.Л., Овчинникова Т.Т., Хотемлянская Д.Л., Лабораторный практикум по неорганической химии. Свойства элементов VA и IVA подгрупп и их соединений: Методические указания и контрольные вопросы для студентов I курса химико – технологического факультета; СПбГТУРП. СПб., 2013. – 23с.
 4. Михайлова И.С., Луканина Т.Л., Овчинникова Т.Т., Хотемлянская Д.Л.; Свойства элементов VIIA и VIA подгрупп и их соединения: Лабораторный практикум, методические указания и контрольные вопросы для студентов I курса всех специальностей химико – технологического факультета, СПбГТУРП СПб, 2013. – 22с.
 5. Овчинникова Т.Т. и др. Равновесие в растворах электролитов. Лабораторный практикум для студентов I курса. СПбГТУРП. 2010 г.
 6. Афонина Л.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Афонина Л.И., Апарнев А.И., Казакова А.А.— Электрон. текстовые данные.— Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2013.— 104 с. – Режим доступа - <http://www.iprbookshop.ru/47698>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю.
 7. Макарова О.В. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Макарова О.В.— Электрон. текстовые данные.— Саратов: Ай Пи Эр Медиа, 2010.— 99 с. – Режим доступа - <http://www.iprbookshop.ru/730>.— ЭБС «IPRbooks», по паролю.
 8. Гольбрайх З.Е. Практикум по неорганической химии (с основами качественного полумикроанализа) – М.: Альянс, 2008 г. – 350 с.
 9. Хомченко Г.П. Практикум по общей и неорганической химии. – М.: 2001.

8.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", необходимых для освоения дисциплины

1. http://www.gturp.spb.ru/?page_id=506 - страница сайта ВШТЭ, кафедры общей и неорганической химии

8.4. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

Не предусмотрено

8.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

1. Аудитория с мультимедийным комплексом.
2. Учебная химическая лаборатория кафедры общей и неорганической химии с необходимыми реактивами и лабораторным оборудованием (пробирки, планшеты с набором реактивов, стандарттитры и прочее).

8.6. Иные сведения и (или) материалы

Периодическая таблица элементов Д.И.Менделеева, другие справочные таблицы и схемы.

9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Виды учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся	Организация деятельности обучающегося
Лекции	Для освоения лекционного материала разработаны учебные пособия с комплексом индивидуальных заданий для каждого студента. Каждому индивидуальному заданию предшествует краткий теоретический материал для повторения, с разбором решения задач.
Лабораторные занятия	Для подготовки к лабораторным работам выпущены методические пособия с перечнем практических работ и с кратким теоретическим материалом и контрольными вопросами.
Самостоятельная работа	Для самостоятельной работы студенты используют учебные пособия с набором индивидуальных заданий, позволяющих практически отработать теоретический материал на конкретных примерах. При подготовке к экзамену необходимо сначала ознакомиться с перечнем вопросов и типовыми задачами, затем проанализировать лекционные материалы

Виды учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся	Организация деятельности обучающегося
	и материалы основной и дополнительной литературы, проработать отчёты по лабораторным работам, прорешать типовые задачи и получить в случае необходимости консультацию у преподавателя.

10. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

10.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

10.1.1. Показатели оценивания компетенций на этапах их формирования

Код компетенции (этап освоения)	Показатели оценивания компетенций	Наименование оценочного средства	Представление оценочного средства в фонде
ОПК-1(12)	1. Излагает базовые химические законы и имеет представление о химических явлениях 2. Демонстрирует применение базовых химических законов к решению задач 3. Использует теоретические знания по химии для решения практических задач	1. Устное собеседование 2. Практическая типовая задача	1. Перечень вопросов к экзамену. (137 вопросов) 2. Практические типовые задачи (30+30 задач)
ОПК-3(12)	1. Имеет представление о строении атомов различных элементов 2. Понимает связь строения атома с природой химической связи 3. Умеет связать строение вещества с химическими свойствами атомов и молекул, а также с химическими свойствами различных соединений	1. Устное собеседование 2. Практическая типовая задача	1. Перечень вопросов к экзамену. (137 вопросов) 2. Практические типовые задачи (30+30 задач)
ПК-18(1)	1. Понимает связь периодичности свойств элементов с химическими свойствами различных соединений 2. Может определить возможность протекания химических реакций при заданных термодинамических условиях, пользуясь справочными данными 3. Умеет рассчитывать скорость протекания химических процессов 4. Умеет определять присутствие различных классов неорганических соединений по качественным химическим реакциям	1. Устное собеседование 2. Практическая типовая задача	1. Перечень вопросов к экзамену. (55+95 вопроса) 2. Практические типовые задачи (30+30 задач)

10.1.2. Описание шкал и критериев оценивания сформированности компетенций

Критерии оценивания сформированности компетенций

Оценка по традиционной шкале	Критерии оценивания сформированности компетенций	
	Устное собеседование	Практическое задание

отлично	Обучающийся показывает всестороннее и глубокое знание основных химических законов, свободно ориентируется в основных понятиях, терминах и определениях при ответе; усвоил основную и знаком с дополнительной литературой; может объяснить взаимосвязь основных химических законов и их значение для последующей профессиональной деятельности; проявляет творческие способности и широкую эрудицию в использовании учебного материала.	Обучающийся демонстрирует правильное понимание условия задачи, владение навыками его анализа, выбора нужных законов и формул для ее решения, знание размерностей химических величин. Умеет применять математический аппарат для реализации плана решения задачи. Получил правильный ответ и может его интерпретировать.
хорошо	Обучающийся показывает достаточный уровень знаний основных химических законов, ориентируется в основных понятиях и определениях; усвоил основную литературу; допускает незначительные погрешности при ответах на вопросы экзаменационного билета и дополнительные вопросы преподавателя.	Обучающийся демонстрирует достаточное понимание условия задачи, владение навыками его анализа, выбора нужных законов и формул для ее решения, знание размерностей химических величин. Допускает незначительные погрешности при применении математического аппарата для реализации плана решения задачи. Получил правильный ответ, но испытывает затруднения с его интерпретацией.
удовлетворительно	Обучающийся показывает знания учебного материала в минимальном объеме; может сформулировать законы химии, понятия и определения, но при этом, допуская большое количество принципиальных ошибок; знаком с основной литературой; допускает существенные ошибки в ответе на экзамене, но может устранить их под руководством преподавателя.	Обучающийся вникает в смысл условия задачи, понимает план ее решения, однако, не может в полной мере с помощью математического аппарата реализовать ее решение. Знает размерности химических величин.
неудовлетворительно	Обучающийся не имеет достаточного уровня знания дисциплины; не может сформулировать основные законы химии; плохо ориентируется в основных понятиях и определениях; практически не знаком с основной литературой; допускает при ответе на экзамене существенные ошибки и не может устранить их даже под руководством преподавателя. Попытка списывания, использования неразрешенных технических устройств или пользование подсказкой другого человека.	Обучающийся не может проанализировать условие задачи, наметить план ее решения плохо ориентируется в химических величинах, не владеет математическим аппаратом. Представление чужой работы, отказ от выполнения задания

