

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Факультет химии и высоких технологий

УТВЕРЖДАЮ:

Проректор по учебной работе,
качеству образования – первый
проректор



Т.А. Хагуров
2025 г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.О.14 ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Направление подготовки	20.03.01 Техносферная безопасность
Направленность (профиль)	Промышленная безопасность и охрана труда
Форма обучения	очная
Квалификация	бакалавр

Краснодар 2025

Рабочая программа дисциплины **ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ** составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО) по направлению подготовки 20.03.01 Техносферная безопасность

Программу составил:
Костырина Т.В., канд. хим. наук, доцент



Рабочая программа дисциплины **ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ** утверждена на заседании кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии протокол № 7 от 22.04.2025 г.
Заведующий кафедрой

Вольнкин В.А.



Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий протокол №7 от 24.04.2025 г.
Председатель УМК факультета

Беспалов А.В.



Рецензенты:
Максимович В.Г., председатель совета директоров
ООО «Агентство «Ртутная безопасность»

1 Цели и задачи изучения дисциплины (модуля)

1.1 Цель освоения дисциплины

Формирование современного естественнонаучного мировоззрения; овладение базовыми знаниями и навыками в области неорганической химии, теории химических процессов в современной технике, промышленности и окружающей среде.

1.2 Задачи дисциплины

- осознание роли химии в процессе обеспечения качества и безопасности технологических процессов и производств, охраны окружающей среды;
- развитие научного мышления и общетехнической эрудиции, позволяющих применять теоретические знания по неорганической химии для объяснения физико-химических процессов в технике и природе; процессов, сопровождающих формирование, изменение и разрушение техногенных и природных материалов;

1.3 Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Дисциплина Основы неорганической химии относится к обязательной части Блока 1. Дисциплины (модули) учебного плана (Б1.О.14) основной профессиональной образовательной программы высшего образования по направлению подготовки 20.03.01 Техносферная безопасность.

Для успешного усвоения химии необходимы знания и умения, предусмотренные ранее освоенными дисциплинами математического и естественно-научного характера (физика, высшая математика, программное обеспечение и цифровизация в сфере техносферной безопасности);

Понятия и термины, освоенные при изучении курсов медико-биологические основы безопасности, ноосфера в современных концепциях естествознания, используются при обсуждении основных законов и теорий химии и полезны для понимания и освоения химических знаний.

Фундаментальные химические понятия и навыки, полученные в результате изучения курса Основы неорганической химии, являются неотъемлемой частью современного естественно-научного образования и дают возможность качественно, на более высоком уровне изучать последующие дисциплины учебного плана: основы физической химии, основы аналитической химии, основы органической химии, урбоэкология, безопасность жизнедеятельности, токсикологическая химия, производственная безопасность и др.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Достижение планируемых результатов обучения, соотнесенных с индикаторами достижения компетенций и целью реализации ООП.

Обучающийся, освоивший данную дисциплину, должен обладать следующими компетенциями:

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине
ПК-1. Способен использовать законы и методы математики, естественных и гуманитарных наук при решении профессиональных задач	
ИПК-1.1. использует знания химии для описания, анализа, теоретического и экспериментального моделирования химических систем, явлений и процессов при решении профессиональных задач	знает основные законы общей неорганической химии и современные теории строения вещества
	умеет описывать свойства основных классов неорганических соединений, объяснять закономерности протекания химических реакций, использовать основные химические законы для решения стандартных задач, анализировать результаты эксперимента и делать выводы
	владеет навыками обращения с лабораторным оборудованием и химическими реактивами

Результаты обучения по дисциплине достигаются в рамках осуществления всех видов контактной и самостоятельной работы обучающихся в соответствии с утвержденным учебным планом.

Индикаторы достижения компетенций считаются сформированными при достижении соответствующих им результатов обучения.

2. Структура и содержание дисциплины

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 4 зачетных единиц (144 часа), их распределение по видам работ представлено в таблице

Виды работ		Всего часов	Форма обучения
			очная
			1 семестр (часы)
Контактная работа, в том числе:		72.3	72.3
Аудиторные занятия (всего):		68	68
занятия лекционного типа		34	34
лабораторные занятия		34	34
практические занятия			
семинарские занятия			
Иная контактная работа:		4,3	4,3
Контроль самостоятельной работы (КСР)		4	4
Промежуточная аттестация (ИКР)		0.3	0.3
Самостоятельная работа, в том числе:		36	36
Оформление лабораторных работ		8	8
Самостоятельное изучение теоретического материала		10	10
Самостоятельное решение задач		8	8
Подготовка к текущему контролю		10	10
Контроль:		35.7	35.7
Подготовка к экзамену		35.7	35.7
Общая трудоёмкость	час.	144	144
	в том числе контактная работа	72.3	72.3
	зач. ед	4	4

2.2 Содержание дисциплины

Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 1 семестре (очная форма обучения)

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа СРС
			Л	ПЗ	ЛР	
1	2	3	4	5	6	7
1.	Введение. Предмет и содержание химии.	4	2			2
2.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь	4	2			2
3.	Вещество в различных фазовых состояниях.	6				6
4.	Термохимия. Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.	8	2		4	2
5.	Элементы химической кинетики. Кинетика гетерогенных процессов. Катализ.	8	2		4	2
6.	Растворы. Реакции в водных растворах	24	6		12	6
7.	Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы в электролитах. Коррозия и защита от коррозии.	12	4		4	4
8.	Химия комплексных соединений. Комплексообразование в растворах.	4	2			2
9.	Химия неметаллов и их соединения.	14	6		4	4
10.	Химия металлов и их соединения.	16	6		6	4
11.	Химия и нанотехнологии. Принципы «зеленой» химии	4	2			2
	<i>ИТОГО по разделам дисциплины</i>	104	34	-	34	36
	Контроль самостоятельной работы (КСР)	4				
	Промежуточная аттестация (ИКР)	0,3				
	Подготовка к текущему контролю	35,7				
	Общая трудоемкость по дисциплине	144				

Примечание: Л – лекции, ПЗ – практические занятия / семинары, ЛР – лабораторные занятия, СРС – самостоятельная работа студента

2.3 Содержание разделов (тем) дисциплины

2.3.1 Занятия лекционного типа

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
1.	Введение. Предмет и содержание химии.	Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Значение химии в изучении природы и развитии техники.	Устный контроль.
2.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь.	Развитие представлений о строении атома. Волновая природа электрона. Понятие о квантовых числах. Атомные орбитали, их энергии. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов. Структура периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов. Периодичность свойств атомов элементов, элементов и их соединений (атомные и ионные радиусы, энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность; металличность, неметалличность; кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства). Возникновение химической связи. Основные параметры химической связи. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи. Связи σ и π типа. Типы гибридизации атомных орбиталей.	Устный контроль, тест

		Основные понятия о методе молекулярных орбиталей (МО). Метод МО ЛКАО. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул, образованных элементами первого и второго периодов. Ионная связь. Металлическая связь. Свойства соединений с различными видами химических связей.	
3.	Термохимия. Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.	Основные понятия: системы, параметры состояния, процессы, функции состояния. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и ее изменение при химических превращениях. Теплота и работа. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования. Закон Гесса и энтальпия химических реакций. Химические реакции с позиции термодинамики. Устойчивость химических соединений. Топливо как источник энергии. Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Третий закон термодинамики. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерии самопроизвольного протекания процессов в изолированных и открытых системах. Обратимость химических реакций. Константа химического равновесия, как мера глубины протекания процессов. Уравнения изотермы изобары, изохоры химической реакции. Влияние параметров на состояние равновесия. Принцип Ле Шателье – Брауна. Особенности равновесия в гетерогенных системах	Устный контроль, тест. Решение расчетных задач
4.	Элементы химической кинетики. Кинетика гетерогенных процессов. Катализ.	Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Гомогенный и гетерогенный катализ. Аутокатализ.	Устный контроль, тест. Решение расчетных задач
5.	Растворы. Реакции в водных растворах	Основные характеристики дисперсных систем и их классификация. Истинные растворы. Термодинамика процесса растворения. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ в воде. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры замерзания растворов. Электролитическая диссоциация. Изотонический коэффициент. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации. Связь изотонического коэффициента со степенью диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Особенности растворов сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила растворов. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Константа протолитического равновесия как характеристика силы кислоты и основания. Диссоциация воды. Ионное произведение воды (рН и рОН). Способы определения рН растворов. Общая, активная и потенциальная кислотность растворов. Реакция нейтрализации. Буферные растворы. Классификация. Механизм действия. Буферная емкость. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на процесс гидролиза. Константа гидролиза и рН растворов гидролизующихся солей. Гетерогенные равновесия в растворах. Константа растворимости. Условия образования и растворения осадков.	Устный контроль, тест. Решение расчетных задач

6.	Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы в электролитах. Коррозия и защита от коррозии.	Окислительно-восстановительные процессы. Важнейшие окислители и восстановители. Изменение окислительно-восстановительных характеристик элементов в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод ионно-электронного баланса). Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Стандартные электродные потенциалы и электродвижущая сила гальванического элемента. Потенциалы окислительно-восстановительных (редокс) электродов. Уравнение Нернста. Ряд стандартных электродных потенциалов. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов. Электролиз расплавов и водных растворов. Применение электролиза. Химические источники тока. Альтернативные источники энергии. Химическая и электрохимическая коррозия. Защита металлов от коррозии.	Устный контроль, тест.
7.	Химия комплексных соединений. Комплексообразование в растворах.	Комплексные соединения и их получение. Строение и свойства комплексных соединений. Номенклатура, изомерия комплексных соединений. Комплексообразование в растворах. Константа нестойкости и константа устойчивости. Химическая связь в комплексных соединениях (метод ВС, теория кристаллического поля). Реакции с участием комплексных соединений (обменные, окислительно-восстановительные).	Устный контроль.
8.	Химия неметаллов и их соединений.	Распространенность химических элементов. Классификация химических элементов. Общая характеристика неметаллов. Водород и его соединения. Вода как природное вещество. Аномальные свойства воды. Загрязнители воды. Жесткость воды. Основные виды жесткости. Методы определения жесткости воды. Способы умягчения воды. Бор. Физические и химические свойства. Соединения с водородом. Кислородные соединения бора. Неорганическая химия р-элементов IV-А группы. Общая характеристика. Аллотропные формы углерода. Оксиды, карбонаты, карбиды. Ресурсы и круговорот углерода в природе. Экологические аспекты химии углерода. Бор, углерод - инструментальные и абразивные материалы. Соединения кремния и германия. Химия полупроводников. Силикаты и алюмосиликаты: общая характеристика, стекло, ситаллы, цементы, керамика. Строительные материалы. Азот, фосфор и их соединения. Ресурс и круговорот азота, фосфора в природе. Кислород, сера, селен, теллур и их соединения. Ресурс и круговорот кислорода в природе. Экологические аспекты химии кислорода. Соединения серы как важнейший загрязнитель окружающей среды. Круговорот и экологические аспекты химии серы. Галогены. Соединения с водородом. Кислородные соединения.	Устный контроль. Рефераты, доклады, презентации
9.	Химия металлов и их соединений.	Металлы: общая характеристика, сплавы, методы получения. Конструкционные материалы. Расположение s-металлов в периодической таблице. Физические и химические свойства s-металлов и их соединений. Применение s-металлов и их соединений. Физические и химические свойства р-металлов и их соединений. Применение р-металлов и их соединений. Расположение d-металлов в периодической таблице. Основные физические свойства d-металлов. Химические свойства d-	Устный контроль. Рефераты, доклады, презентации

		металлов и их соединений. Применение d-металлов и их соединений. Токсикология металлов. Радиоактивные элементы. Радиоактивное загрязнение окружающей среды.	
10.	Химия нанотехнологий. Принципы «зеленой» химии.	Общие задачи нанотехнологий. Роль химии в нанотехнологиях. Наноэлектроника. Наномеханика. Наноматериалы и методы их получения. Реакционная способность наноматериалов. Нанохимические технологии. Перспективы развития. Принципы «зеленой» химии. Химико-экологические аспекты инженерной деятельности.	Рефераты, доклады, презентации

2.3.2 Занятия семинарского типа (семинарские занятия)

Семинарские занятия не предусмотрены учебным планом

2.3.3 Занятия лабораторного типа (лабораторные работы)

№	Наименование раздела (темы)	Тематика работ	Форма текущего контроля
1.	Термохимия. Элементы химической термодинамики.	Техника безопасности. Основные правила и приемы работы в химической лаборатории. Определение тепловых эффектов химических реакций (теплоты нейтрализации).	Защита ЛР Отчет по расчетным задачам
2.	Элементы химической кинетики. Кинетика гетерогенных процессов. Катализ. Химическое равновесие	Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ.	Защита ЛР Отчет по расчетным задачам
3.	Растворы. Реакции в водных растворах.	Растворы. Приготовление растворов и определение их концентрации титрованием.	Защита ЛР Отчет по расчетным задачам
		Кислотно-основные равновесия в водных растворах солей. Гидролиз солей. Определение pH. Свойства буферных растворов.	Защита ЛР
4.	Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы в электролитах. Коррозия и защита от коррозии.	Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы металлов. Гальванические элементы. Электролиз.	Защита ЛР
5.	Химия неметаллов и их соединений	Химия элементов IV-A, V-A, VI-A, VII A групп.	Защита ЛР.
		Определение растворенного в воде кислорода. Кислотность воды. Качественное определение катионов тяжелых металлов. Жесткость воды, её определение и устранение.	Защита рефератов
6.	Химия металлов и их соединений	Химия элементов VI-B, VII-B, VIII-B групп.	Защита ЛР. Защита рефератов

Защита лабораторной работы (ЛР), контрольная работа (КР).

2.3.4 Примерная тематика курсовых работ

Курсовая работа не предусмотрена учебным планом.

