



## **1. Цели освоения дисциплины**

Целями освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» является: формирование у обучающихся компетенций, связанных с пониманием теоретических основ фундаментальных разделов общей и неорганической химии; овладением знаниями о свойствах неорганических веществ и механизма химических процессов; умением прогнозировать направление протекания химических реакций; приобретением навыков химического эксперимента, осуществлением выбора условий и технологических показателей в процессах производства путем рациональных способов снижения воздействия на окружающую среду.

## **2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата**

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» (Б1.О.09) относится к обязательной части блока Б1 «Дисциплины (модули)» рабочего учебного плана ООП по направлению 18.03.01 Химическая технология, профилю «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов» и осваивается в 1 и 2 семестрах.

К «входным» знаниям, умениям и готовностям обучающегося, необходимым при усвоении данной дисциплины и приобретенным в результате освоения предшествующих дисциплин, относятся знания фундаментальных разделов математики, физики и умение использовать полученные знания для объяснения результатов химических экспериментов.

Освоение дисциплины «Общая и неорганическая химия» рекомендуется перед изучением других базовых дисциплин: «Органическая химия», «Физическая химия», «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа», «Коллоидная химия», «Безопасность жизнедеятельности», «Химическая технология топлива и углеродных материалов».

### 3. Результаты обучения по дисциплине

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
<p><b>ОПК-1.</b> Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, – веществ и материалов</p>	<p><b>ОПК-1.1.</b> Проводит химические эксперименты, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений</p> <p><b>ОПК-1.2.</b> Понимает механизмы химических реакций, протекающих в технологических процессах окружающем мире</p> <p><b>ОПК-1.3.</b> Определяет свойства различных классов химических элементов, соединений, – веществ и материалов</p>	<p><b>знать:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- теории строения веществ, природу химической связи в химических соединениях;</li> <li>- свойства основных классов неорганических веществ;</li> <li>- основные закономерности протекания химических реакций.</li> </ul> <p><b>уметь:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- использовать теории строения атомов и химической связи для характеристики физико-химических свойств простых веществ и неорганических соединений;</li> <li>- выполнять обработку результатов эксперимента анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы;</li> <li>- предсказывать направление протекания химических реакций и влияние внешних;</li> <li>- записывать уравнения химических реакций, лежащих в основе типовых химико-технологических процессов;</li> <li>- использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения теории растворов.</li> </ul> <p><b>владеть:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- навыками планирования и проведения эксперимента;</li> <li>- навыками решения основных задач возникающих при проведении эксперимента, исследовании или технологических процессов;</li> <li>- навыками самостоятельной работы с учебной, специализированной литературой и в глобальных компьютерных сетях.</li> </ul>

#### 4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 12 зачетных единиц 432 часов (1 семестр – 8 зачетных единиц 288 часов, 2 семестр – 4 зачетных единиц 144 часов).

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)						Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Формы промежуточной аттестации (по семестрам)
				лекции	Лабораторные занятия		СР	контроль	всего	
					общая трудоемкость	из них – практ. подготовка				
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
<b>1 семестр</b>										
1	<b>Введение. Основные понятия и законы химии.</b>	1	1	2	2		12		8	Тест. Устный опрос.
2	<b>Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ.</b>	1	2	2	2		12		8	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Устный опрос.
3	<b>Энергетика химических Реакций. Термодинамика.</b>	1	3	2	5		16		14	Тест. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
4	<b>Скорость химических реакций. Химическое равновесие.</b>	1	4	2	5		16		14	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
5	<b>Растворы.</b>									
5.1	Общие представления о растворах.	1	5	2	2		12		8	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
5.2	Свойства растворов неэлектролитов	1	6	2	2		12		8	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
5.3	Свойства растворов электролитов	1	7	2	2		12		8	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
5.4	Гидролиз.	1	8	2	4		16		12	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Контрольная работа.
6	<b>Строение атома. Периодический закон и периодическая система.</b>	1	9-11	6	6		24		24	Тест. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
7	<b>Химическая связь. Межмолекулярные взаимодействия.</b>	1	12-15	8	6		28		28	Тест. Задачи в электронном курсе. Устный опрос. Коллоквиум.
8	<b>Комплексные соединения.</b>	1	16	2			6		4	Контрольные вопросы для сам. работы
9	<b>Агрегатное состояние.</b>	1	17	2			6		4	Контрольные вопросы для сам. работы
10	<b>Окислительно-восстановительные процессы.</b>	1	18	2			8		4	Контрольные вопросы для сам. работы
	Промежуточная аттестация.	1						36	36	Экзамен
	Итого часов за 1 семестр			36	36		180	36	288	
<b>2 семестр</b>										
1	<b>Водород. Вода.</b>	2	1	2			1		4	Контрольные вопросы для сам. работы
2	<b>Кислород. Воздух.</b>	2	2	2	4		1		8	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
3	<b>Галогены.</b>	2	3, 4	4	8		2		20	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос. Контрольная работа № 1.
4	<b>Сера.</b>	2	5, 6	4	8		2		20	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
5	Азот.	2	7, 8	4	4		2		12	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
6	Углерод.	2	9, 10	4	8		2		20	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос. Коллоквиум.
7	Общие свойства металлов.	2	11, 12	4	4		2		12	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
8	Хром.	2	13, 14	4	4		2		12	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
9	Марганец.	2	15, 16	4	4		2		12	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
10	Железо	2	17, 18	4	10		2		24	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Контрольная работа № 2.
	Промежуточная аттестация.	2						36	36	Экзамен
	Итого часов за 2 семестр			36	54		18	36	144	
	Всего за 1 и 2 семестры			72	90		198	72	432	

## Темы лабораторных работ и самостоятельной работы в 1 и 2 семестрах

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Лабораторные работы	Формы текущего контроля успеваемости
1	2	3	4	5	6
1 семестр					
1	Вводная беседа. Техника безопасности. Основные классы неорганических соединений	1	1	Лабораторная работа № 1	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
2	Химическая кинетика и равновесие.	1	3	Лабораторная работа № 2	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
3	Общие свойства растворов. Растворимость веществ. Растворы неэлектролитов.	1	5	Лабораторная работа № 3	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
4	Электролитическая диссоциация. рН растворов. Гидролиз солей. Производство растворимости.	1	7	Лабораторная работа № 4	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
5	Термодинамика. Закон Гесса.	1	9	-	Тест. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
6	Термодинамика. Химическая кинетика и равновесие. Свойства растворов.	1	11	-	Контрольная работа по темам: «Основные классы. Т/д. Кинетика и равновесие. Растворы.»
7	Теория строения атома. Периодический закон, периодичность изменения свойств элементов.	1	13	-	Тест. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
8	Химическая связь. Методы МВС, ММО. Типы химической связи. Межмолекулярные взаимодействия.	1	15	-	Тест. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
9	Теория строения атома. Периодический закон. Химическая связь. Типы химической связи. Межмолекулярные взаимодействия.	1	17	-	Коллоквиум по темам «Теория строения атома. Периодический закон. Химическая связь.»