* **Существенные ошибки** – недостаточная глубина и осознанность ответа (например, студент не смог применить теоретические знания для объяснения явлений, для установления причинно-следственных связей, сравнения и классификации явлений и т.д.).

* **Несущественные ошибки** – неполнота ответа (например, упущение из вида какого-либо нехарактерного факта, дополнения при описании процесса, явления, закономерностей и т.д.); к ним могут быть отнесены оговорки, допущенные при невнимательности студента.

10.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующие этапы формирования компетенций

10.2.1. Перечень вопросов, разработанный в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Формулировка вопросов	№ темы
-------	-----------------------	--------

1	Основные сведения о строении атома (состав и размеры атома, заряды и массы частиц, атомная масса, изотопы). Равновесие системы микрочастиц. Факторы, влияющие на состояние равновесия.	1
2	Квантово-механическая модель строения атома. Особенности поведения микрочастиц	1
3	Квантовые числа (главное, побочное, магнитное и спиновое квантовые числа). Атомные орбитали (формы и пространственное расположение, причины существования различных форм).	1
4	Расположение атомных орбиталей по энергиям. Электронные формулы и энергетические диаграммы атомов. Правило Хунда, принцип Паули, правило Клечковского (показать на примере s-, p-, d- и f- элементов).	1
5	Периодические системы элементов, периодический закон. Строение таблицы Менделеева. Связь положения элементов в системе Менделеева с их химическими свойствами (s-, p-, d-, f- элементы).	2
6	Внешний энергетический уровень. Валентность элементов главной и побочной подгрупп (валентные электроны, связь валентности с химическими свойствами элементов). Металличность и неметалличность свойств (энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность).	2
7	Образование простых молекул. Ковалентная химическая связь (кхс). Типы кхс (полярная, неполярная, ионная, металлическая). Характеристики ковалентной химической связи (направленность, насыщенность, энергия, длина, полярность)	3
8	Направленность ковалентной химической связи (формы перекрывания атомных орбиталей, типы перекрывания: σ -, π -, δ - перекрывания). Основные понятия о механизмах перекрывания АО (МВС и ММО).	3
9	Механизмы перекрывания АО: метод валентных связей (МВС). Способы перекрывания (обменный, донорно-акцепторный (ДА) и дативный). Гибридизация АО	3
10	Типы гибридизации АО: sp-, sp ² -, sp ³ -, sp ³ d-, sp ³ d ² - и их связь с формами молекул (примеры образования различных форм молекул).	3
11	Механизмы перекрывания АО: метод молекулярных орбиталей (ММО). Общие принципы и схема построения молекул по ММО.	3
12	Метод молекулярных орбиталей: причины образования связывающей и разрыхляющей орбиталей, расположение МО по энергиям. Кратность связи. Примеры образования молекул O ₂ и NO.	3
13	Механизмы перекрывания АО: ММО и МВС преимущества и недостатки на примере образования молекул O ₂ (доказать наличие парамагнитных свойств), H ₂ ⁺ (доказать возможность образования частицы), CO (показать кратность связи и объяснить прочность молекулы). Полярность и неполярность молекул (на примере МВС).	3
14	Теория гибридизации. Виды гибридизации. Связь геометрии молекул с типом гибридизации. Примеры молекул с различными типами гибридизации.	3
15	Типы взаимодействия молекул: силы Ван-дер-Ваальса, водородная связь, ДА взаимодействия (прочность связи и расстояние между частицами). Связь различных типов межмолекулярного взаимодействия с агрегатным состоянием вещества.	3
16	Силы Ван-дер-Ваальса (ориентационные, дисперсионные, индукционные и силы отталкивания). Газообразные вещества: особенности их свойств, энергия взаимодействия частиц, понятие "идеальный газ", аддитивность, парциальное давление. Состояние плазмы.	3
17	Водородные связи (межмолекулярные, внутримолекулярные, симметричные, асимметричные; энергия взаимодействия частиц и расстояние). Жидкости: понятия "лабильность, ассоциаты". Жидкокристаллическое состояние.	3
18	Донорно-акцепторные взаимодействия. Образование комплексных соединений. Понятия: "координационное число, комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, заряд комплекса и комплексообразователя, константа нестойкости".	3
19	Твердое состояние вещества (характер межмолекулярных химических связей, энергия и расстояние). Аморфные и кристаллические вещества (их особенности и свойства, интервалы температурных переходов и температуры кипения). Понятия ближнего и дальнего порядка. Изотропия и анизотропия свойств.	3
20	Строение кристалла. Элементарная ячейка и ее характеристики. Кристаллическая решетка и ее основные формы (формы плотнейшей упаковки). Типы кристаллических решеток и их особенности.	3
21	Основные понятия химической термодинамики: система (виды систем), фаза (гомогенная и гетерогенная), функции состояния, функции процесса и параметры состояния. Энергетический эффект реакции, виды энергетических эффектов и причины их возникновения.	4