2.4 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

№	Вид СРС	Перечень учебно-методического обеспечения дисциплины по выполнению самостоятельной работы
1	Подготовка к текущему контролю (самостоятельное изучение теоретического материала, подготовка к лабораторным работам, тестам, написание рефератов)	1. Общая химия. Теория и задачи: Учебное пособие / Под. ред. Н.В. Коровина и Н.В. Кулешова. 2. Росин И.В. Химия. Учебник и задачник: для прикладного бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина, С.Н. Соловьев. – М. : Издательство Юрайт, 2018. – 420 с. – (Серия: Бакалавр. Прикладной курс) Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89с
2	Расчетные задания	Методические указания по решению расчетных задач Общая химия. Теория и задачи: Учебное пособие / Под. ред. Н.В. Коровина и Н.В. Кулешова, О.Н. Гончарук, В.К. Камышанова, издательство: «Лань». Год: 2017. Издание 2-е изд., стер. 492 с.
3	Доклады, презентации	Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89с

Учебно-методические материалы для самостоятельной работы обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья (ОВЗ) предоставляются в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

- в печатной форме увеличенным шрифтом,
- в форме электронного документа,
- в форме аудиофайла,
- в печатной форме на языке Брайля.

Для лиц с нарушениями слуха:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа,
- в форме аудиофайла.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

3. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины (модуля)

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки Техносферная безопасность реализация компетентностного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий. Интерактивное обучение – путь к управлению системы самостоятельной работы студентов. Технология интерактивного обучения заключается в том, что на протяжении всего учебного времени происходит обмен мнениями, выслушиваются и обсуждаются разные точки зрения студентов. Интерактивные методы – это способы целенаправленного усиленного взаимодействия преподаватели и студентов по созданию оптимальных условий процесса обучения.

Организация изучения материала курса осуществляется на основе системно-деятельностного подхода и рекомендаций поэтапного формирования умственных действий. При освоении дисциплины используются как традиционные, так и новые педагогические технологии. Лекции и лабораторные занятия являются традиционными

при обучении в вузах и способствуют формированию у студентов базовых знаний, основных мыслительных операций, развитию логики. Лекции носят мотивационно-познавательный характер. Лабораторные занятия являются самостоятельными и имеют проблемно-поисковый характер. Лабораторную работу, выполняемую студентом, можно считать проблемной ситуацией и ее решение позволяет реализовать творческую деятельность, развить коммуникативную способность каждого студента, научить его аргументированно выражать свои мысли в присутствии других, развивать навыки экспериментальной работы. В качестве словесно-наглядного метода обучения используется демонстрационный химический эксперимент, который проводится при проведении лабораторных занятий. Демонстрационный эксперимент позволяет преподавателю сформировать интерес к предмету у студентов, обучает приемам техники лабораторного эксперимента. Демонстрационный эксперимент - источник приобретаемых студентом знаний, навыков, умений; средство проверки истинности выдвигаемых гипотез, решения учебных и исследовательских проблем.

Для повышения эффективности учебного процесса используются следующие образовательные технологии: информационно-развивающие технологии, направленные на формирование системы знаний, запоминание и свободное оперирование ими. Используется метод проблемного изложения материала, самостоятельное изучение литературы, применение новых информационных технологий для самостоятельного пополнения знаний включая использование технических и электронных средств информации; деятельностные практико-ориентированные технологии, направленные на формирование системы профессиональных практических умений при проведении экспериментальных исследований, обеспечивающих возможность качественно выполнять профессиональную деятельность; развивающие проблемно-ориентированные технологии, направленные на формирование и развитие проблемного мышления, мыслительной активности, способности видеть и формулировать проблемы, выбирать способы и средства для их решения; технологии личностно-ориентированного обучения, позволяющие создавать индивидуальные образовательные технологии, обеспечивающие учет различных способностей обучающихся, создание необходимых условий для развития их индивидуальных особенностей.

Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья могут быть использованы образовательные технологии, позволяющие полностью индивидуализировать содержание, методы и темпы учебной деятельности, вносить вовремя необходимые коррективы как в деятельность студента-инвалида, так и в деятельность преподавателя.

4. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

В соответствии с Положением о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся КубГУ и его филиалов, текущий контроль успеваемости студентов проводится в целях совершенствования и непрерывного контроля качества образовательного процесса, проверке усвоения учебного материала, активизации самостоятельной работы студентов. Текущий контроль знаний студентов осуществляется постоянно в течении учебного года. Виды текущего контроля: устный (письменный) опрос на лекциях, защита лабораторных работ, подготовка докладов и рефератов, проверка выполнения письменных домашних заданий (расчетных заданий), тестирование, проверка знаний по результатам самостоятельной работы студентов, оценка активности студента на занятии.

Основным видом текущего контроля знаний студентов очной формы обучения является внутрисеместровая аттестация, которая проводится один раз в семестр в обязательном порядке на всех курсах в соответствии с графиком учебного процесса

данного семестра и завершается не позднее чем за месяц до начала промежуточной аттестации.

Промежуточная аттестация проводится по данной дисциплине в виде экзамена.

Оценочные средства предназначены для контроля и оценки образовательных достижений обучающихся, освоивших программу учебной дисциплины «*Основы неорганической химии*».

Оценочные средства включает контрольные материалы для проведения текущего контроля в форме контрольных вопросов к разделам дисциплины, расчетных задач, тестов, тем рефератов и промежуточной аттестации в форме вопросов и задач к экзамену.

Структура оценочных средств для текущей и промежуточной аттестации

№ п/п	Код и наименование индикатора (в соответствии с п. 1.4)	Результаты обучения (в соответствии с п. 1.4)	Наименование оценочного средства	
			Текущий контроль	Промежуточная аттестация
1	ИПК-1.1. использует знания неорганической химии для описания анализа теоретического и экспериментального моделирования химических систем явлений и процессов, использования в обучении и профессиональной деятельности	знает основные законы общей неорганической химии и современные теории строения вещества	Текущий устный опрос, выполнение расчетных заданий и тестов, защита лабораторных работ	Вопросы экзамена
		умеет описывать свойства основных классов неорганических соединений, объяснять закономерности протекания химических реакций, использовать основные химические законы для решения стандартных задач, анализировать результаты эксперимента и делать выводы	Текущий устный опрос, выполнение расчетных заданий и тестов, защита рефератов, защита лабораторных работ	Вопросы экзамена
		владеет навыками обращения с лабораторным оборудованием и химическими реактивами	Защита ЛР	

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

Оценочные средства для текущего контроля

4.1.1 Вопросы для устного контроля

Раздел 1. Введение. Предмет и содержание химии.

1. Дайте определения понятиям «атом». Из чего он состоит, имеет ли он заряд?
2. Что такое молекула? Имеет ли она заряд? Приведите примеры молекул веществ. Из чего они состоят?
3. Что такое ион? Имеет ли он заряд? Какие есть типы ионов и как они называются? Приведите примеры ионов разного типа. Как образуются те или иные типы ионов? От чего зависит заряд иона?

4. Приведите пример химического элемента в состояниях: атом, молекула, ион. Поясните, в чем разница между этими тремя состояниями и какими свойствами обладает та или иная частица.
5. Что такое количество вещества? Как оно обозначается, в чем измеряется? Сколько частиц содержит 1 моль вещества? Как обозначается число частиц?
6. Что такое молярная масса? Как она обозначается, в чем измеряется? Как рассчитать молярную массу веществ?
7. Что такое стехиометрические коэффициенты? Для чего их расставляют в уравнениях химических реакций? Каковы правила расстановки коэффициентов? Что показывает стехиометрический коэффициент в уравнении реакции?
8. Сформулируйте закон Авогадро. Что такое нормальные условия? Что такое молярный объем газа? Как он обозначается, в чем измеряется и чему он равен? Какой объем занимает газ количеством 1 моль при н.у.?
9. Как рассчитывается объем газа при условиях, отличных от нормальных? Приведите уравнение Менделеева-Клапейрона, поясните какие величины там используются.
10. Что такое простые и сложные вещества? Приведите их классификацию.
11. Что такое эквивалент? Что такое фактор эквивалентности и как он обозначается? Как его можно рассчитать? Для каких элементов он является постоянным и почему? Приведите примеры.
12. Как рассчитать эквивалентную массу простых и сложных веществ? Приведите формулы, поясните какие величины в них используются. Как обозначается эквивалентная масса, в чем измеряется?
13. Что такое эквивалентный объем газа? Как его можно рассчитать? Приведите формулу, поясните какие величины там используются.
14. Сформулируйте закон эквивалентов, приведите его математическое выражение. Приведите пример применения этого закона.
15. Что такое степень окисления? Как определить максимальную степень окисления элемента? Как она связана с валентностью?
16. Какие элементы проявляют постоянную степень окисления? Чему равна степень окисления элементов в простых веществах?
17. Приведите классификацию веществ. Какие основные классы неорганических соединений вы знаете?
18. Приведите классификацию оксидов. Как образуются названия оксидов? Как написать формулу высшего оксида элемента?
19. Приведите классификацию кислот. Как образуются названия кислот?
20. Приведите классификацию оснований. Как образуются названия оснований?
21. Приведите классификацию солей. Как образуются названия солей?
22. С чем реагируют кислотные оксиды? Приведите пример генетической связи «элемент - кислотный оксид - кислотный остаток - кислота».
23. С чем реагируют основные оксиды? Приведите примеры реакций, доказывающих основные свойства. Приведите пример генетической связи «элемент - основной оксид - основание».
24. Что такое амфотерность? Для каких элементов характерны амфотерные свойства? Приведите примеры.
25. С чем реагируют амфотерные оксиды? Приведите примеры реакций, доказывающих амфотерные свойства. Приведите пример генетической связи «элемент - амфотерный оксид - амфотерное основание».
26. Как изменяются кислотно-основные свойства для s- и p-элементов в периодах слева направо? Как это связано с металлическими и неметаллическими свойствами? От чего зависят кислотно-основные свойства соединений d-элементов?
27. Приведите химические свойства кислот.
28. Приведите химические свойства оснований.

29. Приведите примеры амфотерных оснований. С чем они могут реагировать?

30. Приведите химические свойства солей.

Раздел 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь.

1. На чем основана современная модель строения атома? Как рассматривается электрон и его движение в этой модели?
2. Что такое электронное облако? Приведите графически пример электронного облака атома водорода. Как изменяется плотность электронного облака по мере удаления от ядра и почему? Имеет ли электронное облако границы?
3. Что такое атомная орбиталь (АО)? Почему АО могут иметь разные размеры? Как это влияет на свойства атома? Как обозначаются графически атомные орбитали, электроны на орбиталях?
4. Перечислите квантовые числа. Для чего они используются? Почему нельзя описать электрон с помощью понятии классической физики (масса, координата, импульс и т.д.)?
5. Как обозначается главное квантовое число? Какие значения принимает главное квантовое число? За что оно отвечает? Что такое энергетический уровень (электронный слой)?
6. Электроны какого энергетического уровня имеют наименьшую энергию? Электроны какого энергетического уровня находятся наиболее близко к ядру и почему? Как связан размер атомной орбитали и главное квантовое число?
7. Как обозначается побочное квантовое число? За что оно отвечает? Какие значения оно принимает? Какой форме орбитали они соответствуют? Что такое энергетический подуровень?
8. Как происходит расщепление энергетических уровней на подуровни? Сколько АО и электронов может включать подуровень того или иного типа?
9. Как обозначается магнитное квантовое число? За что оно отвечает? Какие значения оно принимает для орбиталей разного типа?
10. Что такое спин? Как обозначается спиновое квантовое число? Какие значения оно принимает? Что такое параллельные и антипараллельные спины?
11. Сформулируйте принцип Паули. Сколько электронов могут находиться на одной атомной орбитали? Каковы их спины?
12. Сформулируйте правило Клечковского. Объясните с его помощью, почему при заполнении энергетических уровней электронами сначала заполняется уровень $6s$, а потом уже уровень $5d$.
13. Сформулируйте правило Гунда.
14. Каков порядок заполнения энергетических уровней и подуровней? Что такое электронная конфигурация атома (электронная формула)? Как она записывается? Какие электронные конфигурации являются устойчивыми?
15. Сформулируйте периодический закон.
16. Какую структуру имеет таблица Менделеева? Укажите, как определить период, группу, подгруппу.
17. С точки зрения электронной конфигурации атома, что показывает номер элемента в периодической системе, номер группы, номер периода?
18. На какие семейства разделяются элементы в таблице Менделеева? Чем это обусловлено? Какими свойствами они обладают (металлические, неметаллические)? К каким семействам относятся элементы главных и побочных подгрупп? Как изменяются металлические и неметаллические свойства по периодам и группам?
19. Чем определяется валентность химического элемента в главных и побочных подгруппах? Какие электроны являются валентными и могут принимать участие в образовании химической связи?