1	2	3	4	5	6
2 семестр					
1	Окислительно-восстановительные реакции. Кислород, озон. Воздух.	2	1	Лабораторная работа № 1	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
2	Галогены. Водород- и кислородосодержащие соединения галогенов.	2	3	Лабораторная работа № 2	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
3	Окислительно-восстановительные реакции. Галогены. Кислород. Озон.	2	5	-	Контрольная работа по темам «ОВР. Кислород. Галогены».
4	Сера и ее соединения. Часть 1.	2	7	Лабораторная работа № 3	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
5	Сера и ее соединения. Часть 2	2	9	Лабораторная работа № 4	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
6	Азот и его соединения.	2	10	Лабораторная работа № 5	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
7	Углерод и его соединения.	2	11	Лабораторная работа № 6	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
8	Сера, азот, углерод и их соединения.	2	12	-	Коллоквиум по темам «Сера, азот, углерод»
9	Общие свойства металлов.	2	13	Лабораторная работа № 7	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Устный опрос.
10	Хром и его соединения.	2	14	Лабораторная работа № 8	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
11	Марганец и его соединения.	2	15	Лабораторная работа № 9	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
12	Железо и его соединения.	2	16	Лабораторная работа № 10	Тест. Письменный отчет в лабораторном журнале. Задачи в электронном курсе. Устный опрос.
13	Металлы. Хром, марганец, железо и их соединения.	2	17-18	-	Контрольная работа по темам «Металлы. Хром, марганец, железо и их соединения»



## Содержание дисциплины

### 1 семестр

#### 1. Введение. Основные понятия и законы химии.

Химия как предмет естествознания. Роль химии в других науках естественного цикла. Предмет и задачи химии.

Основное содержание атомно-молекулярного учения. Простое вещество и химический элемент. Абсолютные массы и размеры атомов и молекул. Шкалы атомных масс. Относительность молекулярных масс веществ. Законы сохранения массы и энергии. Связь массы и энергии. Законы стехиометрии: постоянства состава, кратных отношений. Дальтонида и бертоллида. Закон Авогадро. Объединённый газовый закон (уравнение Клапейрона-Менделеева). Определение молярных масс газов и парообразных веществ.

#### 2. Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ.

Классификация неорганических соединений. Оксиды, их классификация, способы получения и химические свойства. Гидроксиды. Основные и амфотерные гидроксиды, кислоты, получение и свойства. Закономерности в изменении свойств оксидов и гидроксидов элементов в зависимости от их расположения в рядах и группах периодической системы. Соли. Средние, основные, кислые, двойные соли, способы получения и химические свойства.

#### 3. Энергетика химических реакций. Термодинамика.

Первый закон термодинамики. Взаимопревращения теплоты, работы и энергии. Внутренняя энергия и энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Понятие об энтропии, энтальпии и свободной энергии Гиббса образования реакции. Направление химических реакций и возможность их самопроизвольного протекания при разработке технологических процессов.

#### 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Скорость химических реакций. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и её физический смысл. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Кривая распределения молекул по энергии. Энергия активации. Условия эффективных соударений молекул.

Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Действие катализатора на энергетические характеристики технологических процессов. Автокатализ.

Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и её физический смысл. Влияние внешних факторов на состояние химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

#### 5. Растворы.

**5.1. Общие представления о растворах.** Понятие о дисперсных системах и их классификация по агрегатным состояниям и размерам частиц дисперсной фазы. Понятие о растворе. Истинные и коллоидные растворы. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Факты, свидетельствующие о взаимодействии растворителя с растворёнными веществами: теплота растворения, контракция, изменение окраски раствора. Современные представления о природе растворов (роль сольватации и диффузии).

Растворимость веществ. Представление об идеальных растворах. Растворимость индивидуальных газов и газовых смесей в жидкостях. Влияние температуры и давления на растворимость газов. Закон Генри. Взаимная растворимость жидкостей. Влияние природы жидких компонентов и температуры на растворимость жидкостей. Растворимость твёрдых веществ. Зависимость растворимости от температуры (с точки зрения принципа Ле Шателье).

Способы выражения состава растворов: объёмная, массовая концентрация и молярная доля, молярность, моляльность, нормальность.

**5.2. Свойства растворов неэлектролитов.** Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмотическое давление растворов. Осмос в природе. Особенности осмоса живой клетки. Закон Вант-Гоффа. Упругость пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем. Крио- и эбулиоскопические константы. Методы определения молярных масс нелетучих растворённых веществ: осмотический, криоскопический и эбулиоскопический. Масс-спектрометрия.

**5.3. Свойства растворов электролитов.** Отклонения свойств растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Современные представления о диссоциации электролитов в растворе. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Влияние температуры и природы растворителя на степень и константу диссоциации. Представления о теории сильных электролитов. Активность ионов в растворах. Коэффициент активности.

Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация электролитов. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости труднорастворимых веществ. Условия образования и растворения осадков. Условия одностороннего протекания реакции в растворах электролитов (образование труднорастворимых, малодиссоциированных газообразных веществ или комплексных соединений).

**5.4. Гидролиз.** Гидролиз солей, образованных кислотами и основаниями различной силы. Степень и константа гидролиза. Условия смещения гидролитического равновесия. Обратимый и необратимый гидролиз.

## **6. Строение атома. Периодический закон и периодическая система.**

Открытия, свидетельствующие о сложности строения атома. Планетарная модель строения атома Резерфорда. Квантовая теория света. Уравнение Планка. Теория строения атома водорода по Бору. Квантовомеханические представления о строении атома. Представление о квантовых свойствах электрона; корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределённости Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Представление о форме электронных облаков. Понятие о квантовых числах - главном, орбитальном, магнитном. Энергетические уровни электронов в атоме водорода и многоэлектронном атоме. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами в многоэлектронном атоме. Принцип минимума энергии. Правило Хунда. Принцип Паули. Спиновое квантовое число. Максимальная ёмкость

энергетических уровней и подуровней. Электронные формулы атомов элементов периодической системы, s-, p-, d- и f-элементы.

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева и его физический смысл. Характеристика периодов и групп. Изменение свойств атомов элементов по периодам и группам. Главные и побочные подгруппы. Размеры атомов и ионов. Потенциалы ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная шкала электроотрицательности Полинга. Периодические и непериодические свойства атомов. Общенаучное и философское значение периодического закона.

### **7. Химическая связь. Межмолекулярные взаимодействия.**

Развитие представлений о химической связи. Основные характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, валентные углы. Основные типы химической связи, ионная, ковалентная, металлическая. Ковалентная связь. Химическая связь в комплексных соединениях.

Метод валентных связей, его основные положения. Механизмы образования связи - обменный и донорно-акцепторный. Свойства химической связи: кратность, насыщенность, направленность. Концепция гибридизации. Представление о геометрии молекул. Полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент молекул. Понятие о  $\sigma$ ,  $\pi$  и  $\delta$ -связях. Достоинства и недостатки метода ВС.