22	Понятие “функции состояния”, независимость их от пути процесса, относительные изменения функций состояния (на примере внутренней энергии). I – ый закон термодинамики	4
23	Функция состояния - энтальпия. Понятие теплового эффекта реакций при постоянном объеме и давлении (вывод ΔH).	4
24	Тепловые эффекты различных типов химических превращений: химической реакции взаимодействия простых веществ, сложной химической реакции, реакции фазового перехода. Понятие стандартного состояния вещества (термодинамическая устойчивость веществ).	4
25	Стандартная энтальпия образования. Расчет теплового эффекта реакции. Закон Гесса. Экзотермические и эндотермические процессы. Теплота сгорания и теплотворная способность.	4
26	Функция состояния – энтропия. Энтропия, как мера превращения. II-ой закон термодинамики. Самопроизвольность процессов: $S \rightarrow S_{max}$. Стандартная энтропия образования простых веществ (III-ий закон термодинамики).	4
27	Энтропия, как мера превращения. Физический смысл понятия энтропия. Термодинамическая вероятность (W). Самопроизвольность протекания газофазных реакций (знак энтропии). Расчет изменения энтропии гетерофазных химических процессов	4
28	Энергия Гиббса и Гельмгольца. Изобарно-изотермический потенциал. Расчет стандартного значения ΔG° химической реакции. Зависимость ΔG от температуры: уравнение Гиббса.	4
29	Уравнение Гиббса. Условия самопроизвольного протекания экзотермических и эндотермических процессов. Расчет значения ΔG химической реакции.	4
30	Химическая кинетика. Понятие скорости прямой и обратной химических реакций (средняя и мгновенная скорость). Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Скорость гомогенных и гетерогенных химических процессов.	5
31	Влияние концентрации реагентов на скорость протекания химических реакций. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок химической реакции.	5
32	Влияние температуры на скорость химической реакции. Эмпирический закон Вант Гоффа. Температурный коэффициент	5
33	Константа скорости, ее физический смысл. Закон распределения Максвелла-Больцмана (число активных взаимодействий частиц (z_a), влияние температуры на число активных взаимодействий)	5
34	Уравнение Аррениуса. Постоянная Аррениуса. Понятие “стерический фактор”.	5
35	Энергия активации, ее физический смысл. Переходный комплекс. Расчет энергии активации по известным значениям констант скоростей при заданных температурах (значения энергий активации различных процессов).	5
36	Химическое равновесие. Скорость обратимой химической реакции. Константа равновесия газофазных, гетерогенных и гомогенных процессов. Возможные значения констант равновесия и условия обратимости химических реакций.	6
37	Принцип Ле-Шателье. Влияние концентрации, давления и объема на равновесие химических процессов. Условия смещения равновесия. Влияние температуры на равновесие химических процессов	6
38	Растворы. Классификация смесей веществ. Дисперсные системы и истинные растворы. Понятие коллоидных систем и идеальных растворов. Характеристики жидких растворов	7
39	Характеристики жидких растворов (концентрация: способы выражения; растворимость, понятия: насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы).	7
40	Давление насыщенного пара, закон Рауля; температура кипения	7
41	Температура замерзания; осмос, осмотическое давление	7
42	Процессы растворения (стадии растворения). Сольватация. Электролиты и неэлектролиты. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.	7
43	Сильные электролиты (примеры). Активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.	8
44	Слабые электролиты (примеры). Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Расчет концентрации ионов водорода и гидроксильных групп	9
45	Ионное произведение воды. Кислотность водных растворов электролитов (pH – среды; расчет значений pH)	9
46	Насыщенные растворы малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Условия растворимости. Расчет предела растворимости малорастворимых солей из значений ПР	10

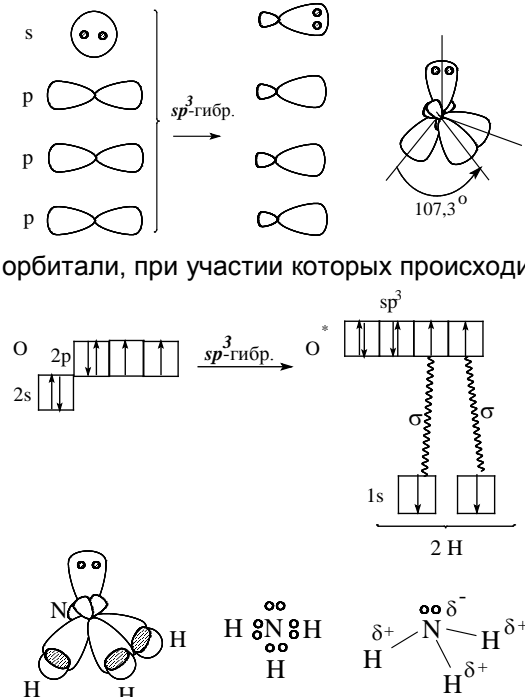
47	Гидролиз (ионно-обменные реакции). Типы гидролиза. Константа гидролиза, ее связь с константами кислотности и основности, степень гидролиза. Определение кислотности среды при гидролизе. Гидролиз кислых солей. Совместный гидролиз.	11
48	Основные сведения о теории сольвосистем. Сольватация.	7,12
49	Понятия об окислительно-восстановительных процессах. Валентность и степень окисления (показать на примере азотной кислоты). Типичные окислители и восстановители: процессы передачи электронов. Метод полуреакций.	13,14
50	Типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования (примеры межмолекулярных реакций с расстановкой коэффициентов методом полуреакций)	13,14
51	Внутримолекулярные ОВ реакции (привести 3 примера с расстановкой коэффициентов методом полуреакций)	13,14
52	ОВ реакции диспропорционирования-контрдиспропорционирования (привести 3 примера с расстановкой коэффициентов методом полуреакций)	13,14
53	Типичные окислители (примеры ОВР с расстановкой коэффициентов методом полуреакций)	13,14
54	Типичные восстановители (примеры ОВР с расстановкой коэффициентов методом полуреакций)	13,14
55	Вещества, обладающие окислительно-восстановительной двойственностью (примеры ОВР с расстановкой коэффициентов методом полуреакций)	13,14
56	Электрохимические процессы, общие закономерности их протекания. Законы Фарадея. Понятия двойного электрического слоя и электродного потенциала.	15
57	Гальванический элемент (схема с электролитическим ключом и мембраной, анодная и катодная реакции).	15
58	ЭДС гальванического элемента. Вывод уравнения Нернста (расчет ЭДС и электродного потенциала).	16
59	Стандартный водородный электрод. Стандартный электродный потенциал и ЭДС. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов.	16
60	Типы гальванических элементов. Растворимые и инертные электроды.	16
61	Понятие об электрохимическом потенциале. Расчет потенциалов гальванического элемента и ЭДС с учетом кислотности среды.	17
62	Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций.	17
63	Электролиз. Общие правила протекания окислительно-восстановительных процессов при электролизе.	18
64	Явление поляризации. Электролиз расплавов солей и концентрированных растворов кислот и щелочей.	18
65	Электролиз растворов. Анодные и катодные реакции.	18
66	Электрохимические процессы в технике (химические источники тока, коррозия и методы защиты от нее, обработка металлов, общие понятия).	19
67	Электрохимическая коррозия в среде влажного газа.	19
68	Электрохимическая коррозия в среде проводящих жидкостей.	19
69	Методы защиты металлов от коррозии (химические и электрохимические, общие понятия).	19
70	Гальваностегия, протекторная защита.	19
71	Электрохимическая обработка металлов (процесс выплавки).	19
72	Химические источники тока (кислотные и щелочные аккумуляторы).	19
73	Общая характеристика элементов главных подгрупп и их соединений. S-элементы (элементы I и II главных подгрупп).	20
74	Щелочные металлы. Щелочноземельные металлы.	20
75	Элементы VII - A главной подгруппы (общая характеристика, строение и химические свойства).	21
76	Элементы VII - A главной подгруппы. Прочность двухатомных молекул и их водородных соединений (особенности строения молекул галогенов).	21
77	Фтор и его соединения. Фторид водорода. Химические свойства.	21
78	Хлор, бром, йод, галогеноводороды. Химические свойства (окислительно-восстановительная активность).	21
79	Окислительные свойства галогенов (примеры), получение галогенов.	21
80	Галогеноводороды и их соли. Кислотные и восстановительные свойства (примеры).	21
81	Оксиды хлора. Строения оксидов хлора (I) и (IV), реакции диспропорционирования (строение ClO_2^- хлорит- и ClO_3^- хлорат- ионов). Оксид хлора (VI), оксид хлора (VII), строение, свойства.	21

