

## АННОТАЦИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

### «Общая и неорганическая химия»

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» является частью программы бакалавриата «Химическая технология (общий профиль, СУОС)» по направлению «18.03.01 Химическая технология».

#### **Цели и задачи дисциплины**

Цель учебной дисциплины – развитие и углубление знаний по химическим законам и теориям как составной части подготовки студентов по фундаментальным наукам; формирование у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения; формирование осознанной необходимости химических знаний при решении экологических задач в условиях обострения отношений человек– окружающая среда. В процессе изучения данной дисциплины студент осваивает следующие компетенции: - ОПК-1. 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 -УК-6. Способен управлять своим временем, выстраивать и реализовывать траекторию саморазвития на основе принципов образования в течение всей жизни

Задачи учебной дисциплины:

- Приобретение знаний, умений и навыков в соответствии с федеральным государственным стандартом высшего образования;
- установление общих закономерностей протекания химических процессов на основе химических законов и теорий;
- изучение строения вещества и установление взаимосвязи между строением вещества и их свойствами.

#### **Изучаемые объекты дисциплины**

- вещество, его строение, свойства, идентификация, анализ;
- химические свойства элементов Периодической системы и их соединений;
- химические свойства простых веществ и их соединений, методы их получения;
- химические процессы и общие закономерности их протекания;
- равновесные системы и смещение равновесия в них..

### Объем и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	Распределение по семестрам в часах			
		Номер семестра			
		1	2		
1. Проведение учебных занятий (включая проведение текущего контроля успеваемости) в форме:	126	72	54		
1.1. Контактная аудиторная работа, из них:					
- лекции (Л)				36	
- лабораторные работы (ЛР)				54	36
- практические занятия, семинары и (или) другие виды занятий семинарского типа (ПЗ)				32	16
- контроль самостоятельной работы (КСР)				4	2
- контрольная работа					
1.2. Самостоятельная работа студентов (СРС)	162	72	90		
2. Промежуточная аттестация					
Экзамен	72	36	36		
Дифференцированный зачет					
Зачет					
Курсовой проект (КП)					
Курсовая работа (КР)					
Общая трудоемкость дисциплины	360	180	180		

### Краткое содержание дисциплины

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
1-й семестр				
Комплексные соединения, получение, свойства	4	4	2	7
Тема 3. Состав, строение, устойчивость комплексных соединений. Комплексные ионы, комплексные соединения. Состав комплексных ионов: комплексообразователь, лиганды. Химическая связь в комплексном ионе. Устойчивость комплексных ионов, константы нестойкости и образования. Комплексообразование и равновесия с участием комплексных ионов. Влияние комплексообразования на растворимость веществ				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
Элементы химической термодинамики и кинетики	8	4	4	20
Тема 4. Химическая термодинамика Энергетика процессов. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Термохимия. Термохимические уравнения. Закон Гесса и его практическое использование. Тема 5. Направление процессов. Самопроизвольные процессы. Термодинамические обратимые и необратимые процессы. Энтропия. Второй закон термодинамики. Третий закон термодинамики. Энергия Гиббса, как основной критерий направления самопроизвольных процессов и равновесия в закрытых системах. Тема 6. Химическая кинетика. Определение скорости химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Представление о механизме реакций. Лимитирующая стадия реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, ее определение. Катализ. Основные положения теории катализа				
Общая химия. Теоретические основы химии	8	0	4	18
Тема 1. Электронная структура атомов Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа. Возбужденное и нормальное состояние атомов и ионов. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Правило Гунда. Тема 2. Периодический закон и периодическая система элементов в свете представлений о строении атома. Закономерности в изменении свойств элементов и их соединений в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева. Тема 3. Химическая связь и строение молекул. Методы валентных связей (МВС) и молекулярных орбиталей (ММО). Ковалентная связь, свойства ковалентной связи. Геометрическое строение молекул. Ионная связь. Донорно-акцепторная связь. Силы Ван-дер-Ваальса. Водородная и металлическая связь.				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
Окислительно–восстановительные реакции и электрохимия Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления и восстановления. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Анализ возможности протекания окислительно-восстановительных реакций на основе стандартных потенциалов. Связь величин ЭДС с энергией Гиббса и константой равновесия. Тема 12. Электрохимические процессы и окислительно-восстановительные равновесия. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. Стандартный водородный электрод. Ряд напряжений. Электролиз растворов и расплавов.	4	2	2	6
Тема 4. Химическая термодинамика Энергетика процессов. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Термохимия. Термохимические уравнения. Закон Гесса и его практическое использование. Тема 5. Направление процессов. Самопроизвольные процессы. Термодинамические обратимые и необратимые процессы. Энтропия. Второй закон термодинамики. Третий закон термодинамики. Энергия Гиббса, как основной критерий направления самопроизвольных процессов и равновесия в закрытых системах. Тема 6. Химическая кинетика. Определение скорости химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Представление о механизме реакций. Лимитирующая стадия реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, ее определение. Катализ. Основные положения теории катализа	12	8	4	21
Тема 7. Растворы. Свойства растворов. Коллигативные свойства растворов. Понижение давления пара растворов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Закон Рауля. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа. Тема 8. Растворы электролитов.				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
Теория электролитической диссоциации. Константа и степень диссоциации, их взаимосвязь. Степень диссоциации и изотонический коэффициент. Тема 9. Процессы и равновесия в растворах электролитов. Кислотно-основные равновесия. Ионное произведение воды, рН, рОН. Буферные растворы. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза. Условия смещения равновесия в процессах гидролиза, необратимый гидролиз. Тема 10. Растворимость малорастворимых соединений. Гетерогенные равновесия с участием малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Оценка растворимости вещества.				
ИТОГО по 1-му семестру	36	18	16	72
2-й семестр				
Химические свойства р-элементов и их соединений	0	18	8	50
Тема 18. Общая характеристика р-элементов. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления. Основные закономерности изменения свойств р-элементов и их соединений в периодах и группах. Сравнение с аналогичными закономерностями для d-элементов. Тема 19. Свойства галогенов и их соединений. Фтор, хлор, бром, йод – электронная структура атомов, степени окисления, получение в свободном состоянии. Галогеноводородные кислоты, соединения, получение, свойства. Тема 20. Химия серы и азота. Сера, степени окисления, соединения, химические свойства серы и соединений серы в различных степенях окисления. Азот, свойства. Аммиак, получение, свойства. Основные кислоты. Азотные удобрения				
Неорганическая химия. Химия d-элементов и их соединений	0	18	8	40
Тема 14. Общий обзор периодической системы элементов. Тема 15. Общая характеристика d-элементов. Электронные конфигурации атомов. Степени				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
<p>окисления. Общие закономерности изменения свойств d-элементов и их соединений в периодах и группах.</p> <p>Тема 16. Свойства элементов подгруппы марганца, их соединения и свойства. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, получение, свойства. Оксиды, гидроксиды, соли, получение, свойства.</p> <p>Тема 17. Свойства элементов подгруппы хрома, их соединения и свойства. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, получение, свойства. Оксиды, гидроксиды, соли, получение, свойства</p>				
ИТОГО по 2-му семестру	0	36	16	90
ИТОГО по дисциплине	36	54	32	162