20. Что такое энергия ионизации? Как она изменяется по периодам и группам? Объясните почему. Приведите примеры. Как это влияет на химические свойства элементов? У каких элементов низкие энергии ионизации и почему?
21. Что такое сродство к электрону? Как оно изменяется по периодам и группам? Объясните почему. Как оно влияет на химические свойства элементов? У каких элементов высокое сродство к электрону и почему?
22. Как изменяются радиусы атомов и ионов по периодам и группам? Как это влияет на химические свойства элементов? У каких элементов самые большие радиусы и почему?
23. Что такое электроотрицательность? Как она изменяется по периодам и группам? Как влияет на химические свойства элементов? Приведите примеры. У каких элементов самая высокая электроотрицательность?
24. Что такое окислительные, восстановительные свойства? Как они изменяются по периодам и группам? Как это связано с электронным строением атома? Какие вещества являются восстановителями, а какие окислителями и почему?
25. Чем определяются химические и физические свойства вещества?
26. Что такое химическая связь? Какую природу, согласно современным представлениям, имеет химическая связь? Как изменяется энергия системы при образовании химической связи и какие силы ее обуславливают?
27. Дайте определения характеристикам химической связи: длина связи, валентный угол, энергия связи. В каких единицах они измеряются? Как зависит энергия связи от ее длины? Какая связь является наиболее прочной?
28. Перечислите основные виды химической связи.
29. Дайте определение ковалентной связи. За счет чего она образуется?
30. Чем обусловлены направленность и насыщенность ковалентной связи?
31. Как образуется ковалентная связь по обменному механизму? Какие электроны могут принимать участие в образовании связи?
32. Почему химическая связь может обладать полярностью? Чем обусловлена полярность связи? Приведите пример полярной молекулы, поясните, что такое эффективный заряд, электрический момент диполя.
33. Что такое ковалентная полярная и ковалентная неполярная связь? Приведите примеры веществ с этими типами связи.
34. Как образуется ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму?
35. Дайте определение типам связи по перекрыванию орбиталей: σ - и π -связям. Какими типами орбиталей они образуются? Сравните прочность σ - и π -связей.
36. Что такое кратность связи? Приведите пример образования одинарной, двойной, тройной связи. Какими типами связи по перекрыванию орбиталей образована одинарная, двойная, тройная связь? Сравните прочность этих связей.
37. Что такое гибридизация? Каков ее механизм? Как происходит sp -, sp^2 , sp^3 - гибридизация? Какую геометрию имеют молекулы с таким типом гибридизации у центрального атома? Приведите примеры.
38. Расскажите о строении твердых тел. Что из себя представляет кристаллическая решетка? Приведите пример. Что характеризует энергия кристаллической решетки? Перечислите типы кристаллических решеток.
39. Что из себя представляет молекулярная кристаллическая решетка? Какие частицы находятся в узлах решетки? Какой тип связи между узлами решетки? Какова энергия такой кристаллической решетки? Какие вещества могут образовывать молекулярные кристаллические решетки? Приведите примеры.
40. Что из себя представляет атомная кристаллическая решетка? Какие частицы находятся в узлах решетки? Какой тип связи между узлами решетки? Какова энергия такой кристаллической решетки? Какие вещества могут образовывать молекулярные кристаллические решетки? Приведите примеры.

41. Каков механизм образования ионной связи? Чем характеризуется ионность связи? Чем отличается ковалентная полярная связь от ионной? Почему ионная связь не обладает направленностью и насыщенностью?
42. Что из себя представляет ионная кристаллическая решетка? Какие частицы находятся в узлах решетки? Какой тип связи между узлами решетки? Какова энергия такой кристаллической решетки? Какие вещества могут образовывать ионные кристаллические решетки? Приведите примеры.
43. Что из себя представляет металлическая кристаллическая решетка? Какие частицы находятся в узлах решетки? Чем обусловлены связи между узлами решетки? Почему в кристаллической решетке металла электроны делокализованы? Какова энергия такой кристаллической решетки? Какие вещества могут образовывать металлические кристаллические решетки? Приведите примеры.
44. Сравните прочность, температуры плавления, механические свойства, электропроводность, теплопроводность, летучесть разных типов кристаллических решеток. Объясните, почему они обладают теми или иными свойствами?

Раздел 3. Вещество в различных фазовых состояниях.

1. Какое взаимодействие между частицами называется межмолекулярным?
2. Что называется дипольным моментом? В каких единицах он измеряется?
3. Какие виды межмолекулярного взаимодействия вы знаете? В чем их сущность?
4. Почему водородная связь является специфическим взаимодействием? Почему она возникает?
5. Какие типы кристаллических решеток вы знаете? Охарактеризуйте природу химической связи в каждой из них.
6. Дайте определение фазовому превращению или фазовому переходу. В чем заключается различие фазовых переходов первого и второго рода? Приведите примеры фазовых переходов обоих родов.
7. Перечислите основные типы твёрдых тел. Из каких частиц и за счёт каких химических связей образуются твёрдые тела различных типов? Почему вещества, несмотря на подобие их структур, например структур типа алмаза, существенно различаются по свойствам? На основе каких принципов формируются структуры сплавов? Какие свойства и почему характерны для каждого типа твёрдых тел?
8. В чем смысл понятия «энергия решетки»? Почему энергия решетки для хлорида натрия больше, чем для хлорида калия?
9. Чем можно объяснить электрическую проводимость и теплопроводность твердых металлов?
10. Объясните, почему алмаз является диэлектриком, а кремний — полупроводником?
11. Какие электролиты относятся к твердым электролитам? Какой тип проводимости является основным в твёрдых электролитах? Как можно охарактеризовать величину проводимости твёрдых электролитов? На какие два основных класса подразделяются твёрдые электролиты?
12. Чем замечательны жидкие кристаллы? Какие их разновидности известны? Какие особенности строения молекул проявляются у веществ, которые образуют жидкие кристаллы? Объясните, что даёт основание рассматривать жидкие кристаллы как переходное состояние между твёрдыми кристаллами и жидкостями?

Раздел 4. Термохимия. Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.

1. Что изучает химическая термодинамика?
2. Дайте определение понятию «химическая система».
3. Перечислите типы химических систем, дайте их характеристику. Приведите примеры.

4. Какие параметры влияют на термодинамическое состояние системы? Что такое стандартные условия?
5. Чем характеризуется термодинамическое равновесие системы?
6. Какие типы термодинамических процессов могут протекать в химических системах? Дайте их характеристику.
7. Сформулируйте 1 закон термодинамики, запишите его математическое выражение. Дайте определение понятиям «теплота», «работа», «внутренняя энергия».
8. Дайте определение энтальпии. Как ее можно рассчитать?. Как она обозначается, в чем измеряется?
9. Что такое тепловой эффект реакции? Как он обозначается, в чем измеряется, чему он равен при постоянном давлении? Дайте определение экзо- и эндотермической реакции. Что можно сказать о тепловом эффекте обратимого химического процесса?
10. Что изучает термохимия? Что такое термохимическое уравнение? Перечислите особенности записи термохимических уравнений.
11. Что такое стандартная энтальпия образования вещества? Как она обозначается, в чем измеряется и какие значения может принимать?
12. Сформулируйте закон Гесса. Поясните смысл этого закона на примере химической реакции.
13. Сформулируйте следствия из закона Гесса. Приведите математическое выражение, поясните, для расчета какой величины оно применяется.
14. Что такое энтропия? В чем она измеряется, как обозначается? Как ее можно рассчитать? От каких факторов она зависит?
15. Что такое стандартная энтропия вещества, как она обозначается, в чем измеряется?
16. Как можно рассчитать изменение энтропии в процессе химических реакций?
17. Сформулируйте 2 закон термодинамики. Для каких систем он применим? Может ли реакция протекать с уменьшением энтропии? Какие два фактора являются движущей силой самопроизвольного протекания реакции?
18. Как рассчитать энергию Гиббса? Как она обозначается, в чем измеряется? Для чего используется эта величина? Каковы критерии самопроизвольного протекания реакции в прямом и обратном направлении?
19. Дайте определение химического равновесия. Что такое равновесная концентрация веществ? Как она обозначается?
20. Что такое константа равновесия? Как она обозначается? Напишите математическое выражение для константы равновесия, поясните, какие величины там используются? Каковы правила записи константы равновесия, если в химической реакции участвуют твердые или газообразные вещества?
21. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия? Поясните, что означает смещение химического равновесия «влево», «вправо»? Принцип Ле-Шателье.

Раздел 5. Элементы химической кинетики. Кинетика гетерогенных процессов. Катализ

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Что такое равновесная концентрация? Как она обозначается? Как изменяется концентрация исходных реагентов и продуктов при протекании реакции? Приведите пример.
3. Дайте определение скорости химической реакции. Как она обозначается? Как ее можно рассчитать? Что такое элементарный акт реакции?
4. Что такое гомогенные и гетерогенные реакции? Приведите примеры.
5. Что такое обратимые и необратимые реакции? Приведите примеры.
6. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
7. Как изменяется скорость при изменении степени дисперсности, агрегатного состояния, внешнего энергетического воздействия?

8. Как зависит скорость химической реакции от концентраций реагентов?
9. Сформулируйте закон действующих масс для скорости химической реакции. Приведите его математическое выражение. Поясните, какие величины используются в этом выражении. Что такое кинетическое уравнение реакции? Какие есть правила записи ЗДМ для реакций с участием твердых и газообразных веществ?
10. Что такое константа скорости реакции? Как она обозначается? От чего она зависит?
11. Как зависит скорость химической реакции от температуры? Ответ поясните.
12. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, приведите его математическое выражение.
13. Что показывает температурный коэффициент скорости реакции? Как он обозначается и чему может быть равен?
14. Что такое энергия активации реакции? Как она обозначается, в чем измеряется? От чего она зависит? Как связаны скорость реакции и энергия активации?
15. Приведите уравнение Аррениуса. Поясните, какие величины в него входят и какую зависимость устанавливает это уравнение.
16. Что такое катализатор? Каков механизм действия катализатора?

Раздел 6. Растворы. Реакции в водных растворах

1. Что такое раствор, растворенное вещество, растворитель? Приведите примеры. Приведите классификацию растворов.
2. Каковы сходства/отличия растворов с механическими смесями и химическими
3. Опишите способы выражения концентрации растворов, приведите обозначения, формулы для расчета концентраций, единицы измерения (массовая доля, молярная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр).
4. Что такое растворимость? Приведите классификацию веществ по их растворимости. Как влияет полярность веществ на их растворимость? Как влияет температура на растворимость веществ?
5. Что такое пересыщенный раствор? В каких условиях его можно получить? В каких случаях избыток растворенного вещества начинает выпадать в осадок из пересыщенного раствора?
6. Какие процессы протекают при образовании раствора? Как изменяется при этом энергия системы? Какими факторами определяется тепловой эффект процесса растворения?
7. Что такое коллигативные свойства растворов?
8. Что такое осмос? Поясните, приведите пример. На каком физическом явлении основан осмос?
9. Что такое осмотическое давление? При каких условиях определяется осмотическое давление? Как его можно рассчитать для растворов неэлектролитов и растворов электролитов? Приведите закон Вант-Гоффа. Для каких систем он справедлив?
10. Как изменяется давление насыщенного пара раствора по сравнению с чистым растворителем? Приведите закон Рауля для неэлектролитов и электролитов.
11. Как изменяются температура замерзания раствора и температура кипения раствора по сравнению с чистым растворителем? Как можно рассчитать изменение температуры для неэлектролитов и электролитов? От чего зависят криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные?
12. Что такое электролиты, неэлектролиты? Какие вещества относятся к тому или иному типу? Что такое электролитическая диссоциация? Что такое изотонический коэффициент, чему он может быть равен, от чего зависит?
13. Что такое степень диссоциации? Какие вещества относятся к слабым и сильным электролитам и почему? От чего зависит степень диссоциации?
14. Как записывается выражение константы диссоциации для слабых электролитов? От чего зависит константа диссоциации? Что показывает эта величина?

15. Приведите закон разведения Оствальда. Как зависит степень диссоциации от концентрации электролита?
16. Приведите уравнение электролитической диссоциации воды. К какому типу электролитов она относится?
17. Что такое ионное произведение воды? Чему оно равно? Чему равна концентрация ионов водорода и гидроксогрупп в нейтральном растворе? Каково их соотношение в кислой и щелочной среде?
18. Что такое водородный показатель? Какие значения он может принимать? Как он рассчитывается? Как определить характер среды по значению водородного показателя? Приведите примеры кислотно-основных индикаторов и объясните механизм их действия.
19. Каковы основные положения протолитической теории кислот и оснований? Приведите примеры сопряженных кислотно-основных пар.
20. Приведите примеры буферных систем. Объясните механизм действия буферных систем. Каковы количественные характеристики буферных систем. Природные буферные системы.
21. Какие их перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: Na_2CO_3 , NaBr , K_3PO_4 , CuSO_4 , CaCO_3 , KNO_3 ? Какова среда раствора в каждом случае? Ответьте на вопрос, не составляя уравнений реакций.
22. Какие факторы влияют на степень гидролиза соли?
23. Составьте уравнения ступенчатого гидролиза Na_3PO_4 . По какой ступени степень и константа гидролиза наибольшая? Ответ подтвердите расчетом.
24. Проведите все кислотно-основные равновесия в водном растворе Na_2HPO_4 и укажите сопряженные пары кислот и оснований.
25. Сформулируйте условия выпадения и растворения осадков – «правило произведения растворимости». Какие изменения произойдут в гетерогенной системе $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (осадок) \rightleftharpoons насыщенный раствор при добавлении к ней следующих веществ: HCl , H_2O , FeCl_2 , KOH ?

Раздел 7. Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы в электролитах. Коррозия и защита от коррозии.

1. Что изучает электрохимия? За счет чего протекают электрохимические процессы?
2. Что такое окислительно-восстановительные реакции? Дайте определение понятиям «степень окисления», «восстановитель», «окислитель», «окисление», «восстановление». Приведите примеры.
3. Что такое электроды? Из чего их изготавливают? Какие процессы происходят на поверхности металлического электрода при погружении его в раствор ионов этого же металла?
4. Как образуется двойной электрический слой? Что такое электродный потенциал?
5. Что такое равновесный электродный потенциал? Как он обозначается, в чем измеряется? Что характеризует эта величина? От чего она зависит?
6. Что такое стандартный водородный электрод? Для чего он используется? Чему равен его электродный потенциал?
7. Что такое стандартный электродный потенциал металла? Как он обозначается, в чем измеряется? Что характеризует данная величина? Какие значения она может принимать?
8. От каких факторов зависит электродный потенциал? Приведите полное и сокращенное уравнения Нернста. Поясните, какие величины там используются. В каких случаях используются эти уравнения?
9. Что показывает ряд электрохимических напряжений металлов? Как расположены металлы в этом ряду? С чем связана восстановительная способность металлов?