82	Кислородные кислоты хлора, кислотная и окислительная активность кислот (реакции разложения). Соли галогенкислородных кислот (реакции разложения, применение солей).	21
83	Применение хлора и его соединений (поваренная соль, хлор, гипохлориты). Элементы VIII - А главной подгруппы.	21
84	Элементы VI - А главной подгруппы, общая характеристика и химические свойства, применение (селен, теллур и полоний).	22
85	Кислород и его соединения (озон, вода: строение, химические свойства, природные источники). Вода и пероксид водорода (особенности строения, применение и химические свойства).	22
86	Сера и ее соединения. Оксиды серы (особенности строения, применение и химические свойства).	22
87	Оксид серы IV и VI (строение, применение, получение и химические свойства).	22
88	Кислоты (сероводород и его водные растворы, применение, строение, химические свойства). Соли сероводородной кислоты: основные, амфотерные, кислотные (тиокислоты), гидролиз сульфидов.	22
89	Сульфиды, сероуглерод, полисульфиды (строение, химические свойства и применение).	22
90	Сернистая и серная кислоты (строение, получение и применение, химические свойства, соли их химические свойства и применение).	22
91	Полисерные, тиосерные и пероксосерные кислоты, их строение, химические свойства, применение и получение.	22
92	Элементы V - А главной подгруппы (общая характеристика и особенности свойств).	23
93	Азот и его соединения (химические свойства азота).	23
94	Аммиак. Реакции присоединения, замещения, комплексообразования, окислительно-восстановительные реакции.	23
95	Гидразин и гидросиламин (реакции замещения, комплексообразования, окислительно-восстановительные).	23
96	Оксиды азота (строение молекул оксидов, характеристики и химические свойства).	23
97	Оксид азота + 2 (получение в промышленности, в лабораторных условиях, строение, химические свойства).	23
98	Оксид азота + 4 (получение в промышленности, в лабораторных условиях, химические свойства).	23
99	Азотсодержащие кислоты – азотистоводородная, азотистая, азотная (строение и характеристики и химические свойства).	23
100	Азотная кислота (получение азотной кислоты, химические свойства).	23
101	Азотная кислота (безводная азотная кислота, концентрированная, разбавленная, ее окислительные свойства).	23
102	Соли азотной кислоты - селитры (применение, реакции разложения).	23
103	Фосфор и его соединения (особенности строения и модификации, производство спичек).	
104	Фосфор. Соединения фосфора: оксиды, сульфиды фосфора, фосфиды, галогенангидриды.	23
105	Фосфорные кислоты: орто-, мета- и пиро-, их строение и свойства.	23
106	Соли фосфорных кислот, их свойства и применение (реакции гидролиза). Соли полифосфорных кислот (применение).	23
107	Фосфорные кислоты: фосфористая, фосфорноватистая, полифосфорные кислоты, их строение и свойства.	23
108	Надфосфорные кислоты: монопероксофосфорная кислота, пероксодифосфорная кислота (особенности строения, получение и применение).	23
109	Мышьяк, сурьма, висмут (характеристики, применение и химические свойства).	23
110	Элементы IV - А главной подгруппы (общая характеристика и свойства).	24
111	Особенности строения углерода. Структура алмаза, графита, карбина.	24
112	Природные соединения углерода. Асфальтовые породы, природный и попутный газ каменный уголь.	24
113	Технические продукты на основе углерода (черные угли).	24
114	Особенности строения кремния и его оксида.	24,25
115	Природные соединения кремния и его модификации (природные оксиды кремния, природные силикаты).	25
116	Искусственные силикаты (стекла).	25
117	Элементы подгруппы германия (химические свойства олова и германия).	25
118	Элементы подгруппы германия (химические свойства свинца и германия).	25