Метод молекулярных орбиталей. Условия образования молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Число, тип и форма молекулярных орбиталей. Последовательность заполнения электронами МО. Зависимость энергии и длины связи от кратности связи.

Ионная связь. Ненасыщаемость и ненаправленность ионной связи. Металлическая связь.

Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие. Водородная связь. Строение вещества в конденсированном состоянии.

### **8. Комплексные соединения.**

Строение комплексных соединений. Классификация комплексов. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Теория валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Теория кристаллического поля.

### **9. Агрегатное состояние.**

Твердое состояние. Типы химической связи в кристаллах. Ионные, атомные и молекулярные кристаллические решетки. Примеры. Полиморфизм. Примеры. Полиморфные превращения. Жидкое состояние. Ионизация молекул жидкости. Теория Я.И. Френкеля. Примеры. Газовое состояние. Межмолекулярное взаимодействие в газах при высоких давлениях и низких температурах. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Плазма – ионизированный газ.

### **10. Окислительно-восстановительные процессы.**

Электродные процессы. Понятие об электродных потенциалах. Стандартные значения электродных потенциалов. Зависимость электродных потенциалов от концентрации. Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Принцип составления

уравнений окислительно-восстановительных реакций различного типа - межмолекулярного, внутримолекулярного окисления- восстановления и самоокисления- самовосстановления.

Методы подбора коэффициентов окислительно-восстановительных реакций. Примеры окислительно-восстановительных реакций, протекающих в природе.

## **2 семестр**

### **1. Водород. Вода.**

Положение водорода в периодической системе Д.И.Менделеева. Электронное строение атома, молекулы. Изотопный состав водорода. Распространённость и нахождение в природе. Промышленные и лабораторные способы получения водорода. Физические и химические свойства водорода. Атомарный водород. Сравнительная характеристика восстановительной активности атомарного и молекулярного водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Гидриды. Применение водорода.

### **2. Кислород. Воздух.**

Положение кислорода в периодической системе Д.И.Менделеева. Строение электронной оболочки атома кислорода. Строение молекулы кислорода с точки зрения метода валентных связей и ММО. Аллотропия кислорода. Распространённость и нахождение в природе. Состав воздуха. Физические и химические свойства свободного кислорода. Промышленные и лабораторные методы получения кислорода. Жидкий кислород, его свойства и применение. Роль кислорода в природных и технологических процессах.

Озон. Строение молекулы озона. Его физические и химические свойства. Получение озона. Роль озона в атмосфере, его влияние на флору, фауну и человека.

### **3. Галогены.**

Положение галогенов в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов. Схема образования молекул галогенов из атомов по методам ВС и МО. Нахождение в природе. Промышленные и лабораторные методы получения галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Радиусы атомов, сродство к электрону, электроотрицательность, потенциал ионизации, поляризуемость,  $t$  плавления и  $t$  кипения. Степени окисления. Галогены как окислители. Сравнение окислительной способности галогенов. Водородные соединения галогенов. Методы получения. Сравнительная характеристика свойств галогеноводородов и их водных растворов. Причина аномальных свойств фтороводородной кислоты. Хлороводородная кислота и её роль в живом организме. Соли галогеноводородных кислот. Кислородные соединения галогенов. Гидролиз галогенов. Смещение равновесия реакции гидролиза. Хлорноватистая кислота и её соли. Пути распада хлорноватистой кислоты. Хлорноватая кислота и её соли. Хлористая кислота и её соли. Хлорная кислота и её соли. Сопоставление кислотных и окислительных свойств кислородных кислот хлора. Общая характеристика кислородных кислот брома и йода. Зависимость устойчивости, окислительных и кислотно-основных свойств кислот от степени окисления). Биохимическая роль галогенов. Физиологические и фармакологические свойства йода.

#### 4. Сера.

Положение серы в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома серы в стационарном и возбуждённом состоянии. Природные соединения. Самородная сера. Добыча серы. Электроотрицательность серы и её сродство к электрону. Полимерные модификации серы. Физические и химические свойства серы. Отношение серы к металлам, неметаллам, сложным веществам. Применение серы.

Водородные соединения. Сероводород, способы получения, физические и химические свойства. Сероводородная кислота и её соли. Классификация сульфидов по растворимости в воде и в кислотах. Полисульфиды. Персульфиды.

Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Получение, физические и химические свойства. Сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Окислительно-восстановительные свойства оксида серы (IV) и сульфит-иона. Применение оксида серы (IV) и солей сернистой кислоты в химической промышленности. Оксид серы (IV) в атмосфере.

Взаимодействие сульфитов с серой. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Отношение тиосульфатов к галогенам. Окислительно-восстановительные свойства. Применение.

Оксид серы (VI). Получение, физические и химические свойства. Серная кислота. Технология промышленных методов получения серной кислоты. Олеум. Отношение серной кислоты к металлам, неметаллам и сложным веществам. Окислительная активность серной кислоты в зависимости от концентрации. Влияние на растительные и животные ткани. Сопоставление силы кислотности и прочности сернистой и серной кислот. Применение серной кислоты в различных областях промышленности и сельском хозяйстве. Соли серной кислоты. Квасцы. Соединения серы как важнейшие загрязнители окружающей среды: атмосферы, почвы, водоёмов.

#### 5. Азот.

Положение азота в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома азота. Максимальная ковалентность азота. Строение молекулы азота по методу МО. Кратность связи. Нахождение в природе, в атмосфере. Промышленные и лабораторные способы получения. Физические и химические свойства. Отношение к металлам и неметаллам. Нитриды. Применение. Биохимия азота. Проблема "связанного азота".

Аммиак. Строение молекулы аммиака. Физические свойства. Получение. Условия технологического процесса синтеза аммиака из простых веществ. Химические свойства аммиака. Характерные типы реакции: присоединения, замещения, окисления. Равновесие в водном растворе аммиака. Соли аммония. Неорганические производные аммиака. Жидкий аммиак как растворитель. Важнейшие органические азотсодержащие вещества. Пептидные связи. Биополимеры.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота (I-V). Оксиды азота в атмосфере. Энергия связи и энтальпия образования оксидов азота. Условия и методы их получения. Азотистая кислота. Получение и свойства. Нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность соединений азота (III).

Азотная кислота. Промышленные и лабораторные методы получения.

Физические и химические свойства. Действие на металлы, неметаллы, органические вещества. Зависимость характера продуктов восстановления азотной кислоты от её концентрации и природы взаимодействующего вещества. "Царская водка" и её окислительное действие. Нитраты и их окислительные свойства. Термическая устойчивость нитратов. Применение азотной кислоты и её солей. Азотные удобрения.