10. Что такое гальванический элемент? Из чего он состоит? Изобразите устройство гальванического элемента (схему гальванического элемента).
11. Как заряжены катод и анод в гальваническом элементе? Какие процессы протекают у их поверхности? Где возникает электрический ток в гальваническом элементе? В каком направлении движутся электроны в гальваническом элементе?
12. На примере гальванического элемента Даниэля-Якоби расскажите какие электрохимические процессы там протекают. Напишите уравнения реакций на катоде и аноде.
13. Что такое электродвижущая сила гальванического элемента? Как она обозначается, в чем измеряется? Как ее можно рассчитать?
14. Что такое электролиз? Из чего состоит система, где протекает электролиз? Изобразите графически.
15. Как заряжены катод и анод при электролизе? Какие процессы протекают у поверхности электродов?
16. Какие типы электродов используются при электролизе? Из чего они изготавливаются? Приведите примеры.
17. Каковы закономерности протекания электролиза в расплавах? Какие процессы протекают на аноде и катоде? Приведите пример.
18. Каковы закономерности протекания электролиза в растворах? Какие процессы протекают на аноде и катоде? Приведите примеры.
19. Что такое коррозия металлов? Чем характеризуется процесс коррозии? Почему коррозия негативно влияет на металлические конструкции и изделия?
20. Что такое химическая коррозия? В каких средах она протекает? Какие бывают типы химической коррозии? Приведите примеры.
21. Какие места в изделиях и конструкциях являются коррозионно опасными и почему?
22. Что такое электрохимическая коррозия? В каких средах она протекает?
23. Какие металлы наиболее подвержены коррозии? Почему некоторые металлы, несмотря на их высокую восстановительную способность, не подвергаются коррозии? Приведите примеры таких металлов.
24. Перечислите методы защиты металлов от коррозии.
25. Что такое легирование металлов? Какие вещества выступают легирующими добавками и как они влияют на свойства металла? Почему при легировании металла скорость коррозии замедляется? Чем обусловлено то, что современные стали являются нержавеющими?
26. Что такое защитные покрытия? Из чего они изготавливаются?

Раздел 8. Химия комплексных соединений. Комплексообразование в растворах.

1. Дайте определение комплексному соединению. Являются ли идентичными термины «комплексное соединение» и «координационное соединение»? В чем заключается главное различие между комплексными соединениями и двойными солями?
2. Дайте краткую характеристику основных составных частей комплексного соединения, таких как внешняя сфера и внутренняя (координационная) сфера, комплексный ион и ионы внешней сферы, центральный атом (комплексообразователь) и лиганды.
3. Какая существует взаимосвязь между величиной координационного числа и геометрической формой комплексов? В чем заключается различие между монодентатными и полидентатными лигандами? Какие лиганды называются хелатными? Приведите примеры полидентатных хелатных лигандов.
4. Какие константы равновесия используются в качестве количественных характеристик устойчивости комплексных соединений? Какое соотношение выполняется между ступенчатыми константами образования комплекса и его общей константой образования? Что характеризует константа нестойкости комплексного соединения и

как от ее величины перейти к константе образования комплексного соединения или обратно?

5. Как можно представить образование координационных связей с позиций метода валентных связей? Какая взаимосвязь существует между геометрическими формами комплексных ионов и типами гибридизации орбиталей? Какие комплексы относят к высокоспиновым, а какие - к низкоспиновым? На чем основана методика прогноза парамагнитных и диамагнитных свойств комплексов?
6. Проанализируйте изомерию комплексных соединений. Чем различаются между собой структурная изомерия и стереоизомерия? Дайте определение и приведите примеры для следующих видов структурной изомерии: ионизационной, гидратной, связевой, поляризационной и координационной, а также стереоизомерии геометрической и оптической.

Раздел 9. Химия неметаллов и их соединений.

1. Какое положение в периодической таблице занимают р-элементы - неметаллы? Какая корреляция существует между положением р -элементов в периодической таблице, электронной конфигурацией их атомов и степенями окисления этих элементов в химических соединениях? Чем объясняется существенное различие свойств р -элементов второго периода и элементов соответствующих групп последующих периодов?
2. Опишите состав и строение молекулы воды. Каков механизм образования химических связей в молекуле H_2O ? Почему она полярная, чему равен ее дипольный момент?
3. Почему вода плавится и кипит при более высокой температуре, чем ее аналог сероводород? Почему вода в твердом состоянии (лед) имеет меньшую плотность, чем в жидком?
4. Чем отличается от обычной воды тяжелая вода? Насколько она распространена в природе? Как ее получают в промышленности?
5. Почему вода способна растворять очень многие вещества? Почему растворение веществ в воде сопровождается тепловыми и другими явлениями, характерными для химических реакций?
6. При растворении многих веществ в воде происходит их гидролиз. Напишите уравнения гидролиза данных веществ: $ZnCl_2$, Na_2CO_3 , Al_2S_3 , $SiCl_4$.
7. Охарактеризуйте состав природных вод. С какой целью производится водоподготовка природных вод, и из каких основных операций она состоит?
8. Почему нежелательно присутствие кислорода в воде, используемой для технических целей? Какими методами производится удаление кислорода и других растворенных газов из воды?
9. Присутствие каких примесей в воде придаёт ей жесткость? В чем состоит различие между временной и постоянной жесткостью? Какими методами производится удаление из воды солей жесткости?
10. Как, исходя из электронной конфигурации атомов, можно обосновать возможные степени окисления галогенов в интервале от -1 до +7? Как и почему фтор отличается от других галогенов по степени окисления и другим свойствам? Какими способами получают галогеноводородные кислоты? Чем объясняется действие HF на SiO_2 и силикатные стекла? Что происходит при растворении Cl_2 в воде?
11. Какие оксиды и оксокислоты известны для галогенов? Как получают оксокислоты хлора и их соли? В какой последовательности и почему уменьшается сила кислот в ряду $HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4$? Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства оксокислот хлора и их солей. Какие свойства перхлората аммония определили выбор его в качестве компонента ракетного топлива?
12. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления атомов р-элементов VI групп на примерах кислорода и серы. Как изменяется устойчивость соединений

- элементов в высших степенях окисления по ряду сера- полоний? Как проявляется вторичная периодичность в этом ряду?
13. Охарактеризуйте аллотропные формы кислорода O_2 и O_3 . Как получают O_2 в промышленности и лабораторной практике? Как получают и для каких целей используют O_3 ? Какова роль O_3 в защите жизни на нашей планете? Что представляют собой пероксиды и супероксиды? Охарактеризуйте кислотные и окислительно-восстановительные свойства H_2O_2 . Какую роль играют процессы окисления в живых организмах?
 14. Какие аллотропные формы известны для серы? Каковы области применения элементарной серы? Охарактеризуйте свойства H_2S и сульфидов металлов. Рассмотрите способы получения и свойства SO_2 , SO_3 , H_2SO_4 сульфитов, тиосульфатов.
 15. Общая характеристика элементов VA - группы. Азот, фосфор и их соединения. Простые вещества, аллотропия.
 16. Чем объясняется химическая инертность молекулярного азота при невысоких температурах? Какие степени окисления и в каких соединениях свойственны азоту? Каким путем атмосферный азот переводят в связанное состояние.
 17. Соединения азота и фосфора с водородом. Характер связи, энергетические характеристики и строение молекул. Методы получения и основные свойства соединений $ЭН_3$. Соли аммония и фосфония.
 18. Оксиды азота: методы получения, свойства. Азотистая и азотная кислоты, и их строение, свойства и методы получения, нитриты и нитраты.
 19. Охарактеризуйте состав и строение оксидов фосфора в степенях окисления +3 и +5. Каковы состав и основность гипофосфористой, фосфористой и фосфорной кислот? Приведите уравнения диссоциации кислот фосфора. Какие кислоты фосфора и их соли проявляют восстановительные свойства? Что представляют собой фосфаты и полифосфаты, каковы их составы и строение?
 20. Дайте общую характеристику р-элементов IV группы (особенности строения электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону), особенности строения простых веществ: алмаз, графит, карбин, фуллерен, графен, нанотрубки.
 21. Оксиды углерода, строение молекул и свойства. Какова роль CO_2 в процессе фотосинтеза. Оксокислоты углерода. Карбонаты. Галогениды. Карбиды металлов.
 22. Кремниевые кислоты и силикаты. Оксо- и гидроксоины аналогов кремния. Соли олова и свинца, их растворимость и гидролиз. Галогениды. Химия полупроводников.
 23. Какими свойствами обладают активированные угли? Рассмотрите основные области их применения. Что представляют собой углеродные волокна и как их получают? Почему композиты на основе углеродных волокон относят к числу наиболее перспективных материалов? Назовите области применения углеродной сажи.
 24. Каким путем можно получить стекло на основе SiO_2 ? С какой целью в состав многих видов стекла вводят оксиды металлов (Na_2O , CaO , B_2O_3 и др.)? Какие добавки содержатся в стеклах специальных видов? За счет чего достигается возможность получения цветных стекол? Как получают ситаллы? Что они собой представляют и какими свойствами обладают?
 25. Что служит сырьем для цементов и как их получают? За счет чего происходит отвердевание смеси цемента с водой? Чем различаются разные марки цементов? Какие различия по составу имеют растворные и бетонные смеси, каково назначение каждой из них?
 26. Какие материалы называют керамикой? Чем керамика отличается от стекол? Какое сырье используют для изготовления муллитовой керамики? Каковы особенности состава и структуры муллитовой керамики? Охарактеризуйте различные виды керамики: строительную, бытовую, техническую. Отметьте особенности их состава и

свойств. Чем отличается фарфор от других видов керамики? Как его получают, для каких целей используют?

Раздел 10. Химия металлов и их соединений.

1. Насколько справедливо утверждение, что металлы представлены элементами всех блоков, то есть s-, p-, d- и f-блоков? Можно ли выделить электронные конфигурации атомов, которые наиболее характерны для металлов?
2. Что представляют собой сплавы? Чем отличаются друг от друга сплавы внедрения и замещения?
3. В каких формах металлы представлены в природных условиях? Какие минералы называют рудой? Приведите примеры руд металлов, наиболее важных для хозяйственных целей.
4. Сделайте обзор основных методов получения металлов из природных соединений. Приведите примеры, иллюстрирующие применение каждого из перечисленных методов. Какие металлы получают методом электролиза? Почему некоторые металлы получают электролизом водных растворов их солей, а другие - электролизом расплавов?
5. Все s-элементы - металлы. Как изменяется активность металлов этой группы в зависимости от их положения в периодической таблице? Какие из металлов IA и IIA групп получают методом электролиза? Почему ни один из щелочных металлов не получают методом восстановления в водном растворе с помощью другого более активного щелочного металла?
6. Какие соединения образуются при взаимодействии металлов IA и IIA групп с кислородом и водой? Что представляют собой пероксиды и супероксиды этих металлов? Как изменяется сила оснований в зависимости от положения образующих их s-элементов в периодической таблице? Как получают практически важные продукты - кальцинированную соду и пищевую соду?
7. В чем причина неустойчивости «простых» ионов Al^{3+} в водных растворах? Почему нельзя выделить из водных растворов соединения $Al_2S_3, Al_2(CO_3)_3$?
8. Чем объясняется устойчивость алюминия по отношению к окислителям? Какие свойства алюминия определили возможность широкого использования алюминиевой фольги для приготовления, упаковки и хранения пищевых продуктов?
9. Какие электронные конфигурации атомов свойственны d-металлам (переходным металлам)? Как можно оценить значения возможных максимальных степеней окисления d-металлов, исходя из их положения в периодической таблице? Какие закономерности изменения свойств металлов проявляются в зависимости от их положения в периодах и в группах периодической таблицы?
10. Какими свойствами обладают металлы Cr, Mo и W, какие реагенты и при каких условиях действуют на эти металлы? Составьте уравнения реакций взаимодействия Cr с разбавленной и концентрированной H_2SO_4 , Mo — с концентрированной HNO_3 , W - со смесью HNO_3 и HF.
11. Какие степени окисления характерны для Cr, Mo и W в их химических соединениях? Рассмотрите основные закономерности изменения окислительно-восстановительных и кислотноосновных свойств хрома на примере соединений $CrO-Cr_2O_3-CrO_3$ и $Cr(OH)_2-Cr(OH)_3-H_2CrO_4$. Какое различие по составу и структуре проявляется между хроматами и дихроматами?
12. Какие степени окисления в химических соединениях проявляют Mn, Tc и Re? Укажите наиболее устойчивые состояния этих элементов и те условия, при которых они реализуются. В природных условиях наиболее устойчивым соединением марганца является MnO_2 . Предложите химические реакции, с помощью которых можно получить из MnO_2 следующие соединения: $Mn(OH)_2$, $MnO(OH)$, K_2MnO_4 и $KMnO_4$.

13. Сопоставьте электронные конфигурации атомов Fe, Co и Ni и степени окисления, свойственные этим элементам, обратив внимание на максимальные значения возможных степеней окисления и значения наиболее устойчивых степеней окисления. Какие комплексные соединения могут образовывать данные элементы? Дайте характеристику кислотно-основных свойств гидроксидов железа (II) и (III). Что представляют собой ферриты? Чем обусловлено широкое практическое использование железа и сплавов на его основе?