119	Элементы подгруппы германия (общая характеристика и использование соединений германия, олова и свинца).	25
120	p- элементы (элементы III - VIII подгрупп, положение в таблице Менделеева, общая характеристика).	26
121	Элементы III -A главной подгруппы (химические свойства и строение бора и алюминия).	26
122	Химия переходных элементов. Общие свойства d- элементов (атомный радиус d-элементов).	27
123	Элементы подгруппы скандия характеристика, применение в промышленности, химические соединения. Элементы подгруппы титана, их общая характеристика, применение в промышленности. Химические соединения, особенности получения редких элементов, соли поливалентных металлов (гидролиз).	27
124	Элементы подгруппы ванадия. Определение химического состава сплавов редкоземельных элементов (способы перевода металлов в ионы).	27
125	Элементы подгруппы хрома общая характеристика, химические свойства хрома и его соединений (молибден, вольфрам, особенности их химических соединений).	27
126	Оксиды и кислоты хрома. Хром, молибден, вольфрам применение в промышленности, сплавы на их основе.	27
127	Хром и его соединения, как окислители в химических реакциях (состав хромовой смеси). Соли дихромовой и хромовой кислот, особенности их поведения в щелочной и кислой средах.	27
128	Элементы подгруппы марганца общая характеристика, применение в промышленности, химические соединения (технеций, рений, особенности их химических соединений).	27
129	Марганец и его соединения, как окислители в химических реакциях (реакция разложения перманганата калия). Соли марганцевой и марганцовистой кислот, особенности их поведения в щелочной и кислой средах.	27
130	Марганец, его оксиды, основания, кислоты и соли. Применение марганца и его соединений в технике сплавы на их основе.	27
131	Элементы VIII - Б подгруппы. Семейство железа. Платиновые металлы. Общая характеристика элементов (электронное строение).	27
132	Элементы семейства железа. Общая характеристика элементов железа, кобальта, никеля (электронное строение).	27
133	Химические свойства железа. Взаимодействие с кислотами и щелочами, процесс ржавления железа. Стали и чугуны. Химизм процесса выплавки. Оксиды и гидроксиды железа. Сульфиды. Химические свойства.	27
134	Соли железа II и III. Реакции на ионы железа. Получение комплексных солей железа. Применение соединений железа и его биологическое значение.	27
135	Элементы I - Б подгруппы. Медь, ее химические свойства, применение (сплавы на основе меди), природные соединения. Серебро, золото (химические свойства, применение, природные соединения).	27
136	Элементы II - Б подгруппы. Цинк, кадмий ртуть (химические свойства, применение, природные соединения).	27
137	Платиновые металлы (химические свойства и применение).	27

10.2.2. Вариант типовых задач, разработанных в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Условия типовых задач (задач, кейсов)	Ответ
1	Тема 1. Элемент находится в четвертом периоде, VA группе. Определите порядковый номер элемента и составьте электронную формулу его атома. К какому семейству элементов он относится? Назовите его электронные аналоги.	Этот элемент с порядковым номером 33 – мышьяк As. ${}_{33}\text{As} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 = [{}_{18}\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Если атом нейтрален, то сумма верхних индексов (число электронов на энергетическом подуровне) равна порядковому номеру элемента: $Z = 2+2+6+2+6+10+2+3 = 33$ (${}_{33}\text{As}$). По типу последнего заполняемого электронного подуровня – это p-элемент. Электронные аналоги – все элементы VA группы: N, P, Sb, Bi

2	<p>Тема 2. Докажите, что для элементов IIA группы периодически повторяется электронная конфигурация валентных уровней.</p>	<p>Необходимо записать электронные конфигурации элементов данной подгруппы:</p> <p>4. Be ...2s² 12. Mg ...3s² 20. Ca ...4s² 38. Sr ...5s² 56. Ba ...6s² 88. Ra ...7s²</p>
3	<p>Тема 3. Объясните строение молекулы аммиака на основе метода валентных связей</p>	<p>В образовании молекулы NH₃ участвуют один атом азота с электронной конфигурацией 1s²2s²2p³ и три атома водорода с конфигурацией электронного уровня 1s¹. Анализ электронно-графических формул, на первый взгляд, свидетельствует об отсутствии необходимости в гибридизации: три неспаренных электрона в атоме азота и три неспаренных электрона у трех атомов водорода обеспечивают образование трех σ-связей. Однако в этом случае валентный угол должен был быть 90°, поскольку p-орбитали, при участии которых происходит образование связей направлены по осям координат. Тем не менее, в молекуле аммиака валентный угол близок тетраэдрическому и составляет 107,3°.</p>  <p>Меньший валентный угол в молекуле аммиака по сравнению с молекулой CH₄ при том же sp³ типе гибридизации объясняется наличием более сильного отталкивания между гибридной орбиталью с неподелённой электронной парой и тремя другими. В результате такого отталкивания молекула аммиака имеет пирамидальное строение (треугольная пирамида) и является полярной. Также ковалентными полярными являются в молекуле одинарные связи N-H.</p>
4	<p>Тема 4. Рассчитайте изменение энтальпии в реакции горения сероводорода H₂S(г.) + 1½O₂ = H₂O(ж.) + SO₂(г.), если известно, что теплоты образования (ΔH_{f, 298}⁰) веществ для H₂S(г.), H₂O(ж.) и SO₂(г.) равны соответственно -20,17 кДж/моль, -286,0 кДж/моль, -297,0 кДж/моль. Запишите термохимическое уравнение реакции. Определите тип реакции: экзо- или эндотермическая.</p>	<p>H₂S(г.) + 1½O₂ = H₂O(ж.) + SO₂(г.) Согласно закону Гесса, $\Delta H_{00}^0 = (\Delta H_{f, 298}^0(\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})) + \Delta H_{f, 298}^0(\text{SO}_2(\text{г.}))) - (\Delta H_{f, 298}^0(\text{H}_2\text{S}(\text{г.})) + 1\frac{1}{2} \Delta H_{f, 298}^0(\text{O}_2(\text{г.}))) =$ $= (-286,0 - 297,0) - (-20,17 - 1\frac{1}{2} \cdot 0) = -562,8 \text{ (кДж)}$ Отсюда термохимическое уравнение реакции будет иметь вид: H₂S(г.) + 1½O₂ = H₂O(ж.) + SO₂(г.); ΔH₀₀⁰ = -562,8 кДж < 0, реакция экзотермическая Ответ: ΔH₀₀⁰ = -562,8 кДж.</p>