### **6. Углерод.**

Положение углерода в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронная структура и возможные валентные состояния атома углерода в соединениях. Аллотропные модификации - графит, алмаз и карбин. Получение искусственного алмаза. Аморфный углерод. Уголь как поглотитель паров, газов и растворённых веществ. Понятие об адсорбции и хемосорбции. Химические свойства углерода. Соединения углерода с кислородом. Реакции взаимодействия углерода с кислородом. Оксид углерода (II). Строение молекулы оксида углерода (II) по методам ВС и ММО. Получение. Физические и химические свойства. Применение. Карбонилы металлов. Природа химической связи в карбонилах металлов. Биохимия оксида углерода (II). Причина токсичности. Оксид углерода (IV). Получение, физические свойства, строение, химические свойства, применение. Равновесие в водных растворах углекислого газа. Карбонаты и гидрокарбонаты. Природные карбонаты. Получение, свойства и применение карбоната натрия. Жёсткость воды и способы её устранения. Оксид углерода (IV) в атмосфере. Реакция присоединения оксидом углерода (IV) аммиака. Карбамид.

Соединения углерода с галогенами и серой. Сероуглерод. Тиоугольные и ксантогеновые кислоты. Ксантогенат целлюлозы. Соединения углерода с азотом. Дициан. Циановодородная кислота и её соли. Соединения углерода как источники энергии. Природные соединения.

### **7. Общие свойства металлов.**

Положение металлов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Классификация в зависимости от структуры электронных оболочек. Металлическая связь. Положение в ряду стандартных электродных потенциалов. Простые и переходные металлы. Металлы в природе. Физические и химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и гидроксидами. Методы получения металлов и области применения. Коррозия металлов. Металлы и их соединения как катализаторы в технологических процессах.

### **8. Хром.**

Положение хрома в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома хрома. Возможные степени окисления. Природные соединения. Получение в промышленности. Физические свойства. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства. Соединения хрома (II). Оксид и гидроксид. Получение. Свойства. Соли, свойства солей. Соединения хрома (III). Оксид и гидроксид. Получение. Физические и химические свойства. Соли. Свойства солей. Соединения хрома (VI). Хромовый ангидрид. Хромовая и двуххромовая кислоты. Изополикислоты хрома и их соли. Хромовая смесь. Окислительные свойства соединений хрома в степени окисления (VI). Пероксидные соединения хрома. Применение хрома

и его соединений. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в зависимости от степени окисления.

### **9. Марганец.**

Положение марганца в периодической системе элементов Д.И.Менделеева. Электронная конфигурация атома. Возможные степени окисления. Природные соединения. Промышленное получение. Физические свойства. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства. Соединения марганца (II). Оксид и гидроксид. Получение, свойства. Соли. Соединения марганца (IV). Оксид и гидроксид. Физические и химические свойства.

Соединения марганца (VI). Манганаты. Их получение, свойства. Соединения марганца (VII). Оксид марганца (VII). Получение, свойства. Марганцовая кислота. Получение, свойства. Перманганаты, получение. Окислительные свойства. Характеристики окислительных свойств в зависимости от кислотности среды. Применение марганца и его соединений. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в зависимости от степени окисления.

### **10. Железо.**

Положение железа в периодической системе элементов Д.И.Менделеева. Электронное строение атома. Возможные степени окисления. Природные соединения железа. Промышленное получение. Доменный процесс. Физические свойства. Значения стандартных электродных потенциалов. Химические свойства железа. Соединения железа (II). Оксид, гидроксид. Получение, свойства. Соли. Гидролиз солей. Соль Мора. Восстановительные свойства соединений железа (II). Качественные реакции на соединения железа (II).

Соединения железа (III). Оксид, гидроксид. Получение и свойства. Соли, гидролиз солей. Качественные реакции на соединения железа (III). Соединения железа (VI). Получение ферратов. Окислительные свойства. Комплексные соединения железа. Карбонилы железа.

## **5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины**

При изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия» реализуются различные виды учебной работы: лекции, консультации, коллоквиумы, лабораторные занятия, контрольные работы, тестовый, компьютерный опрос, самостоятельные работы.

Реализация компетентного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий, разбор конкретных ситуаций. Лабораторные занятия и подбор выполняемых экспериментальных работ направлены на формирование у обучающихся умения и навыков в области общей и неорганической химии. В сочетании с внеаудиторной работой данный комплекс образовательных мероприятий способствует формирования профессиональных компетенций выпускников.

В рамках учебного курса студенты самостоятельно прорабатывают

лекционный материал, учебники, учебные пособия к каждому тематическому занятию. Для проверки уровня знаний студентов преподаватель создает либо проблемную ситуацию, либо организует беседу, подытоживающую и углубляющую изучение данной темы, после чего студенты приступают к выполнению лабораторных работ. Все лабораторные работы носят характер химических экспериментов, которые каждый студент выполняет индивидуально по тематическому плану занятий. Далее студенты оформляют лабораторные журналы, в которых проводят обработку результатов эксперимента и подготовку отчета о выполненной работе.

На этапе обобщения знаний целесообразно проводить ролевые и деловые дидактические игры, в которых большое внимание уделяется вопросам практического использования приобретенных знаний, а также при изучении вопросов прикладного характера, в частности, основ химического производства. Доля интерактивных форм проведения занятий составляет не менее 10 % аудиторных занятий. В рамках дисциплины «Общая и неорганическая химия» предлагаются следующие темы ролевых игр:

- Производство аммиака
- Производство азотной кислоты
- Производство серной кислоты
- Производство минеральных удобрений
- Получение металлов

*Адаптация образовательных технологий для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья.*

По направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология» обучение инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья допускается при наличии справки-разрешения установленного образца государственного медицинского учреждения. Для данной категории студентов запланированы:

- содействие обучению по индивидуальному учебному плану;
- дополнительные перерывы при проведении лабораторного практикума;
- дополнительные образовательные электронные ресурсы;
- оказание дополнительной помощи в организации самостоятельной работы;
- проведение индивидуальных консультаций в дистанционном формате;
- индивидуальная помощь учебно-вспомогательного персонала.

Для оптимизации времени труда и отдыха будут запланированы дополнительные перерывы. Студенты с ограниченными возможностями здоровья, в отличие от остальных студентов, имеют свои специфические особенности восприятия и переработки материала. Поэтому подбор и разработка учебных материалов будут производиться с учетом того, чтобы предоставлять этот материал в различных формах, например, инвалиды с нарушениями слуха будут получать информацию в основном визуально.

Для осуществления процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся созданы фонды оценочных средств, адаптированные для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья и позволяющие оценить достижение ими запланированных в



программе результатов обучения и уровень сформированности компетенций, заявленных в программе дисциплины.

Таким образом, все виды указанных образовательных технологий с небольшими изменениями могут быть использованы при изучении дисциплины инвалидами или лицами с ограниченными возможностями здоровья. Так, например, на анализ «той или иной» ситуации студенту-инвалиду на занятиях может быть выделено больше времени, задание может быть выполнено самостоятельно вне занятий, на проведение текущего контроля успеваемости выделяется необходимое студенту-инвалиду время, возможность использования индивидуальных компьютеров, специальных компьютерных программ и сайтов Интернета, специальную видео- и аудиоинформацию.