4.2. Тестовые задания

Варианты тестов по разделу *Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь*

ТЕСТ 1

- В какой паре указаны химические символы элементов, наиболее близких между собой по химическим свойствам:
 - Li и Be;
 - Be и Na;
 - Li и Na;
 - Be и B.
- Отметьте правильные утверждения:
 - каждый период без исключения начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом;
 - все без исключения элементы в Периодической системе расположены в порядке возрастания относительной атомной массы;
 - большинство элементов больших периодов относятся к металлам;
 - в малых периодах расположены элементы только главных подгрупп, а в больших – как главных, так и побочных подгрупп.
- Укажите физический смысл номера периода:
 - показывает число валентных электронов в атоме;
 - показывает число энергетических уровней в атоме;
 - равен общему числу электронов в атоме;
 - равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне атома.
- В каком ряду расположены символы только d-элементов:
 - Ca, Mn, Co;
 - Sc, Ag, Cu;
 - Cl, Te, Ti;
 - Au, Se, Po.
- Какие характеристики атомов элементов находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра:
 - масса;
 - металлические и неметаллические свойства;
 - радиус;
 - высшая валентность.
- Укажите физический смысл номера группы для элементов в Периодической системе:
 - для некоторых элементов равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне;
 - как правило, равен числу валентных электронов;
 - равен числу энергетических уровней в атоме;
 - для некоторых элементов равен сумме числа электронов на внешнем энергетическом уровне и d-электронов на предвнешнем энергетическом уровне.
- К какому семейству относится элемент с относительной атомной массой, равной 137,3:
 - p;

- б) d;
 в) s;
 г) f.
8. К какому семейству относится элемент с порядковым номером 26:
 а) s;
 б) p;
 в) f;
 г) d.
9. Какие сокращенные электронные конфигурации отвечают d-элементам IV периода:
 а) $\dots 3s^2 3p^6 4s^1$;
 б) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$;
 в) $\dots 3s^2 3p^6$;
 г) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.
10. Укажите символы р-элементов:
 а) N;
 б) Fr;
 в) P;
 г) Xe.

ТЕСТ 2

1. В главных подгруппах расположены элементы:
 а) только s- и p-семейств;
 б) как правило, с одинаковым числом электронов на внешнем энергетическом уровне для всех элементов данной подгруппы;
 в) только неметаллы;
 г) как металлы, так и неметаллы.
2. В побочных подгруппах расположены элементы:
 а) только металлы;
 б) только элементы d- и f-семейств;
 в) в атомах которых электронами заполняется предвнешний или третий снаружи энергетический уровень;
 г) только четных рядов больших периодов.
3. Какие утверждения справедливы для элемента с сокращенной электронной конфигурацией атома в основном состоянии $\dots 3d^5 4s^1$:
 а) расположен в III периоде;
 б) находится в VI группе главной подгруппы;
 в) расположен в VI группе побочной подгруппы;
 г) в атоме 6 валентных электронов.
4. Укажите сокращенные электронные конфигурации атомов элементов, образующих высшие оксиды состава $\text{Э}_2\text{O}_7$:
 а) $\dots 2s^2 2p^5$;
 б) $\dots 3s^2 3p^5$;
 в) $\dots 3d^5 4s^2$;
 г) $\dots 3d^3 4s^2$.
5. В главных подгруппах металлические свойства элементов:
 а) растут сверху вниз;
 б) растут снизу вверх;
 в) изменяются случайным образом;
 г) не изменяются.
6. В периодах металлические свойства элементов:
 а) справа налево растут;
 б) слева направо уменьшаются;

- в) не изменяются;
г) сначала растут, а затем уменьшаются.
7. Элементы V группы образуют оксиды с общей формулой:
а) ЭО₃;
б) Э₂О₃;
в) Э₂О₅;
г) ЭО₄.
8. В ряду Be → Mg → Ca металлические свойства элементов:
а) уменьшаются;
б) растут;
в) сначала уменьшаются, затем растут сначала растут, затем уменьшаются.
9. Укажите формулу высшего оксида элемента с зарядом ядра, равным +24:
а) ЭО;
б) Э₂О₇;
в) ЭО₃;
г) Э₂О₃.
10. Укажите формулу водородного соединения элемента с порядковым номером 32:
а) ЭН;
б) ЭН₃;
в) ЭН₂;
г) ЭН₄.

ТЕСТ 3

1. В каком ряду указаны символы элементов s-, p- и d-семейств:
а) К, Н, Са;
б) Fe, F, Ti;
в) Sr, С, Со;
г) He, Mg, Ag.
2. Периодически изменяются характеристики атомов:
а) заряд ядра;
б) число нейтронов в ядре;
в) электроотрицательность;
г) число валентных электронов.
3. В одном периоде находятся элементы:
а) со схожими химическими свойствами;
б) с одинаковым радиусом атома;
в) с одинаковым числом энергетических уровней;
г) заряд ядра атома которых последовательно возрастает на единицу.
4. В одной группе расположены элементы:
а) с близкими значениями электроотрицательности;
б) с одинаковым (как правило) числом валентных электронов;
в) с подобными химическими свойствами простых веществ;
г) с одинаковой (в большинстве случаев) формулой высшего оксида.
5. Зная положение элемента в Периодической системе, можно предсказать:
а) максимальную валентность элемента;
б) распространенность элемента в природе;
в) число изотопов элемента;
г) формулу водородного соединения.
6. Исходя из сокращенных формул электронных конфигураций атомов укажите элементы одной группы:
а) ...3s²3p⁶3d³4s²;
б) ...3s²3p⁶3d⁵4s²;

- в) $\dots 3s^2 3p^5$;
 г) $\dots 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.
7. По схемам распределения электронов по энергетическим уровням атомов определите сходные по химическим свойствам элементы:
- а) 2, 8, 3;
 б) 2, 7;
 в) 2, 8, 5;
 г) 2, 8, 7.
8. Укажите сокращенные электронные конфигурации атомов элементов V группы главной подгруппы:
- а) $\dots 3s^2 3p^3$;
 б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;
 в) $\dots 2s^2 2p^5$;
 г) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.
9. По сокращенным формулам электронных конфигураций атомов укажите элементы, расположенные в одной и той же группе и подгруппе:
- а) $\dots 2s^1$;
 б) $\dots 3s^2 3p^3$;
 в) $\dots 3d^3 4s^2$;
 г) $\dots 4s^2 4p^3$.
10. Элемент с сокращенной электронной конфигурацией невозбужденного состояния атома $\dots 3d^1 4s^2$:
- а) металл;
 б) находится в третьем периоде;
 в) имеет три валентных электрона;
 г) расположен в главной подгруппе III группы.

ТЕСТ 4

1. Укажите формулу высшего оксида элемента с сокращенной электронной конфигурацией атома $\dots 3d^5 4s^2$:
- в) $\text{Э}_2\text{O}_5$;
 б) $\text{Э}_2\text{O}_7$;
 в) ЭO_3 ;
 г) ЭO_2 .
2. У элементов V группы главной подгруппы с ростом заряда ядра атома неметаллические свойства:
- а) убывают;
 б) усиливаются;
 в) практически не изменяются;
 г) сначала убывают, затем усиливаются.
3. В каком ряду элементов электроотрицательность растет слева направо:
- а) фтор, азот, кислород;
 б) кислород, азот, фтор;
 в) азот, кислород, фтор;
 г) кислород, фтор, азот.
4. В ряду оксидов состава $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{K}_2\text{O}$ основные свойства:
- а) уменьшаются;
 б) растут;
 в) не изменяются;
 г) сначала растут, а затем уменьшаются.
5. В каком ряду элементов, символы которых приведены ниже, растет электроотрицательность атомов:

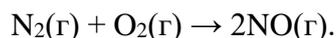
- а) P, Cl, Si;
б) Si, Cl, P;
в) Si, P, Cl;
г) Cl, P, Si.
6. Укажите ряд элементов, в котором они перечислены в порядке уменьшения радиуса атома:
а) натрий, кремний, алюминий;
б) кремний, алюминий, натрий;
в) натрий, алюминий, кремний;
г) алюминий, натрий, кремний.
7. В каком ряду элементов, химические знаки которых приведены ниже, неметаллические свойства растут слева направо:
а) O, Po, S, Te, Se;
б) O, Se, S, Po, Te;
в) Po, Te, Se, S, O;
г) O, S, Se, Te, Po.
8. Укажите формулу высшего гидроксида элемента с сокращенной электронной конфигурацией $...3s^23p^4$:
а) $\text{Э}(\text{OH})_2$;
б) HЭO_4 ;
в) $\text{H}_2\text{ЭO}_4$;
г) $\text{Э}(\text{OH})_3$.
9. Выберите формулу наименее термически устойчивого водородного соединения:
а) CH_4 ;
б) SnH_4 ;
в) GeH_4 ;
г) SiH_4 .
10. Укажите формулы водородных соединений элементов, водные растворы которых проявляют основные свойства:
а) HF;
б) NH_3 ;
в) NaOH;
г) CH_4 .

Варианты тестов по разделу
Термохимия. Элементы химической термодинамики

ТЕСТ 1

1. Энергией называется:
а) физическая величина, характеризующая направление теплообмена между системами;
б) экзотермический химический процесс;
в) физическая величина, являющаяся мерой взаимодействия и движения материальных систем;
г) термодинамическое состояние системы.
2. Тепловой эффект химической реакции зависит от температуры, давления и агрегатного состояния вещества. Поэтому при сопоставлении тепловых эффектов между собой приняты определенные стандартные условия. За стандартные принимают значения:
а) давление 1 атм и температура 298 К (25°C);
б) давление 101 325 Па и температура 273 К (0°C);
в) давление 100 Па и температура 100 К;
г) давление 1 бар (100 кПа) и температура 298 К (25°C).

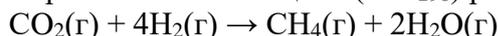
3. Газовые выбросы тепловых станций и двигателей внутреннего сгорания содержат оксиды азота. В наиболее простом виде одна из этих реакций может быть представлена уравнением



Определите тепловой эффект (ΔH^0) данной реакции в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) и укажите, какая она – эндотермическая или экзотермическая:

- а) -90,4 кДж; экзотермическая;
- б) +90,4 кДж; эндотермическая;
- в) -56,9 кДж; эндотермическая;
- г) +56,9 кДж; эндотермическая.

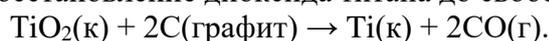
4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG^0_{298}) реакции



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):

- а) +114,0 кДж; реакция возможна;
- б) -114,0 кДж; реакция возможна;
- в) +114,0 кДж; реакция невозможна;
- г) -902,8 кДж; реакция возможна.

5. Пользуясь справочными данными, рассчитайте ΔG^0_{T} и установите, возможно ли при температуре 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме



Зависимостью ΔH^0 и S^0 от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH^0_{298} приведены в кДж/моль, а ΔS^0_{298} — в Дж/моль·К:

- а) +186,9 кДж; возможно;
- б) -186,9 кДж; возможно;
- в) + 614,4 кДж; невозможно;
- г) +255,1 кДж; возможно.

ТЕСТ 2

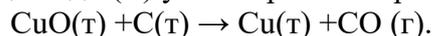
1. Химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку:

- а) ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей;
- б) ее протекание требует столкновения реагирующих частиц;
- в) для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации;
- г) при ее протекании не затрагиваются ядра атомов.

2. Стандартные энтальпии образования простых веществ равны:

- а) 1 кДж;
- б) 298 Дж;
- в) 0;
- г) 273 кДж.

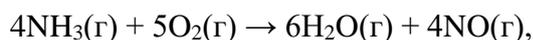
3. При восстановлении оксида меди (II) углем протекает реакция



Определите ее тепловой эффект (ΔH^0_{298}) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) и укажите, какова данная реакция – эндотермическая или экзотермическая:

- а) -272,5 кДж; экзотермическая;
- б) -51,5 кДж; эндотермическая;
- в) +272,5 кДж; эндотермическая;
- г) +51,5 кДж; эндотермическая.

4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG^0_{298}) реакции каталитического окисления аммиака, идущей по схеме



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):

- а) -1092,0 кДж; реакция возможна;
- б) -958,4 кДж; реакция возможна;
- в) +958,4 кДж; реакция невозможна;
- г) -125,4 кДж; реакция невозможна.

5. В какую сторону будет протекать процесс



при $T = 500 \text{ К}$ и стандартных состояниях всех веществ? Ответ подтвердите расчетами. Зависимостью ΔH° и S° от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH°_{298} приведены в кДж/моль, а ΔS°_{298} — в Дж/моль·К:

- а) $\Delta G^\circ_{500} = -49,6 \text{ кДж}$; вправо;
- б) $\Delta G^\circ_{500} = +40,6 \text{ кДж}$; влево;
- в) $\Delta G^\circ_{500} = +174,6 \text{ кДж}$; влево;
- г) $\Delta G^\circ_{500} = +25,6 \text{ кДж}$; влево.

ТЕСТ 3

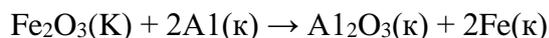
1. Сформулируйте I закон (первое начало) термодинамики:

- а) скорость химической реакции определяется энергией активации данной реакции;
- б) физические величины, однозначно определяющие состояние системы, являются функциями состояния системы;
- в) сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (или над системой) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте;
- г) при одинаковых условиях в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул.

2. Стехиометрические коэффициенты в термохимических и термодинамических уравнениях указывают:

- а) на соотношения между количествами веществ;
- б) реальные количества реагирующих и образующихся веществ;
- в) массы веществ;
- г) скорость расходования и образования веществ.

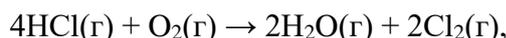
3. Термитная смесь состоит из порошка алюминия и оксида железа(III). Определите тепловой эффект (ΔH°_{298}) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции



и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:

- а) +853,8 кДж; эндотермическая;
- б) -853,8 кДж; экзотермическая;
- в) -853,8 кДж; эндотермическая;
- г) +853,8 кДж; экзотермическая.

4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG°_{298}) реакции, протекающей по схеме



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях:

- а) +76,1 кДж; реакция возможна;
- б) -76,1 кДж; реакция возможна;
- в) -133,3 кДж; реакция невозможна;
- г) -838,3 кДж; реакция возможна.

5. Вычислите ΔG°_{298} для реакции



при $T = 1500 \text{ K}$. В какую сторону будет протекать процесс? Зависимостью ΔH^0 и S^0 от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH^0_{298} приведены в кДж/моль, а S^0_{298} — в Дж/моль К:

- а) -69,0 кДж; вправо;
- б) -167,0 кДж; вправо;
- в) +69,0 кДж; влево;
- г) +167,0 кДж; влево.