5	<p>Тема 4. Рассчитайте изменение свободной энергии Гиббса в реакции горения сероводорода $\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})$, если известно, что изменения свободной энергии Гиббса образования ($\Delta G_{f,298}^0$) веществ для $\text{H}_2\text{S}(\text{г.})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$ и $\text{SO}_2(\text{г.})$ равны соответственно $-33,8$ кДж/моль, $-237,24$ кДж/моль, $-300,2$ кДж/моль. Определите возможность самопроизвольного протекания данной реакции при стандартных условиях.</p>	<p>$\text{H}_2\text{S}(\text{г.}) + 1\frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) + \text{SO}_2(\text{г.})$ Согласно закону Гесса, $\Delta G_{\text{оо},298}^0 = (\Delta G_{f,298}^0 (\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})) + \Delta G_{f,298}^0 (\text{SO}_2(\text{г.}))) - (\Delta G_{f,298}^0 (\text{H}_2\text{S}(\text{г.})) + 1\frac{1}{2} \Delta G_{f,298}^0 (\text{O}_2(\text{г.}))) =$ $= (-237,24 - 300,2) - (-33,8 - 1\frac{1}{2} \cdot 0) = -503,67 \text{ (кДж)}$ Отсюда $\Delta G_{\text{оо}}^0 = -503,67 \text{ кДж} < 0$, реакция может протекать самопроизвольно в прямом направлении. <u>Ответ:</u> $\Delta G_{\text{оо}}^0 = -503,67 \text{ кДж}$.</p>																
6	<p>Тема 5. Какова скорость реакции превращения $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, при 127°C и давлении 480 мм рт.ст., если $k_0 = 1,9 \cdot 10^{11} \text{ с}^{-1}$, $E_A = 82 \text{ кДж/моль}$.</p>	<p>1) Для решения задачи необходим перевод единиц измерения в систему СИ. $T = 127 + 273 = 400 \text{ К}$; $480 \text{ мм.рт.ст} = 480 \cdot 101300/760 = 63979 \text{ Па}$; $R = 8,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$. 2) Расчет концентрации газообразных веществ ведется по уравнению: $P \cdot V = m/M \cdot R \cdot T$, где $m/M \cdot V = C_M$ – молярная концентрации N_2O_4. Следовательно, $C_M = P/R \cdot T = 63979/8,3 \cdot 400 = 19,3 \text{ моль/л}$. 3) Далее, по уравнению Аррениуса, $\vec{k} = \vec{k}_0 \cdot e^{-\vec{E}_A/RT}$ рассчитаем константу скорости прямой реакции: $\vec{k} = 1,9 \cdot 10^{11} \cdot 2,7^{-82000/(8,3 \cdot 400)} = 1,9 \cdot 10^{11} \cdot 1,87 \cdot 10^{-11} = 3,55 \text{ с}^{-1}$; 4) Расчет скорости реакции выполним, согласно закону действующих масс: $\vec{v} = \vec{k} \cdot C_{\text{N}_2\text{O}_4} = 3,55 \cdot 19,3 = 68,5 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$.</p>																
7.	<p>Тема 5. Во сколько раз нужно уменьшить концентрацию оксида азота (II) в реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2(\text{воздух}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, чтобы скорость реакции уменьшилась в 2 раза (н.у.).</p>	<p>$\vec{v} > 1$) Все вещества в реакции – газообразные, но концентрация кислорода воздуха в условиях открытой системы практически не меняется, поэтому расчет скорости прямой реакции соответствует уравнению: $\vec{v} = \vec{k} \cdot (C_{\text{NO}})^2$. 2) Выразим концентрацию NO после изменения, как $C_{\text{NO}}^* = C_{\text{NO}}/x$, так мы еще не знаем, во сколько она уменьшилась (в x раз). 3) Скорость реакции после изменения концентрации: $\vec{v}^* = \vec{k} \cdot (C_{\text{NO}}^*)^2 = \vec{k} \cdot (C_{\text{NO}}/x)^2$. 4) Известно, что скорость уменьшилась в 2 раза, поэтому $\vec{v}^* = \vec{v}/2$, при этом константа скорости неизменна. 5) Выразив отношение скоростей, получим: $2 = \vec{v}/\vec{v}^* = (C_{\text{NO}})^2/(C_{\text{NO}}/x)^2 = x^2 \cdot (C_{\text{NO}})^2/(C_{\text{NO}})^2$, откуда $x = 2^{1/2} \cong 1,41$.</p>																
8	<p>Тема 6. Вычислить начальные концентрации молекулярного хлора и оксида углерода (II), а также константу равновесия, если равновесные концентрации: $[\text{Cl}_2] = 0,3 \text{ моль/л}$; $[\text{CO}] = 0,2 \text{ моль/л}$; $[\text{COCl}_2] = 1,5 \text{ моль/л}$. $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$.</p>	<p>Поскольку нет данных о концентрации продукта перед началом реакции, то можно считать, что его исходная концентрация равна 0 моль/л.</p> <table border="1" data-bbox="746 1727 1248 1854"> <thead> <tr> <th>вещество</th> <th>C</th> <th>ΔC</th> <th>[...]</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>CO</td> <td>[...] + ΔC</td> <td>1,5</td> <td>0,3</td> </tr> <tr> <td>Cl₂</td> <td>[...] + ΔC</td> <td>1,5</td> <td>0,2</td> </tr> <tr> <td>COCl₂</td> <td>0,0</td> <td>1,5</td> <td>1,5</td> </tr> </tbody> </table> <p>Концентрация прореагировавших веществ для данной реакции равна равновесной концентрации $[\text{COCl}_2]$, следовательно, исходные концентрации (моль/л) равны: $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,2 + 1,5 = 1,7$; $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}} = 0,3 + 1,5 = 1,8$. <u>Ответ:</u> 25.</p>	вещество	C	ΔC	[...]	CO	[...] + ΔC	1,5	0,3	Cl ₂	[...] + ΔC	1,5	0,2	COCl ₂	0,0	1,5	1,5
вещество	C	ΔC	[...]															
CO	[...] + ΔC	1,5	0,3															
Cl ₂	[...] + ΔC	1,5	0,2															
COCl ₂	0,0	1,5	1,5															