#### **6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.**

Самостоятельная работа студентов включает освоение теоретического материала, подготовку к лабораторным работам, оформление лабораторных работ, выполнение домашних заданий, подготовку к контрольным работам, текущему и итоговому контролю, прохождению тестов. Оценочные средства текущего контроля включают:

- выполнение и оформление лабораторных работ;
- устный опрос с элементами дискуссий (разбор конкретных ситуаций);
- оценку личностных качеств студента (аккуратность, работа у доски, исполнительность, инициативность);
- компьютерное тестирование с помощью платформы Moodle;
- бланковое аудиторное тестирование;
- выполнение аудиторных контрольных работ и коллоквиумов.

При освоении теоретического материала и выполнении электронных домашних заданий студентам рекомендуется использовать основную и дополнительную литературу, а также учебные пособия, в которых имеется подробный теоретический изучаемый материал и примеры решения типовых задач.

Перед каждым лабораторным занятием обучающиеся выполняют тестовые задания. Целью тестового контроля является проверка самостоятельной подготовки студентов к занятию, а также усвоение лекционного курса. Организация систематической проверки знаний с помощью тестового контроля не только способствует прочному усвоению учебной дисциплины, но и формирует сознательное отношение к обучению. Кроме того, использование тестов обеспечивает одновременный контроль знаний у большого количества студентов и повышает мотивацию обучающихся к освоению учебной дисциплины. Примеры тестовых заданий по некоторым темам (полный перечень примеров тестовых заданий находится в ФОС).

**Тема: «Основные классы неорганических соединений»****Вариант № 1**

- Какие оксиды при н.у. являются твердыми:
  - 1) SiO<sub>2</sub>
  - 2) SO<sub>2</sub>
  - 3) NO<sub>2</sub>
  - 4) FeO
- Какие оксиды, формулы которых приведены ниже, являются безразличными (несолеобразующими):
  - 1) CO
  - 2) N<sub>2</sub>O
  - 3) CO<sub>2</sub>
  - 4) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- Все из оксидов какого ряда, формулы которых приведены ниже, взаимодействуют с серной кислотой:
  - 1) MgO; K<sub>2</sub>O; N<sub>2</sub>O
  - 2) MgO; CuO; ZnO
  - 3) NO; FeO; CuO
  - 4) SiO<sub>2</sub>; CO<sub>2</sub>; Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- Укажите вещества, при разложении которых образуются кислотный и основной оксиды:
  - 1) CaCO<sub>3</sub>
  - 2) (CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
  - 3) Al(OH)<sub>3</sub>
  - 4) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- Какие схемы реакций подтверждают кислотный характер оксида кремния (IV):
  - 1) SiO<sub>2</sub> + Mg →
  - 2) SiO<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> →

**Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»**

- Какие вещества проявляют и окислительные, и восстановительные свойства?
  - 1) NaNO<sub>2</sub>
  - 2) Na<sub>2</sub>S
  - 3) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
  - 4) K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- Будет ли медь растворяться в разбавленной серной кислоте?
  - 1) Да
  - 2) Нет
- Какие реакции относятся к межмолекулярным окислительно-восстановительным реакциям?
  - 1)  $Zn + HNO_{3(разб)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
  - 2)  $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO + H_2O$
  - 3)  $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$
  - 4)  $KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- Сколько молекул серной кислоты выступает в качестве окислителя в данной реакции?
 
$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$$
  - 1) 5
  - 2) 1
  - 3) 4
  - 4) 2
- В уравнении реакции расставьте коэффициенты и подсчитайте их сумму в левой части уравнения:
 
$$K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$$
  - 1) 10
  - 2) 12
  - 3) 15
  - 4) 11

**Тема: «Железо и его соединения»**

- В виде каких соединений встречается железо в природе?
  - 1) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
  - 2) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>
  - 3) FeCO<sub>3</sub>
  - 4) FeSO<sub>4</sub>
- Какие продукты получаются при взаимодействии крепкой (30%) HNO<sub>3</sub> с железом?
  - 1) Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
  - 2) Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>
  - 3) NO
  - 4) H<sub>2</sub>
- В чем можно растворить Fe(OH)<sub>2</sub>?
  - 1) в воде
  - 2) в кислоте
  - 3) в щелочи
- В результате какой реакции образуется Fe(OH)<sub>3</sub>?
  - 1) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O →
  - 2) FeCl<sub>3</sub> + NaOH →
- Составьте уравнение реакции и укажите сумму коэффициентов:
 
$$FeCl_3 + KI \rightarrow$$
  - 1) 10
  - 2) 11
  - 3) 9

В рамках учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» в I и II семестрах предусматривается проведение четырех контрольных работ (две – в первом семестре и две – во втором) и одного коллоквиума по ряду фундаментальных химических тем, являющихся основополагающими в будущей профессии. Контрольная работа — промежуточный метод проверки

знаний студента. Обычно проходит в письменном виде, в аудитории, и этим отличается от самостоятельной работы. В ходе контрольной работы студенты обычно не имеют права пользоваться учебниками, конспектами и т. п. Примерные задания к контрольным работам находятся в Фонде оценочных средств данной рабочей программы.

Коллоквиум – одна из форм учебных занятий в системе образования, имеющая целью выяснение и повышение уровня знаний студентов. На коллоквиуме обсуждаются разделы и темы изучаемого курса. Как правило, коллоквиум представляет собой мини-экзамен, проводимый в середине семестра. Оценка, полученная на коллоквиуме, может влиять на оценку на основном экзамене.

Промежуточная аттестация по направлению подготовки «Химическая технология» по дисциплине «Общая и неорганическая химия» проводится в виде устного экзамена в первом семестре и в виде итогового тестирования в конце второго учебного семестра. Подготовка студента к промежуточной аттестации осуществляется в течение учебного семестра во время лекционных и лабораторных занятий, а также во внеаудиторные часы в рамках самостоятельной работы. Во время самостоятельной подготовки студент может пользоваться конспектами лекций, основной и дополнительной литературой по дисциплине (перечень литературы приведен в рабочей программе дисциплины).

Во время сдачи экзамена студент должен дать развернутый устный ответ на вопросы, изложенные в билете. Преподаватель вправе задавать дополнительные вопросы по всему изучаемому материалу. Перечень вопросов, из которых составляются билеты устного экзамена в первом семестре, приводятся ФОС. Пример билета:

#### **Экзаменационный билет № 10**

1. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Примеры.
2. Первый закон термодинамики. Взаимодействия теплоты, работы и энергии. Внутренняя энергия и энтальпия.
3. Моляльность водного раствора бромида кальция равна 6,5. Какова молярная доля данной соли в растворе?

Итоговое тестирование студентов осуществляется в конце 2-го учебного семестра в виде электронного тестирования на платформе Moodle. Целью тестирования является оценка качества усвоения студентами программного материала в соответствии с требованиями государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования. Экзаменационный тест формируется случайным образом из банка вопросов. Примерный вариант итогового тестирования.