ТЕСТ 4

1. Тепловой эффект химической реакции – это:
 - а) количество выделившейся или поглощенной теплоты в результате взаимодействия между собой строго определенных количеств вещества;
 - б) изменение внутренней энергии в результате химической реакции;
 - в) изменение энтальпии в результате химической реакции;
 - г) работа, выполненная в результате химической реакции.
2. Из закона Гесса следует, что тепловой эффект химической реакции равен:
 - а) сумме теплот образования исходных веществ;
 - б) сумме теплот образования продуктов реакции;
 - в) сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ;
 - г) сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции).
3. При сгорании ацетиленовая развивается очень высокая температура, что обусловлено высокой теплотой сгорания ацетилена. На этом основана кислородно-ацетиленовая сварка черных металлов. Определите тепловой эффект (ΔH^0_{298}) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции
$$\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 2,5\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}):$$
 - а) -728,0 кДж;
 - б) +1299,6 кДж;
 - в) -1299,6 кДж;
 - г) -846,0 кДж.
4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG^0_{298}) реакции обжига известняка
$$\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$$
и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):
 - а) -129,1 кДж; реакция возможна;
 - б) +129,1 кДж; реакция невозможна;
 - в) +2126,3 кДж; реакция невозможна;
 - г) -917,9 кДж; реакция возможна.
5. Для реакции димеризации диоксида азота $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ определите температуру, при которой прямая и обратная реакции равновероятны, т. е. $\Delta G^0 = 0$, и сделайте вывод о направлении реакции ниже этой температуры. Зависимостью ΔH^0 и S^0 от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH^0_{298} приведены в кДж/моль, а S^0_{298} – в Дж/моль К:
 - а) -353 К; влево;
 - б) +353 К; влево;
 - в) -353 К; вправо;
 - г) +353 К; вправо.

ТЕСТ 5

1. В эндотермической реакции:
 - а) энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$);

- б) тепловой эффект химической реакции положителен ($Q > 0$);
 в) энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$);
 г) резко замедляется скорость реакции.
2. Из закона Гесса следует, что тепловой эффект химической реакции равен:
- а) сумме теплот сгорания исходных веществ;
 б) сумме теплот сгорания продуктов реакции;
 в) сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции (с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции);
 г) сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции.
3. Определите тепловой эффект (ΔH^0_{298}) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции сгорания пентана
- $$\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{ж}) + 8\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 5\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$$
- и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:
- а) +426,0 кДж; эндотермическая;
 б) -3509 кДж; экзотермическая;
 в) -3855,6 кДж; экзотермическая;
 г) +3509,0 кДж; эндотермическая.
4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG^0_{298}) для реакции
- $$3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$$
- и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):
- а) +36,3 кДж/моль; реакция возможна;
 б) -36,3 кДж/моль; реакция возможна;
 в) 0; реакция невозможна;
 г) +36,3 кДж/моль; реакция невозможна.
5. Вычислите ΔG^0_T для реакции горения кальция в атмосфере углекислого газа
- $$2\text{Ca}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CaO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит}),$$
- при $T = 1000$ К. В какую сторону будет протекать процесс? Зависимостью ΔH° и S° от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH^0_{298} приведены в кДж/моль, а S^0_{298} – в Дж/моль К:
- а) -1089,3 кДж; вправо;
 б) +665,7 кДж; влево;
 в) -665,7 кДж; вправо;
 г) -962,6 кДж; влево.

Варианты тестов по разделу Элементы химической кинетики. Кинетика гетерогенных процессов. Катализ

ТЕСТ 1

1. В каких единицах может выражаться скорость химической реакции:
- а) моль·л⁻¹·с⁻¹;
 б) л·моль⁻¹;
 в) с·моль⁻¹;
 г) моль·л⁻¹·мин⁻¹.
2. За время, равное 20 с, концентрация вещества А изменилась от 1,20 моль/л до 1,05 моль/л. Укажите среднее значение скорости реакции по веществу А:
- а) 0,0075 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 б) 0,0050 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 в) 0,4500 моль·л⁻¹·мин⁻¹;
 г) 12,5 10⁻⁵ моль·л⁻¹·мин⁻¹.

3. Какие факторы влияют на скорость химической реакции в растворе:
- природа реагирующих веществ;
 - концентрация реагирующих веществ;
 - температура;
 - объем реакционного сосуда.
4. Укажите кислоту, в которой цинк будет растворяться наиболее медленно (массовая доля всех кислот в растворе равна 20%):
- соляная HCl;
 - серная H₂SO₄;
 - иодоводородная HI;
 - уксусная CH₃COOH.
5. Для реакции $A_2(г) + B_2(г) \leftrightarrow AB(г)$ укажите кинетическое уравнение для прямого процесса (C – символ молярной концентрации вещества):
- $v = k \cdot C^2(A)$;
 - $v = k \cdot C^2(A_2) \cdot C^2(B_2)$;
 - $v = k \cdot C(A_2) \cdot C(B_2)$;
 - $v = k \cdot C^2(A_2) \cdot C(B_2)$.
6. Во сколько раз увеличится скорость реакции $A_2(г) + B_2(г) \rightarrow 2AB(ж)$ при увеличении концентрации вещества A в 3 раза:
- 3;
 - 6;
 - 8;
 - 9.
7. Как формулируется правило Вант-Гоффа:
- при повышении температуры на 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза;
 - для большинства химических реакций скорость реакции увеличивается с ростом температуры;
 - скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам реакции;
 - при понижении температуры на 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза.
8. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 50 до 80°C ($\gamma = 2$):
- возрастет в 6 раз;
 - не изменится;
 - возрастет в 8 раз;
 - уменьшится в 8 раз.
9. Как повлияет на состояние равновесия реакции
- $$SO_2(г) + 1/2O_2(г) \leftrightarrow SO_3(г) + 99 \text{ кДж}$$
- понижение температуры:
- равновесие не сместится;
 - равновесие сместится вправо;
 - равновесие сместится влево;
 - скорость обратной реакции уменьшится, а прямой – нет.
10. В каком направлении сместится равновесие процесса
- $$5N_2(г) + 1,5H_2(г) \leftrightarrow NH_3(г) + 45 \text{ кДж}$$
- при внесении в систему катализатора:
- не сместится;
 - вправо;
 - влево;

г) для смещения равновесия необходим строго определенный катализатор.

ТЕСТ 2

- Скорость химической реакции – это:
 - а) время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;
 - б) время, за которое заканчивается реакция;
 - в) изменение количества вещества одного из реагентов (или продуктов реакции) за единицу времени в единице объема;
 - г) количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции.
- За время, равное 10 с, концентрация вещества А изменилась от 3,10 моль/л до 3,05 моль/л. Укажите среднее значение скорости реакции по веществу А:
 - а) 0,003 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - б) 0,005 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - в) 0,300 моль·л⁻¹·мин⁻¹;
 - г) 8,33·10⁻⁵ моль·л⁻¹·мин⁻¹.
- Для какой реакции зависимость скорости от концентрации описывается уравнением
$$v = kC(A_2) \cdot C^2(B)$$
(С – символ молярной концентрации вещества):
 - а) $B_2(г) + A_2(г) \rightarrow 2AB(г)$;
 - б) $B_2(к) + A_2(г) \rightarrow 2B_2A(г)$;
 - в) $B(к) + A_2(г) \rightarrow BA_2(г)$;
 - г) $2B(г) + A_2(г) \rightarrow 2BA_2(г)$.
- Как изменится скорость реакции
$$A(к) + B(г) \rightarrow AB(к)$$
при уменьшении концентрации исходных веществ в 4 раза:
 - а) не изменится;
 - б) возрастет в 4 раза;
 - в) уменьшится в 16 раз;
 - г) уменьшится в 4 раза.
- Во сколько раз надо увеличить внешнее давление в системе, чтобы скорость реакции
$$A(г) + 2B(г) \rightarrow D(г)$$
увеличилась в 125 раз:
 - а) 5;
 - б) 25;
 - в) 125;
 - г) 100.
- Какое уравнение описывает зависимость скорости реакции от температуры Т (γ – температурный коэффициент скорости реакции):
 - а) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma$;
 - б) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma(T_2 - T_1)$;
 - в) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma(T_2 - T_1)/10$;
 - г) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$;
- Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 50 до 100°С ($\gamma = 2$):
 - а) возрастет в 32 раза;
 - б) возрастет в 10 раз;
 - в) возрастет в 8 раз;
 - г) уменьшится в 8 раз.
- Химическое равновесие называют динамическим, потому что:
 - а) два противоположных процесса оказываются сбалансированными;
 - б) в результате совершается работа;
 - в) в результате выделяется или поглощается энергия;

г) два противоположных процесса протекают с одинаковыми скоростями.

9. Промышленный синтез аммиака по реакции



проводят при повышенной температуре, чтобы:

- а) сместить равновесие процесса вправо;
- б) увеличить скорость реакции;
- в) сместить равновесие процесса влево;
- г) не использовать катализатор.

10. Изменение давления не смещает равновесие процессов:

- а) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{к}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г})$;
- б) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$;
- в) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$;
- г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$.

ТЕСТ 3

1. От каких факторов не зависит скорость химической реакции в растворе:

- а) от природы реагирующих веществ;
- б) от концентрации реагирующих веществ;
- в) от температуры;
- г) от объема реакционного сосуда.

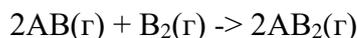
2. Имеется два сосуда одинакового объема. В первом сосуде количество вещества А за 10 с изменилось с 5 до 2 моль, а во втором за 20 с – с 10 до 5 моль. Какое утверждение справедливо:

- а) скорость реакции во втором сосуде выше, чем в первом;
- б) скорость реакций в обоих сосудах одинакова;
- в) скорость реакции в первом сосуде больше;
- г) скорость реакции в первом сосуде в 2 раза ниже, чем во втором.

3. Укажите кислоту, в которой цинк будет растворяться наиболее быстро (массовая доля всех кислот в растворе равна 20%):

- а) соляная HCl;
- б) ортофосфорная H_3PO_4 ;
- в) иодоводородная HI;
- г) уксусная CH_3COOH .

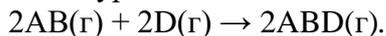
4. Во сколько раз надо увеличить давление, чтобы скорость реакции



возросла в 1000 раз:

- а) 5;
- б) 10;
- в) 100;
- г) 1000.

5. Химическая реакция протекает по уравнению



При увеличении концентрации вещества АВ в 2 раза скорость реакции:

- а) не изменится;
- б) возрастет в 2 раза;
- в) возрастет в 4 раза;
- г) возрастет в 8 раз.

6. Укажите правило Вант-Гоффа о температурной зависимости скорости реакции:

- а) $v_2 = v_1 \gamma^{\Delta t/10}$;
- б) $k = A e^{-E_a/RT}$;
- в) $v = kC^a C^b$;

г) $v = \pm \Delta c / \Delta t$

7. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 25 до 55°C ($\gamma = 2$):

- а) возрастет в 6 раз;
- б) не изменится;
- в) возрастет в 8 раз;
- г) уменьшится в 8 раз.

8. Состояние химического равновесия количественно характеризуют:

- а) исходными концентрациями реагентов;
- б) константой Больцмана;
- в) константой равновесия;
- г) энергией активации.

9. В каком направлении сместится равновесие



при увеличении концентрации водорода:

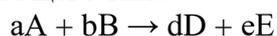
- а) вправо;
- б) не сместится;
- в) влево;
- г) сместится влево при одновременном уменьшении концентрации брома.

10. Укажите, для каких процессов уменьшение объема системы сместит равновесие вправо:

- а) $2\text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q$;
- б) $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{к})$;
- в) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$;
- г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$.

ТЕСТ 4

1. Зависимость скорости реакции общего типа



от концентрации описывается основным постулатом химической кинетики – законом действующих масс. Его общее математическое выражение:

- а) $v = k \cdot C(A) \cdot C(B)$;
- б) $v = k \cdot C^x(D) \cdot C^y(E)$;
- в) $v = k \cdot C^a(A) \cdot C^b(B)$;
- г) $v = \frac{k \cdot [D] \cdot [E]}{[A] \cdot [B]}$.

2. Для какой реакции зависимость скорости от концентрации описывается уравнением $v = kC(A_2)$:

- а) $\text{B}_2(\text{г}) + \text{A}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{AB}(\text{г})$;
- б) $2\text{B}_2(\text{г}) + \text{A}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{B}_2\text{A}(\text{г})$;
- в) $\text{B}(\text{к}) + \text{A}_2(\text{г}) \rightarrow \text{BA}_2(\text{г})$;
- г) $2\text{BA}(\text{г}) + \text{A}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{BA}_2(\text{г})$.

3. Для какой реакции при изменении количества вещества А скорость не изменится:

- а) $\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightarrow$
- б) $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}_2(\text{к}) \rightarrow$;
- в) $2\text{A}(\text{к}) + 2\text{B}(\text{г}) \rightarrow$;
- г) $3\text{A}(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г}) \rightarrow$.