9	<p>Тема 7. Сколько по массе нужно взять едкого кали и воды, чтобы приготовить 75 л 12%-ного раствора с плотностью = 1,1 г/мл. Определите его молярную концентрацию.</p>	<p>Для того чтобы рассчитать массу растворенного вещества необходимо определить массу раствора через его плотность и объем, учитывая необходимость перевода единиц объема из литров в миллилитры, поскольку значение плотности дано в г/мл: $m_{p-ра} = \rho \cdot V_{p-ра} = 75 \cdot 10^3 \cdot 1,1 = 82,5 \cdot 10^3 \text{ (г)}$ Из формулы для расчета массовой доли растворенного вещества в растворе $\cdot 100\%$ выразим $m_{раств.в-ва}$, $m_{раств.в-ва} = \frac{m_{p-ра} \cdot \omega}{100} = \frac{82,5 \cdot 10^3 \cdot 12}{100} = 9,9 \cdot 10^3 \text{ (г)} = 9,9 \text{ (кг)}$ $m(H_2O) = m_{p-ра} - m_{раств.в-ва} = 82,5 \cdot 10^3 - 9,9 \cdot 10^3 = 72,6 \cdot 10^3 \text{ (г)} = 72,6 \text{ (кг)}$ б) Для расчета молярной концентрации используем выражение: $C_m = \frac{m}{M \cdot V}$ и величину молярной массы $M(KOH) = 56 \text{ г/моль}$. $C_m = \frac{9,9 \cdot 10^3}{56 \cdot 75} = 2,36 \text{ (моль/л)}$ Ответ: $m(KOH) = 9,9 \text{ кг}$; $m(H_2O) = 72,6 \text{ кг}$; $C_m = 2,36 \text{ моль/л}$</p>
10	<p>Тема 8. Определить, чему равны ионная сила раствора и активность ионов в 0,08 М растворе $CaCl_2$, содержащем, кроме того, 0,06 М HCl.</p>	$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$ $\begin{matrix} 0,08M & & 0,08M & & 2 \times 0,08M \\ HCl \rightarrow H^+ + Cl^- \\ 0,06M & 0,06M & 0,06M & & \end{matrix}$ $\mu = 3C_{CaCl_2} + C_{HCl} = 3 \cdot 0,08 + 0,06 = 0,3$ <p>Для Ca^{2+} $\lg \gamma = -\frac{0,5 \cdot 2^2 \sqrt{0,3}}{1 + \sqrt{0,3}} = -0,71$; $\gamma = 0,19$</p> <p>Для H^+, Cl^- $\lg \gamma = -\frac{0,5 \cdot 1^2 \sqrt{0,3}}{1 + \sqrt{0,3}} = -0,18$; $\gamma = 0,67$</p> $a_{Ca^{2+}} = 0,08 \cdot 0,19 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$ $a_{H^+} = 0,06 \cdot 0,67 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$ $a_{Cl^-} = (0,08 \cdot 2 + 0,06) \cdot 0,67 = 1,4 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}$
11	<p>Тема 9. Вычислить концентрацию ионов $[H^+]$ и α 0,1 М раствора гидроксида аммония, константа диссоциации которого $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$ при (25 °С).</p>	$NH_4OH = NH_4^+ + OH^-$ $K_d = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$ <p>Из уравнения диссоциации следует: $[NH_4^+] = [OH^-]$; $[NH_4OH] = C_{NH_4OH} - [OH^-]$;</p> $K_d = \frac{[OH^-]^2}{C_{NH_4OH} - [OH^-]}; \quad \frac{C_{исх}}{K_d} = \frac{0,1}{1,75 \cdot 10^{-5}} > 100,$ <p>следовательно, $K_d = \frac{[OH^-]^2}{C_{NH_4OH}}$;</p> $[OH^-] = \sqrt{K_d \cdot C_{NH_4OH}} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л},$ $[H^+] = 10^{-14} / [OH^-] = 7,6 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}.$ $\alpha = \frac{[OH^-]}{C_{NH_4OH}} = \frac{1,32 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,32 \cdot 10^{-2}.$

12 **Тема 10.** Вычислить растворимость CaSO_4 . Во сколько раз увеличится растворимость CaSO_4 после добавления к 1 л насыщенного раствора 0,01 моль K_2SO_4 ?

БЕЗ УЧЁТА ИОННОЙ СИЛЫ РАСТВОРА растворимость в воде

$$\begin{aligned} \text{CaSO}_4 &= \text{SO}_4^{2-} + \text{Ca}^{2+} \\ \text{S} & \quad \quad \quad \text{S} \quad \quad \quad \text{S} \\ \text{ПР}_{\text{CaSO}_4} &= 2,4 \cdot 10^{-5} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \text{S}^2 \\ \text{S} &= \sqrt{2,4 \cdot 10^{-5}} = 4,89 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} \end{aligned}$$

Растворимость CaSO_4 в K_2SO_4 обозначим S' ,



$$0,01 \text{ M} \rightarrow 0,01 \text{ M},$$

тогда $\text{ПР} = \text{S}' \cdot (\text{S} + 0,01) = \text{S}' \cdot (4,89 \cdot 10^{-3} + 0,01)$

Так как растворимость в воде K_2SO_4 ($\text{S}_{\text{SO}_4^{2-}} = 10^{-2}$ моль/л)

значительно больше, чем растворимость CaSO_4 ($\text{S}'_{\text{SO}_4^{2-}} = 4,89 \cdot 10^{-3}$ моль/л), то значением последней можно пренебречь.

$$\text{ПР} = \text{S}' + 0,01$$

$$\text{S}' = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{0,01} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

$$\frac{\text{S}}{\text{S}'} = \frac{4,89 \cdot 10^{-3}}{2,4 \cdot 10^{-3}} = 2,03 \text{ раза.}$$

Растворимость CaSO_4 в 0,01 M K_2SO_4 меньше, чем в воде.

С УЧЁТОМ ИОННОЙ СИЛЫ.

Определим ионную силу раствора K_2SO_4

$$\mu = 3\text{C} = 0,03; \gamma_{\text{SO}_4^{2-}} = \gamma_{\text{Ca}^{2+}} = 0,55$$

$$\text{ПР} = \text{S}' \cdot 0,55 \cdot (\text{S} + 0,01) \cdot 0,55$$

$$\text{S}' = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{0,55^2 \cdot 0,01} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

$$\frac{\text{S}}{\text{S}'} = \frac{4,89 \cdot 10^{-3}}{8 \cdot 10^{-3}} = 0,6 \text{ раза.}$$

Если учитывать увеличение общего количества ионов в растворе за счёт введения соли K_2SO_4 и увеличение за счёт этого ионной силы раствора, то растворимость соли несколько увеличивается.