## Вариант

1. Водород в промышленности получают по реакции или реакциям:  
 1)  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$     2)  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$     3)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$     4)  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$
2. Кислород не реагирует ни при каких условиях с:  
 1)  $\text{N}_2$                     2)  $\text{Br}_2$                     3)  $\text{S}$                     4)  $\text{Cr}$
3. Промышленным методом получения хлора является  
 1) окисление соляной кислоты перманганатом калия  
 2) термическое разложение хлороводорода  
 3) электролиз раствора хлорида натрия  
 4) окисление соляной кислоты бертолетовой солью
4. Наиболее прочная связь между атомами галогенов в молекуле  
 1)  $\text{F}_2$                     2)  $\text{I}_2$                     3)  $\text{Cl}_2$                     4)  $\text{Br}_2$
5. Соли, которые при прокаливании разлагаются с выделением кислорода, это  
 1)  $\text{KMnO}_4$                     2)  $\text{KNO}_3$                     3)  $\text{K}_2\text{SO}_4$                     4)  $\text{CaCO}_3$
6. Тиосульфат-анион имеет геометрическую форму  
 1) искаженной треугольной пирамиды                    2) квадрата  
 3) искаженного тетраэдра    4) правильного треугольника
7. Сульфиды, которые подвергаются необратимому гидролизу:  
 1) сульфид железа (II)                    2) сульфид серебра  
 3) сульфид алюминия                    4) сульфид хрома (III)
8. Выберите утверждения, которые правильно характеризуют свойства сернистой кислоты  
 1) Сернистая кислота - очень слабая кислота  
 2) Сернистая кислота одна из сильнейших кислот  
 3) Сернистая кислота является сильным окислителем  
 4) Сернистая кислота обладает окислительно-восстановительной двойственностью  
 5) Сернистая кислота – это кислота средней силы
9. В молекуле  $\text{SO}_3$  имеются  
 1) три  $\sigma$ - и две  $\pi$ -связи  
 2) только  $\sigma$ -связи  
 3) три  $\sigma$ - и три  $\pi$ -связи  
 4) три  $\sigma$ - и одна  $\pi$ -связи
10. В серной кислоте орбитали атома серы находятся в гибридном состоянии  
 1)  $sp^3$                     2)  $sp^3d$                     3)  $sp$     4)  $sp^2$
11. В наибольшей степени подвергается гидролизу в водном растворе соль аммония  
 1)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$                     2)  $\text{NH}_4\text{Cl}$     3)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$                     4)  $\text{NH}_4\text{NO}_2$

12. Оксид азота (II) в промышленности получают по реакции
- 1)  $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - 2)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$  (нагревание в присутствии катализатора)
  - 3)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3$  (крепкая)  $\rightarrow$  (нагревание)
  - 4)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$  (нагревание)
13. Промышленное производство азотной кислоты основано на процессах, которые отражает схема:
- 1)  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$
  - 2)  $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HNO}_3$
  - 3)  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$
  - 4)  $\text{N}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$
14. Оксид углерода (II) при обычных условиях или при нагревании реагирует с
- 1)  $\text{KOH}_{(\text{тв})}$  2)  $\text{Cl}_2$  3)  $\text{PdCl}_{2(\text{раствор})}$  4)  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$
15. Выберите утверждения, верно характеризующие оксид углерода (IV)
- 1) молекула имеет линейное строение
  - 2) является сильным окислителем
  - 3) взаимодействует с кислотами
  - 4) молекула имеет угловое строение
  - 5) это основной оксид
16. Металл или металлы, которые взаимодействуют с водой без нагревания или при нагревании:
- 1) Fe 2) Ba 3) Ag 4) Cu
17. Металлический хром взаимодействует при обычных условиях с
- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$  2)  $\text{HCl}_{(\text{разб})}$  3)  $\text{HNO}_{3(\text{конц})}$  4)  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$
18. Строение молекулы карбонила хрома можно охарактеризовать
- 1)  $\sigma$ -связь образована по донорно-акцепторному механизму
  - 2) кратность связи равна 1
  - 3) координационное число центрального атома хрома равно 6
  - 4) степень окисления центрального атома хрома равна 0
19. Реакции, подтверждающие кислотные свойства оксид марганца (VII)
- 1)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} \rightarrow$  2)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{\text{конц}} \rightarrow$
  - 3)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  4)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} \rightarrow$
20. Соединения марганца, которые окисляют в растворе кислородом воздуха
- 1) MnS 2)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  3)  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  4)  $\text{MnO}_2$
21. При взаимодействии феррата калия с концентрированной соляной кислотой образуется
- 1)  $\text{FeCl}_3$  2)  $\text{H}_2\text{FeO}_4$  3)  $\text{FeCl}_2$  4)  $\text{O}_2$  5)  $\text{KCl}$  6)  $\text{Cl}_2$
22. Для качественного обнаружения ионов  $\text{Fe}^{3+}$  можно использовать соединения
- 1)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  2)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$



23. Какие вещества могут быть использованы для окисления в растворе соединений железа (II) в соединения железа (III)?



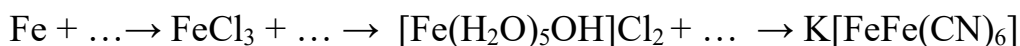
24. Установите соответствие между солью и типом ее гидролиза

- |  |                              |
|--|------------------------------|
| 1) $(\text{N}_2\text{H}_6)\text{SO}_4$ | а) по катиону                |
| 2) $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$   | б) по аниону                 |
| 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3$            | в) и по катиону, и по аниону |
| 4) $\text{NaNO}_2$                     | г) не подвергается гидролизу |
| 5) $\text{NaNO}_3$                     |                              |
| 6) $\text{Na}_2\text{CO}_3$            |                              |
| 7) $\text{KHCO}_3$                     |                              |
| 8) $\text{Na}_2\text{SO}_4$            |                              |
| 9) $\text{NH}_4\text{Cl}$              |                              |
| 10) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$       |                              |

25. Сопоставьте формулу вещества и гибридизацию центрального атома

- |                           |           |
|---------------------------|-----------|
| 1) $\text{NH}_3$          | а) $sp^3$ |
| 2) $\text{N}_2\text{H}_4$ | б) $sp$   |
| 3) $\text{CO}_2$          | в) $sp^2$ |
| 4) $\text{SO}_2$          |           |
| 5) $\text{NO}_2$          |           |

26. Составьте правильную цепочку превращений веществ:



**Перетящите мышкой формулы соединений на свободные места в цепочке.**



27. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в реакции



В качестве ответа укажите сумму стехиометрических коэффициентов в уравнении.

28. Вычислите pH 0.0005 М раствора сульфита натрия. Второй стадией гидролиза пренебречь. Ответ дайте с точностью до сотой.

29. Используя справочные данные, рассчитайте растворимость в г/л сульфида серебра в воде.

30. Рассчитайте ЭДС реакции взаимодействия сернистой кислоты с пероксидом водорода в кислой среде в стандартных условиях.