4. Для какой реакции увеличение концентрации вещества А в 2 раза увеличит скорость реакции в 4 раза:

- а) $\text{A}_2(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{AB}(\text{г})$;

- б) $A_2(г) + B(к) \rightarrow BA_2(к)$;
 в) $2A_2(г) \rightarrow B(г)$;
 г) $2A_2(к) \rightarrow B(г) + C(г)$.
5. Какие вещества называют катализаторами:
 а) образующие высокомолекулярные соединения;
 б) изменяющие скорость химической реакции, но остающиеся неизменными после окончания реакции;
 в) эффективно поглощающие радиоактивное излучение;
 г) увеличивающие (но не уменьшающие) скорость химической реакции.
6. Скорость каких реакций увеличивается с ростом температуры:
 а) любых;
 б) протекающих с выделением энергии;
 в) протекающих с поглощением энергии;
 г) только заканчивающихся установлением химического равновесия.
7. Как изменится скорость некоторой реакции при понижении температуры на 50°C ($\gamma = 4$):
 а) возрастет в 20 раз;
 б) не изменится;
 в) возрастет в 1024 раза;
 г) уменьшится в 1024 раза.
8. Какое утверждение справедливо:
 а) в состоянии химического равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции со временем не изменяются;
 б) при химическом равновесии масса исходных веществ всегда равна массе продуктов реакции;
 в) при химическом равновесии никакие химические реакции в системе не протекают;
 г) в состоянии химического равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции всегда равны.
9. Какие факторы сместят вправо равновесие реакции
 $CO_2(г) + H_2O(ж) \leftrightarrow H_2CO_3(ж) + Q, (\Delta H < 0)$:
 а) повышение давления;
 б) увеличение концентрации CO_2 ;
 в) повышение температуры;
 г) понижение давления.
10. В каком направлении сместится равновесие в системе
 $Fe(к) + 3O_2(г) \leftrightarrow Fe_2O_3(к) - Q, (\Delta H > 0)$
 при увеличении давления:
 а) в сторону обратной реакции;
 б) в сторону прямой реакции;
 в) не сместится;
 г) для смещения равновесия необходим катализатор.
 г) уменьшив объем реакционной системы.

**Варианты тестов по разделу
 Растворы. Реакции в водных растворах**

ТЕСТ 1

1. Массовая доля (ω , %) растворенного вещества – это:
 а) отношение массы растворенного вещества ($г$) к общей массе раствора ($г$);
 б) отношение количества растворенного вещества (моль) к общей массе раствора ($г$);
 в) отношение количества растворенного вещества (моль) к массе растворителя ($г$);
 г) отношение массы растворенного вещества ($г$) к массе растворителя ($г$).

2. При небольшом увеличении давления растворимость газов в воде:
- возрастает;
 - уменьшается;
 - не изменяется;
 - сначала возрастает, затем уменьшается.
3. При диссоциации какого электролита в воде в качестве катионов образуются только ионы водорода:
- гидроксид натрия NaOH;
 - гидрокарбонат калия KHCO_3 ;
 - карбонат калия K_2CO_3 ;
 - сернистая кислота H_2SO_3 .
4. При одинаковой концентрации 0,01 моль/л в растворе какого из электролитов, формулы которых приведены ниже, наибольшая концентрация гидроксид-ионов?
- KOH;
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - CH_3COONa ;
 - Na_2S .
5. В каком ряду сила кислот, формулы которых приведены ниже возрастает:
- HCl, HF, HI;
 - H_3PO_4 , H_2SO_4 , HNO_2 ;
 - H_2Te , H_2Se , H_2S ;
 - HNO_3 , HNO_2 , HPO_3 .
6. Какие уравнения электролитической диссоциации записаны неверно:
- $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3^+ + \text{COOH}^-$;
 - $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$;
 - $\text{KCl} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$;
 - $\text{CaCl}_2 \leftrightarrow \text{CaCl}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{CaCl}^+ \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^-$.
7. Какие пары ионов, формулы которых приведены ниже, могут находиться в растворе совместно в значительных количествах:
- H^+ и OH^- ;
 - K^+ и SO_4^{2-} ;
 - Ag^+ и Cl^- ;
 - Ba^{2+} и NO_3^- .
8. Какова массовая доля (ω , %) гидроксида натрия в растворе содержащем в 50 г воды 25 г NaOH:
- 31,3;
 - 32,3;
 - 33,3;
 - 34,3.
9. Какая масса воды и раствора с массовой долей хлорида магния 20% потребуется для приготовления 300 г раствора с массовой долей MgCl_2 4%:
- 240 г раствора и 60 г H_2O ;
 - 60 г раствора и 240 г H_2O ;
 - 40 г раствора и 260 г H_2O ;
 - 20 г раствора и 280 г H_2O .
10. В некотором объеме слабой одноосновной кислоты содержится $2 \cdot 10^6$ молекул кислоты, $4 \cdot 10^3$ ионов водорода и $4 \cdot 10^3$ ионов кислотного остатка. Чему равна степень диссоциации кислоты (α , %)
- 0,2%;
 - 2,0%;
 - 0,02%;
 - 0,04%.

ТЕСТ 2

- Молярная концентрация (молярность, М) – это:
 - отношение массы растворенного вещества (г) к объему раствора (л);
 - отношение массы растворенного вещества (г) к массе растворителя (г);
 - отношение количества растворенного вещества (моль) к объему раствора (л);
 - отношение количества растворенного вещества (моль) к общей массе раствора (г).
- Отметьте формулы веществ, которые в водном растворе диссоциируют ступенчато:
 - KHS;
 - $Al(OH)_3$;
 - $CuSO_4$;
 - H_3PO_4 .
- При растворении твердых веществ в воде энергия:
 - всегда поглощается;
 - всегда выделяется;
 - может поглощаться или выделяться;
 - не выделяется и не поглощается.
- Укажите формулы веществ, которые при диссоциации образуют хлорид-ионы:
 - $KClO_3$;
 - KCl;
 - $KClO$;
 - NH_4Cl .
- Между какими ионами, формулы которых приведены ниже, в водном растворе нет химического взаимодействия:
 - Ag^+ и NO_3^- ;
 - Ca^{2+} и Cl^- ;
 - HCO_3^- и OH^- ;
 - CO_3^{2-} и H^+ .
- Какие уравнения реакций, схемы которых приведены ниже, описываются одинаковым сокращенным ионным уравнением:
 - $CuCl_2 + 2KOH$
 - $CuCl_2 + H_2S$
 - $CuSO_4 + 2NaOH$
 - $Cu(OH)_2 + 2HCl$
- Между какими веществами в водном растворе нет химического взаимодействия:
 - хлорид калия KCl + нитрат натрия $NaNO_3 \rightarrow$;
 - хлорид меди (II) $CuCl_2$ + гидроксид калия KOH \rightarrow ;
 - гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$ + разбавленная серная кислота $H_2SO_4(p) \rightarrow$;
 - нитрат меди (II) $Cu(NO_3)_2$ + азотная кислота $HNO_3 \rightarrow$.
- Какова массовая доля (ω , %) гидроксида натрия в растворе массой 50 г, содержащем гидроксид натрия NaOH массой 25 г:
 - 40;
 - 45;
 - 50;
 - 33.
- В лаборатории имеются растворы с массовой долей хлорида бария 10 и 20%. Какую массу каждого раствора надо взять для получения 300 г раствора с массовой долей $BaCl_2$ 12%:
 - 150 и 150 г;
 - 240 и 60 г;
 - 60 и 240 г;
 - 100 и 200 г.

10. Чему равен рН раствора, в 1 л которого содержится 0,0051 г ионов OH^- :

- а) 3,52;
- б) 10,48;
- в) 9,52;
- г) 4,48.

ТЕСТ 3

1. Укажите признаки истинных растворов, которые отличают их от механических смесей:

- а) переменный состав;
- б) гомогенность;
- в) при смешивании компонентов происходит выделение или поглощение энергии;
- г) возможность разделения на составные части.

2. Укажите компоненты раствора серной кислоты в воде:

- а) катионы H^+ и анионы SO_4^{2-} ;
- б) катионы H^+ и анионы Cl^- ;
- в) катионы H^+ и анионы HSO_4^- ;
- г) катионы H^+ и анионы PO_4^{3-} .

3. Растворимость веществ зависит:

- а) от их природы;
- б) для газов – от давления;
- в) цвета;
- г) объема реакционного сосуда.

4. При одинаковой концентрации 0,01 моль/л в растворе какого из электролитов, формулы которых приведены ниже, наибольшая концентрация хлорид-ионов Cl^- ?

- а) KCl ;
- б) BaCl_2 ;
- в) AlCl_3 ;
- г) KClO_3 .

5. Какая пара ионов, формулы которых приведены ниже, участвует в образовании осадка при сливании водных растворов карбоната калия K_2CO_3 и хлорида кальция CaCl_2 :

- а) K^+ и Cl^- ;
- б) K^+ и Ca^{2+} ;
- в) Ca^{2+} и CO_3^{2-} ;
- г) CO_3^{2-} и Cl^- .

6. Какое из молекулярных уравнений, схемы которых приведены ниже, соответствует ионному $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$:

- а) $\text{KNO}_2 + \text{Ca(OH)}_2$
- б) $\text{KNO}_2 + \text{HCl}$
- в) $\text{HNO}_2 + \text{KOH}$
- г) $\text{KNO}_2 + \text{NaHCO}_3$

7. Укажите схему неосуществимой в водном растворе реакции:

- а) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$;
- б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
- в) $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$;
- г) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$.

8. Какова массовая доля гидроксида натрия в растворе, полученном растворением 2,3 г NaOH в 100 г воды (ответ дать % с точностью до тысячных долей):

- а) 2,300;
- б) 2,250;
- в) 3,910;
- г) 2,248.

9. Рассчитайте массу раствора сульфата меди (II) с массовой долей CuSO_4 8% и массу воды, которые надо смешать, чтобы получить 500 г раствора с массовой долей сульфата меди (II) 2%:

- а) 375 и 125 г;
- б) 125 и 375 г;
- в) 40 и 460 г;
- г) 8 и 100 г.

10. Чему равны рН и рОН раствора, концентрация ионов водорода в котором равна 10^{-4} моль/л:

- а) 4 и 10;
- б) -4 и -10;
- в) 4 и 4;
- г) 10 и 4.

ТЕСТ 4

1. Моляльная концентрация (моляльность, C_T) – это:

- а) отношение массы растворенного вещества (г) к объему раствора (л);
- б) отношение количества растворенного вещества (моль) к общей массе раствора (г);
- в) отношение количества растворенного вещества (моль) к массе растворителя (кг);
- г) отношение массы растворенного вещества (г) к массе растворителя (кг).

2. От каких факторов зависит растворимость газов в воде:

- а) давления;
- б) природы газа;
- в) температуры;
- г) скорости пропускания газа в воду при неизменном внешнем давлении.

3. При диссоциации каких электролитов в качестве отрицательно заряженных ионов образуются только гидроксид-ионы:

- а) вода H_2O ;
- б) гидроксид калия KOH ;
- в) хлорид гидроксомагния MgOHCl ;
- г) гидроортофосфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

4. Какие факторы влияют на степень электролитической диссоциации:

- а) природа растворителя;
- б) природа растворенного в воде вещества;
- в) концентрация растворенного в воде вещества;
- г) объем реакционного сосуда.

5. Укажите ответ, который отражает определение растворимых оснований в свете теории электролитической диссоциации:

- а) сложные вещества, содержащие гидроксид-ионы;
- б) электролиты, образующие при диссоциации ионы металла и гидроксид-ионы;
- в) сложные вещества, реагирующие в водных растворах с кислотами;
- г) электролиты, образующие при диссоциации в водных растворах в качестве анионов только гидроксид-ионы.

6. Какое сокращенное ионное уравнение отвечает взаимодействию водных растворов кислоты и основания (реакции нейтрализации):

- а) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

7. Какая пара ионов, формулы которых приведены ниже, участвует в образовании осадка при сливании растворов нитрата бария BaNO_3 и сульфата калия K_2SO_4 :

- а) Ba^{2+} и NO_3^- ;

- б) Ba^{2+} и SO_4^{2-} ;
в) K^+ и NO_3^- ;
г) K^+ и SO_4^{2-} .
8. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо для приготовления 4 л раствора с массовой долей NaOH 12% и плотностью $\rho = 1,37$ г/мл:
- а) 480,8;
б) 120,4;
в) 542,9;
г) 657,6.
9. Необходимо разбавить 400 г раствора серной кислоты (массовая доля 95%) водой до концентрации 19%. Сколько для этого понадобится литров воды и сколько килограммов получится разбавленной кислоты:
- а) 1,6 л и 2 кг;
б) 1600 мл и 2000 г;
в) 600 мл и 380 г;
г) 0,8 л и 1000 г.
10. Вычислить pH раствора, в котором концентрация $[OH^-]$ -ионов (моль/л) равна $6,5 \cdot 10^{-6}$:
- а) 7,18;
б) 12,9;
в) -8,82;
г) 8,82.

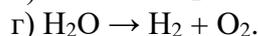
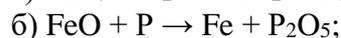
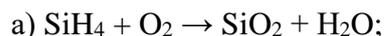
Варианты тестов по разделу
Окислительно-восстановительные процессы. Электрохимические процессы в электролитах. Коррозия и защита от коррозии.

ТЕСТ 1

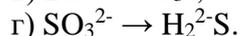
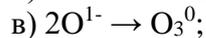
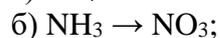
1. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют:
- а) кинетическими;
б) стехиометрическими;
в) ионными;
г) окислительно-восстановительными.
2. Окислитель – это атом, молекула или ион, который:
- а) увеличивает свою степень окисления;
б) принимает электроны;
в) окисляется;
г) отдает свои электроны.
3. В каком соединении степень окисления марганца максимальна:
- а) MnO_3 ;
б) H_2MnO_3 ;
в) Na_2MnO_4 ;
г) $KMnO_4$.
4. Какие свойства в ОВР проявляет иодид-ион (I^-):
- а) только окислителя;
б) ни окислителя, ни восстановителя;
в) только восстановителя;
г) и окислителя, и восстановителя.
5. В каких рядах вещества перечислены в порядке возрастания окислительных свойств:
- а) хлор, бром, фтор;
б) бром, хлор, фтор;
в) сера, водород, кислород;

г) углерод, азот, кислород.

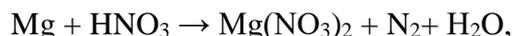
6. Укажите схемы ОВР:



7. Укажите схемы процессов окисления:



8. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите значения степеней окисления элемента окислителя до и после реакции (в восстановленной форме):

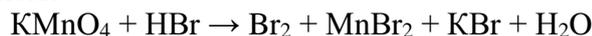
а) 0 до и +5 после;

б) +5 до и +2 после;

в) 0 до и +2 после;

г) +5 до и 0 после.