13	<p>Тема 11. Написать уравнения гидролиза, качественно определить pH раствора и определить тип гидролиза на примере солей ZnCl₂, K₂SO₃ и Cr₂S₃.</p>	<p>Гидролиз многозарядных катионов при стандартных условиях протекает только по I ступени:</p> $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ <p>или в молекулярном виде:</p> $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOHCl} + \text{HCl}.$ <p>Тип гидролиза анионный, обратимый, pH < 7.</p> <p>Также по I ступени при стандартных условиях протекает и гидролиз многозарядных анионов:</p> $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ <p>или в молекулярном виде:</p> $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KHSO}_3 + \text{KOH}.$ <p>Тип гидролиза катионный, обратимый, pH > 7.</p> <p>Если соль образована анионами слабой летучей (или малорастворимой) кислоты и слабо малорастворимого основания, то реакция идет необратимо до конца – это сложный ступенчатый процесс. Запишем в упрощенной форме в молекулярном виде:</p> $\text{Cr}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ <p>или ионном виде:</p> $\begin{array}{l} \text{Cr}^{3+} + 3\text{HOH} \Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}^+, \quad \quad \times 2 \\ \text{S}^{2-} + 2\text{HOH} \Rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{OH}^-, \quad \quad \times 3 \end{array}$ <p>суммарно: $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 12\text{HOH} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{H}^+ + 6\text{OH}^-$</p> <p>сократим: $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{HOH} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow.$</p> <p>Тип гидролиза катионно-анионный, необратимый, взаимно усиливающийся. Для определения pH необходимы дополнительные данные.</p>
14	<p>Тема 11. Рассчитать pH, константу и степень гидролиза 0,1 М раствора AgNO₃.</p>	$\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AgOH}^0 + \text{HNO}_3$ $\text{Ag}^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{AgOH}^0 + \text{H}^+$ $K_r = \frac{[\text{AgOH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{Ag}^+]} = \frac{K_w}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$ $[\text{Ag}^+] = C_{\text{AgNO}_3} - [\text{AgOH}],$ $[\text{AgOH}] = [\text{H}^+]$ $K_r = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{AgNO}_3} - [\text{H}^+]} = 2 \cdot 10^{-12}$ <p>Отношение $C_{\text{AgNO}_3} / K_r > 100$, следовательно</p> $[\text{H}^+] = \sqrt{K_r \cdot C_{\text{AgNO}_3}} = 4,5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л,}$ $\text{pH} = -\lg(4,5 \cdot 10^{-7}) = 6,3.$ $h = \sqrt{K_r / C_{\text{AgNO}_3}} = 4,5 \cdot 10^{-6}.$

15	<p>Тема 13, 14. Составьте ионно-электронные схемы следующих о.в.р.:</p> <p>а) $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>а) $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> $\begin{array}{l} 2\text{I}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{I}_2^0 \\ \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{SO}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \\ 1 \end{array}$ <hr style="width: 100%;"/> $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2^0 + \text{SO}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>$2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> $\begin{array}{l} 2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0 \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \end{array} \quad \begin{array}{l} 3 \\ 1 \end{array}$ <hr style="width: 100%;"/> $6\text{Cl}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ = 3\text{Cl}_2^0 + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{NaCl} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Cl}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$</p>
16	<p>Тема 15. Рассчитать ЭДС стандартного медно-цинкового гальванического элемента. Составить схему гальванического элемента, написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде и суммарное уравнение этих процессов.</p>	<p>ЭДС этого гальванического элемента рассчитывается как</p> $\varepsilon^0 = \varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В,}$ <p>а реакция, протекающая в этом гальваническом элементе, записывается:</p> <p>на аноде: $\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$ 1</p> <p>на катоде: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0$ 1</p> <hr style="width: 100%;"/> <p>суммарная: $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^0$.</p> <p>Схема гальванического элемента может быть составлена следующим образом:</p> <p>(-) A: $\text{Zn}^0 \text{Zn}^{2+} \text{Cu}^{2+} \text{Cu}^0$:K (+)</p>
17	<p>Тема 17. Можно ли перманганат-ионом окислить платну в кислой среде при стандартных условиях.</p>	<p>1) Составляем полуреакции: для восстановителя $\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+}$ для окислителя $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$.</p> <p>2) Записываем их в сторону восстановления для поиска стандартных значений потенциалов и выписываем эти значения из таблиц справочника:</p> <p>$8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$, $\varphi^{\text{ст}} = +1,507 \text{ В,}$</p> <p>$\text{Pt}^{2+} \rightarrow \text{Pt}$, $\varphi^{\text{ст}} = +1,188 \text{ В.}$</p> <p>3) Определяем значение $E^{\text{ст}}$ данного процесса:</p> $E^{\text{ст}} = \varphi^{\text{ст}}(8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) - \varphi^{\text{ст}}(\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}) = +1,507 - 1,188 = 0,319 \text{ В} > 0.$ <p>4) Вывод: данная реакция возможна при стандартных условиях.</p>
18	<p>Тема 20-27. Осуществить различные цепочки превращений</p>	<p>$\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$</p> <p>1. $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$,</p> <p>2. $\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2$,</p> <p>3. $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,</p> <p>4. $\text{H}_2\text{S} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$</p> <hr/> <p>$\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2$</p> <p>1. $\text{Cl}_2 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_2$,</p> <p>2. $\text{ClO}_2 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + 3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,</p> <p>3. $4\text{HClO}_4 \rightarrow \text{t} \rightarrow 2\text{Cl}_2 + 7\text{O}_2 \text{ c.}$</p> <hr/> <p>$\text{P} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$</p> <p>↓ PH_3</p> <p>1. $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$,</p> <p>2. $2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,</p> <p>3. $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$,</p> <p>4. $8\text{P} + 3\text{KOH} + 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{KH}_2\text{PO}_4 + 5\text{PH}_3$</p>

10.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, владений (навыков и (или) практического опыта деятельности), характеризующих этапы формирования компетенций

10.3.1. Условия допуска обучающегося к сдаче экзамена и порядок ликвидации академической задолженности

Положение о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся

10.3.2. Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине

устная письменная компьютерное тестирование иная*

10.3.3. Особенности проведения экзамена

- Возможность пользоваться Периодической таблицей элементов Д.И.Менделеева, справочными таблицами растворимости, констант диссоциации слабых электролитов, произведений растворимости, стандартных электродных потенциалов, стандартных термодинамических величин, калькулятором.
- Время на подготовку ответа на экзамене 45 минут.