## 7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Таблица 1. Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности

Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
1	3	5	0	27	0	25	40	100
2	3	5	0	27	0	25	40	100

### Программа оценивания учебной деятельности студента

#### 1 семестр

**Лекции** от 0 до 3 баллов

Оценивается посещаемость, активность на лекции – от 0 до 3 баллов.

Количество баллов	Критерий оценки
0 баллов	Посещение менее 80% лекционных занятий
1 балл	Посещение 82-93% лекционных занятий
2 балла	Посещение 94-99% лекционных занятий
3 балла	Посещение 100% лекционных занятий и участие в лекционных дискуссиях

#### **Лабораторные занятия** от 0 до 5 баллов

Контроль выполнения лабораторных заданий в течение одного семестра – от 0 до 5 баллов (определяется как среднее арифметическое за все лабораторные работы).

Критерий оценивания лабораторной работы

0-1 баллов – лабораторная работа сдана значительно позже назначенного срока, значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые не были исправлены

2 балла – лабораторная работа сдана значительно позже назначенного срока, значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые не были исправлены в короткий срок.

3 балла – лабораторная работа сдана позже назначенного срока с недочетами, или во время, но есть значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые самостоятельно исправлены.

4 балла – лабораторная работа сдана в назначенный срок, оформлена грамотно и самостоятельно, есть не большие недочеты.

5 баллов – лабораторная работа сдана в назначенный срок, оформлена грамотно и самостоятельно, практически без ошибок.

#### **Практические занятия**

Не предусмотрены.

**Самостоятельная работа** от 0 до 27 баллов

Самостоятельная работа студента включает теоретическую подготовку к теме согласно содержанию дисциплины, решение набора типовых учебных задач по каждой теме, подготовка к выполнению лабораторной работы (частичное оформление работы). На каждом лабораторном занятии предусмотрено бланковое тестирование по теме занятия, которое оценивается по пятибалльной шкале. Кроме того, по ряду тем дисциплины предусмотрено внеаудиторное компьютерное тестирование в электронном курсе, которое также оценивается компьютером по пятибалльной шкале в зависимости от количества и качества выполненного задания. Средняя оценка за бланковое тестирование умножается на 3, а за электронное тестирование – на 2.4.

Текущий тестовый контроль от 0 до 15 баллов (аудиторное тестирование)

Критерии оценивания самостоятельной работы студента (аудиторное тестирование):

0-5 баллов – все тесты выполнены со значительными ошибками.

6-10 баллов – все тесты выполнены с незначительными ошибками, либо некоторые со значительными ошибками, а остальные практически без ошибок.

11-15 баллов – тесты выполнены практически без ошибок.

Решение задач в электронном курсе от 0 до 12 баллов (внеаудиторное тестирование).

Критерии оценивания самостоятельной работы студента (внеаудиторное тестирование):

0-4 баллов – все тесты выполнены со значительными ошибками.

5-9 баллов – все тесты выполнены с ошибками, либо некоторые со значительными, а остальные практически без ошибок.

10-12 баллов – тесты выполнены практически без ошибок.

**Автоматизированное тестирование**

не предусмотрено

**Другие виды учебной деятельности** – от 0 до 25 баллов.Устный опрос – от 0 до 10 баллов

Критерий оценивания работы студента при проведении устного опроса:

0-2 – студент не знает программный материала, не может ответить на поставленный вопросы;

3-6 баллов – студент частично воспроизводит по памяти лекционный материал с существенными неточностями, частично может отвечать на вопросы;

7-8 баллов – хороший ответ, основанный на воспроизведении по памяти лекционного материала без существенных неточностей;

9-10 баллов – полный, последовательный, грамотный, развернутый и логический ответ на заданный вопрос, основанный на знании лекционного, учебного и дополнительного материала;

Выполнение контрольной работы и коллоквиума – от 0 до 15 баллов

Критерий оценивания контрольной работы и коллоквиума:

0-5 баллов – задания работы выполнены частично, присутствуют значительные ошибки в решенных заданиях, подход к решению задач выбран неверно.



Задания коллоквиума выполнены не полностью, нет аргументации связи строения и свойства вещества.

6-11 баллов – задания работы выполнены более чем наполовину, могут быть незначительные ошибки, прослеживается правильный подход к решению задач. Задания коллоквиума выполнены достаточно полно, полностью описаны свойства и способы получения рассматриваемых веществ.

12-15 баллов – все задания работы выполнены, могут быть незначительные ошибки, в целом правильно и грамотно сформулирован подход к решению задач. Задания коллоквиума выполнены полностью, могут присутствовать незначительные неточности в описании структуры и свойств веществ.

### **Промежуточная аттестация (устный экзамен) от 0 до 40 баллов**

#### Критерий оценивания устного экзамена:

0-20 баллов («неудовлетворительно») – ответ представляет собой разрозненные знания с существенными ошибками по вопросу. Присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса по билету с другими объектами дисциплины. Отсутствуют выводы, конкретизация и доказательность изложения. Речь неграмотная, терминология не используется. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента.

21-27 баллов («удовлетворительно») – дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть значение обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции.

28-34 баллов («хорошо») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены 2-3 неточности или незначительные ошибки, исправленные студентом с помощью преподавателя.

35-40 баллов («отлично») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний по дисциплине, доказательно раскрыты основные положения вопросов; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание по предмету демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.

Таблица 2.1. Пересчет полученной студентом суммы баллов в 1 семестре по дисциплине «Общая и неорганическая химия» в оценку

86-100 баллов	«отлично»
73-85 баллов	«хорошо»
56-71 баллов	«удовлетворительно»
0-55 баллов	«неудовлетворительно»

## 2 семестр

**Лекции** от 0 до 3 баллов

Оценивается посещаемость, активность на лекции – от 0 до 3 баллов.

Количество баллов	Критерий оценки
0 баллов	Посещение менее 80% лекционных занятий
1 балл	Посещение 82-93% лекционных занятий
2 балла	Посещение 94-99% лекционных занятий
3 балла	Посещение 100% лекционных занятий и участие в лекционных дискуссиях

**Лабораторные занятия** от 0 до 5 баллов

Контроль выполнения лабораторных заданий в течение одного семестра – от 0 до 5 баллов (определяется как среднее арифметическое за все лабораторные работы).

Критерий оценивания лабораторной работы

0-1 баллов – лабораторная работа сдана значительно позже назначенного срока, значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые не были исправлены

2 балла – лабораторная работа сдана значительно позже назначенного срока, значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые не были исправлены в короткий срок.

3 балла – лабораторная работа сдана позже назначенного срока с недочетами, или во время, но есть значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые самостоятельно исправлены.

4 балла – лабораторная работа сдана в назначенный срок, оформлена грамотно и самостоятельно, есть не большие недочеты.

5 баллов – лабораторная работа сдана в назначенный срок, оформлена грамотно и самостоятельно, практически без ошибок.

**Практические занятия**

Не предусмотрены.

**Самостоятельная работа** от 0 до 27 баллов

Самостоятельная работа студента включает теоретическую подготовку к теме согласно содержанию дисциплины, решение набора типовых учебных задач по каждой теме, подготовка к выполнению лабораторной работы (частичное оформление работы). На каждом лабораторном занятии предусмотрено бланковое тестирование по теме занятия, которое оценивается по пятибалльной шкале. Кроме того, по ряду тем дисциплины предусмотрено внеаудиторное компьютерное тестирование в электронном курсе, которое также оценивается компьютером по пятибалльной шкале в зависимости от количества и качества

выполненного задания. Средняя оценка за бланковое тестирование умножается на 3, а за электронное тестирование – на 2.4.

Текущий тестовый контроль от 0 до 15 баллов (аудиторное тестирование)

Критерии оценивания самостоятельной работы студента (аудиторное тестирование):

0-5 баллов – все тесты выполнены со значительными ошибками.

6-10 баллов – все тесты выполнены с незначительными ошибками, либо некоторые со значительными ошибками, а остальные практически без ошибок.

11-15 баллов – тесты выполнены практически без ошибок.

Решение задач в электронном курсе от 0 до 10 баллов (внеаудиторное тестирование).

Критерии оценивания самостоятельной работы студента (внеаудиторное тестирование):

0-4 баллов – все тесты выполнены со значительными ошибками.

5-9 баллов – все тесты выполнены с ошибками, либо некоторые со значительными, а остальные практически без ошибок.

10-12 баллов – тесты выполнены практически без ошибок.

**Автоматизированное тестирование**

не предусмотрено

**Другие виды учебной деятельности** – от 0 до 25 баллов.

Устный опрос – от 0 до 10 баллов

Критерий оценивания работы студента при проведении устного опроса:

0-2 баллов – студент не знает программный материал, не может ответить на поставленный вопросы;

3-6 баллов – студент частично воспроизводит по памяти лекционный материал с существенными неточностями, частично может отвечать на вопросы;

7-8 баллов – хороший ответ, основанный на воспроизведении по памяти лекционного материала без существенных неточностей;

9-10 баллов – полный, последовательный, грамотный, развернутый и логический ответ на заданный вопрос, основанный на знании лекционного, учебного и дополнительного материала;

Выполнение контрольных работ и коллоквиума – от 0 до 15 баллов

Критерий оценивания контрольных работ и коллоквиума:

0-5 баллов – задания работ выполнены частично, присутствуют значительные ошибки в решенных заданиях, подход к решению задач выбран неверно. Задания коллоквиума выполнены не полностью, нет аргументации связи строения и свойства вещества.

6-11 баллов – задания работ выполнены более чем наполовину, могут быть незначительные ошибки, прослеживается правильный подход к решению задач. Задания коллоквиума выполнены достаточно полно, полностью описаны свойства и способы получения рассматриваемых веществ.

12-15 баллов – все задания работ выполнены, могут быть незначительные ошибки, в целом правильно и грамотно сформулирован подход к

решению задач. Задания коллоквиума выполнены полностью, могут присутствовать незначительные неточности в описании структуры и свойств веществ.

### **Промежуточная аттестация (экзамен) от 0 до 40 баллов**

Промежуточная аттестация проходит в форме компьютерного тестирования с помощью платформы Moodle по всем темам и разделам дисциплины второго семестра. Электронный тест состоит из 30 вопросов. Каждый вопрос оценивается в 1.33 балла, максимально студент может получить 40 баллов. Если сумма полученных студентом баллов по системе БАРС недостаточна для получения автоматической оценки, то сдается устный экзамен по билетам.

#### Критерий оценивания устного экзамена:

0-20 баллов («неудовлетворительно») – ответ представляет собой разрозненные знания с существенными ошибками по вопросу. Фрагментарность, нелогичность изложения. Отсутствуют выводы и доказательность изложения. Речь неграмотная. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа.

21-27 баллов («удовлетворительно») – недостаточно полный ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. В ответе отсутствуют выводы. Речевое оформление требует поправок, коррекции.

28-34 баллов («хорошо») – полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен литературным языком. Могут быть допущены 2-3 неточности или незначительные ошибки, исправленные студентом с помощью преподавателя.

35-40 баллов («отлично») – полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний по дисциплине, доказательно раскрыты основные положения вопросов; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность. Знание по предмету демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.

Таблица 2.2. Пересчет полученной студентом суммы баллов во 1 семестре по дисциплине «Общая и неорганическая химия» в оценку

86-100 баллов	<b>«отлично»</b>
73-85 баллов	<b>«хорошо»</b>
56-71 баллов	<b>«удовлетворительно»</b>
0-55 баллов	<b>«неудовлетворительно»</b>

## 8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины «Общая и неорганическая химия»

а) литература:

1. Общая и неорганическая химия [Текст]: учебник: Ахметов Н.С. 7-е изд., испр. М.: Высшая школа, Академия, 2006.
2. Общая химия [Текст]: учебник: Глинка Н.Л. Л.: Химия, 2014.
3. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для ВУЗов. Глинка Н.Л. Л.: Химия, 2011 (2014).
4. Контрольные тематические материалы самостоятельной подготовки студентов 1 курса направление 18.03.01 «Химическая технология» Варламова Т.М., Акмаева Т.А. Учеб. пособ. – Саратов, 2015.–48с. <http://library.sgu.ru> ID= 1216.
5. Материалы для подготовки и контроля знаний по курсу «Общая и неорганическая химия». Направление 18.03.01 «Химическая технология» Варламова Т.М., Акмаева Т.А. Учеб. пособ. – Саратов, 2015.–41с. <http://library.sgu.ru> ID= 1410.

б) программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

1. Microsoft Office 2007 Suites (№ ИОП 47/08 от 07.07.2008)
2. [http://www.fptl.ru/Chem\\_block.html](http://www.fptl.ru/Chem_block.html) – различные учебно-методические материалы по химии;
3. <http://chemistry-chemists.com/Uchebniki.html> – учебники, практикумы и справочники по химии.
4. Программа дисциплины, содержание дисциплины, список вопросов для самостоятельной подготовки к устный опросам, тестам и лабораторным работам, а также план лабораторных работ размещаются на портале системы создания и управления курсами Moodle по адресу: <https://course.sgu.ru/course/view.php?id=1413>  
Название курса «Общая и неорганическая химия (Химическая технология 18.03.01)».

## **9. Материально-техническое обеспечение дисциплины**

Химическое оборудование: химическая лаборатория оснащена вытяжной вентиляцией, укомплектована оборудованием для проведения лабораторных практикумов, в том числе: химическая посуда, реактивы и препараты, минералы, цифровые весы технические и аналитические, вакуумные насосы, термометры лабораторные, штативы с держателями, штативы для пробирок, сушильные шкафы для посуды.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению **18.03.01 «Химическая технология»** и профилю подготовки **«Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов»**.

Автор:

доцент кафедры общей и неорганической химии  
Института химии СГУ, к. х. н.

Смотров М.П.

Программа одобрена на заседании кафедры общей и неорганической химии от «16» июня 2023 года, протокол № 10.