9. Для реакции получения брома при взаимодействии перманганата калия и бромоводорода по схеме



укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 2 моль окислителя:

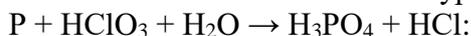
а) 16;

б) 10;

в) 1;

г) 8.

10. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем в уравнении ОВР



а) 6 и 9;

б) 1 и 2;

в) 5 и 6;

г) 6 и 5.

ТЕСТ 2

1. Любая окислительно-восстановительная реакция включает два процесса:

а) гидролиз и диссоциацию;

б) ионизацию и диссоциацию;

в) окисление и восстановление;

г) выделение и поглощение теплоты.

2. Восстановитель – это атом, молекула или ион, который.

а) увеличивает свою степень окисления;

б) принимает электроны;

в) окисляется;

г) отдает свои электроны.

3. Отметьте формулы соединений с одинаковой степенью окисления азота:

а) Mg_3N_2 ;

б) NO ;

в) NO_2 ;

г) NH_3 .

4. Отметьте формулы ионов, содержащих атомы со степенью окисления +4:

а) CO_3^{2-}

- б) PO_4^{3-} ;
- в) NO_2 ;
- г) MnO_2 .

5. Укажите химические знаки элементов с переменной степенью окисления в соединениях:

- а) С;
- б) К;
- в) N;
- г) F.

6. В каких парах оба вещества, формулы которых приведены ниже, проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:

- а) KMnO_4 и SO_3 ;
- б) S и HNO_2 ;
- в) SO_2 и N_2O_3 ;
- г) H_2O и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

7. Укажите схемы ОВР, в которых вода является окислителем:

- а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- б) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$;
- в) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- г) $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;

8. При попадании железной стружки в сильно нагретую концентрированную серную кислоту возможен процесс:

- а) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$;
- б) $\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

в) железо пассивируется концентрированной серной кислотой, поэтому реакция не происходит;

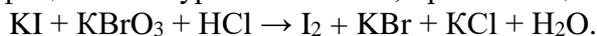
- г) $\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

9. Сколько моль разбавленной азотной кислоты расходуется при окислении 3 моль меди по схеме



- а) 8;
- б) 2;
- в) 4;
- г) 6.

10. Укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

- а) 18;
- б) 26;
- в) 24;
- г) 13.

ТЕСТ 3

1. Окислительно-восстановительными называются реакции, протекающие:

- а) с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ;
- б) с выделением либо поглощением теплоты;
- в) до конца;
- г) с изменением рН среды.

2. Степень окисления – это:

- а) отрицательный логарифм концентрации ионов окислителя в растворе;

- б) условный заряд элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов;
- в) число, показывающее, со сколькими одновалентными атомами может соединиться атом данного элемента;
- г) условный заряд элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи в соединении – ковалентные.
3. Какие соединения в реакциях с другими веществами проявляют только окислительные свойства:
- а) перманганат калия KMnO_4 ;
- б) дихромат натрия $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- в) йодоводород HI ;
- г) азотная кислота HNO_3 .
4. В каком ряду веществ, формулы которых приведены ниже, степень окисления кислорода во всех соединениях равна -2:
- а) H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, OF_2 ;
- б) NO , SO_3 , H_2O_2 ;
- в) SO_2 , H_3PO_4 , Fe_3O_4 ;
- г) KO_2 , P_2O_5 , Cl_2O .
5. Укажите химические знаки элементов с постоянной степенью окисления в соединениях:
- а) С;
- б) К;
- в) N;
- г) F.
6. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях играет сульфид-ион S^{2-} :
- а) только восстановитель;
- б) только окислитель;
- в) и окислитель, и восстановитель;
- г) не проявляет окислительно-восстановительных свойств.
7. В какой реакции степень окисления изменяют атомы одного и того же элемента:
- а) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$;
- б) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$;
- в) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$;
- г) $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$.
8. Для ОВР, протекающей по схеме
- $$\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O},$$
- укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 1 моль окислителя:
- а) 1;
- б) 2;
- в) 4;
- г) 10.
9. Укажите значение коэффициента при восстановителе в ОВР, протекающей по схеме
- $$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}$$
- а) 1;
- б) 5;
- в) 3;
- г) 2.
10. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ в уравнении ОВР, протекающей по схеме
- $$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}.$$
- Коэффициент «1» также следует учитывать:
- а) 18;

- б) 16;
- в) 8;
- г) 35.

ТЕСТ 4

1. Метод электронного баланса основан на правиле:
 - а) в данной реакции число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, всегда равно числу электронов, присоединенных всеми частицами окислителей;
 - б) в данной реакции число электронов в левой и правой частях уравнения всегда одинаково;
 - в) в данной реакции число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, всегда равно числу протонов, присоединенных всеми частицами окислителей;
 - г) процесс отдачи электронов всегда сопровождается выделением эквивалентного количества теплоты.
2. Процесс окисления – это процесс:
 - а) присоединения атомом, молекулой или ионом электронов;
 - б) отдачи атомом, молекулой или ионом электронов;
 - в) электронно-ионного баланса;
 - г) перехода электронов во внешнюю цепь.
3. Укажите схемы ОВР:
 - а) $S_8 \rightarrow 4S_2$;
 - б) алмаз \rightarrow графит;
 - в) $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^{2-}$;
 - г) $H_2O_2 \rightarrow O_2 + H_2O$.
4. Какое соединение в реакциях с другими веществами может быть только окислителем:
 - а) аммиак NH_3 ;
 - б) оксид свинца (IV) PbO_2 ;
 - в) гипохлорит калия $KClO$;
 - г) хлорид железа (II) $FeCl_2$.
5. Какие соединения проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:
 - а) дихромат калия $K_2Cr_2O_7$;
 - б) оксид марганца (IV) MnO_2 ;
 - в) сернистая кислота H_2SO_3 ;
 - г) азотная кислота HNO_3 .
6. Между какими веществами не может протекать ОВР:
 - а) сероводород и иодоводород (H_2S и HI);
 - б) сероводород и оксид серы (IV) (H_2S и SO_2);
 - в) азотная и серная кислоты (HNO_3 и H_2SO_4);
 - г) азотная кислота и сера (HNO_3 и S).
7. Степени окисления кислорода в молекулярном кислороде (O_2), воде (H_2O), перекиси водорода (H_2O_2) и оксиде фтора (OF_2) соответственно равны:
 - а) 0, -2, -2 и +1;
 - б) 0, -2, -1 и +2;
 - в) -2, -2, -1 и +1;
 - г) 0, 0, -2 и -2.
8. Для ОВР, протекающей по схеме
$$Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O,$$
 укажите значения степеней окисления элемента окислителя до и после реакции (в восстановленной форме):
 - а) +4 до и +5 после;
 - б) +5 до и +5 после;

в) +5 до и -4 после;

г) +5 до и -3 после.

9. Для реакции получения хлора при взаимодействии диоксида марганца и соляной кислоты по схеме



укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 1 моль окислителя:

а) 2;

б) 4;

в) 6;

г) 8.

10. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ для ОВР, протекающей по схеме



а) 14;

б) 17;

в) 25;

г) 11.

ТЕСТ 5

1. Процесс восстановления – это процесс:

а) присоединения атомом, молекулой или ионом электронов;

б) отдачи атомом, молекулой или ионом электронов;

в) электронно-ионного баланса;

г) перехода электронов во внешнюю цепь.

2. Как изменяется степень окисления элемента при окислении:

а) повышается;

б) понижается;

в) остается без изменения;

г) может как повышаться, так и понижаться.

3. Различают следующие типы окислительно-восстановительных реакций:

а) обмена, разложения и соединения;

б) молекулярные, ионные и электронные;

в) межмолекулярные, внутримолекулярные и диспропорционирования;

г) этерификации, нейтрализации и самоокисления-самовосстановления.

4. Какие процессы являются окислительно-восстановительными:

а) синтез аммиака: $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$;

б) гашение извести: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$;

в) обжиг пирита: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;

г) гидролиз хлорида железа (III):



5. Выберите процессы окисления:

а) $\text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$;

г) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^-$.

6. Анион какой кислоты обладает только окислительными свойствами:

а) азотистой: NO_2^- ;

б) иодоводородной: I^- ;

в) азотной: NO_3^- ;

г) бромоводородной: Br^- .

7. Степени окисления хлора в хлороводороде HCl , молекулярном хлоре Cl_2 , бертолетовой соли KClO_3 и хлорной кислоте HClO_4 соответственно равны:

- а) -1, 0, +5 и +7;
- б) -1, 0, +7 и +9;
- в) -1, -1, +3 и +4;
- г) -1, 0, -2 и -3.

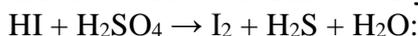
8. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите значения степеней окисления элемента окислителя до и после реакции (в восстановленной форме):

- а) +5 до и +5 после;
- б) +5 до и +2 после;
- в) 0 до и +2 после;
- г) +5 до и +1 после.

9. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем в уравнении ОВР:



- а) 2 и 2;
- б) 1 и 2;
- в) 1 и 6;
- г) 1 и 8.

10. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ для ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

- а) 5;
- б) 6;
- в) 9;
- г) 7.

4.3. Примерные темы рефератов

1. Экология и токсикология металлов.
2. Круговорот азота, серы, воды, углекислого газа в природе.
3. Тяжелые металлы, их польза и вред, биологические значение.
4. Вода, её свойства, значение в природе и техносфере.
5. Сточные воды, методы их очистки.
6. Утилизация отходов промышленного производства.
7. Защита окружающей среды. Очистка дымовых газов: химический, механический и другие методы.
8. Реакции окисления азота (II) в оксид (IV). Превращения озона в кислород и взаимодействия оксида азота (II) с озоном. Озоновые дыры. Прямое воздействие космического излучения на окружающую среду.
9. Химическое равновесие в морской воде с участием растворенного углекислого газа. Карбонатная буферная система Мирового океана.
10. Биохимические круговороты веществ в окружающей среде, круговорот углерода.
11. Альтернативные источники энергии, их значение и применение.
12. Загрязнение воздуха, ПДК загрязняющих веществ, пути решения экологических задач.
13. Загрязнение воды, ПДК загрязняющих веществ, пути решения экологических задач.
14. Тяжелые металлы, их польза и вред.
15. Свинец, как экотоксикант, источники поступления его в окружающую среду, ПДК пути решения экологической задачи.
16. Нефть как загрязнитель воды, способы очистки воды от нефтяных загрязнений.
17. Фосфаты, их польза и вред, пути решения экологической задачи.
18. Нитраты, их польза и вред, пути решения экологической задачи.
19. Тяжелые металлы, способы очистки сточных вод от тяжелых металлов.

20. Твердые пены: получение, свойства и области их применения.
21. Цветные стекла: получение, свойства и области применения.
22. Эмали: получение свойства и области применения.
23. Сплавы: получение, свойства и области применения.
24. Конструкционные материалы и безопасность технологических производств.
25. Гипсовые вяжущие: получение из природного сырья и промышленных отходов, свойства и области применения.
26. Магнезиальные вяжущие: получение из природного сырья и промышленных отходов, свойства и области применения.
27. Нанотехнологии в производстве новых материалов.
28. Наноматериалы и охрана окружающей среды.
29. Перспективы развития нанотехнологий.

4.4 Многовариантные расчетные задачи

Раздел Термохимия. Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.

1. Для заданной химической реакции выпишите из справочника необходимую для расчетов информацию: $\Delta_f H^\circ_{298}$, S°_{298} , $\Delta_f G^\circ_{298}$. (20 баллов)

Исходные данные к задачам

Таблица 1

Вариант	Уравнение реакции	Вариант	Уравнение реакции
1	$2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$	16	$\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г}) + \text{S}(\text{к})$
2	$\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$	17	$2\text{CO}(\text{г}) = \text{C}(\text{графит}) + \text{CO}_2(\text{г})$
3	$\text{Fe}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{FeO}(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г})$	18	$\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г})$
4	$\text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{PCl}_5(\text{г})$	19	$\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + \text{H}_2(\text{г})$
5	$\text{COC l}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$	20	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$
6	$\text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г})$	21	$\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
7	$\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$	22	$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$
8	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$	23	$2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{S}(\text{к})$
9	$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$	24	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
10	$\text{MgCO}_3(\text{к}) = \text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$	25	$\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
11	$\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{COC l}_2(\text{г})$	26	$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$
12	$\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$	27	$\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{HI}(\text{г}) = \text{I}_2(\text{г}) + 2\text{HCl}(\text{г})$
13	$2\text{HI}(\text{г}) = \text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г})$	28	$\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$
14	$\text{SO}_2(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) = \text{SO}_3(\text{г}) + \text{NO}(\text{г})$	29	$\text{I}_2(\text{к}) + \text{H}_2\text{S}(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г}) + \text{S}(\text{к})$
15	$4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	30	$\text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{MgCO}_3(\text{к})$

2. Считая, что стандартные энтальпия и энтропия реакции не зависят от температуры, рассчитайте $\Delta_r H^\circ_{298}$, $\Delta_r S^\circ_{298}$ (20 баллов)
3. Определите, какой из факторов, энтальпий или энтропийный, способствует самопроизвольному протеканию реакции. (20 баллов)
4. Рассчитайте энергию Гиббса реакции двумя способами. На основании полученного значения $\Delta_r G^\circ_{298}$ сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания процесса в прямом направлении при стандартных состояниях всех веществ, участвующих в реакции, и температуре 298 К. (20 баллов)
5. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции. (20 баллов)

Раздел Элементы химической кинетики. Кинетика гетерогенных процессов. Катализ.

1. Запишите кинетическое уравнение, определите порядок элементарной односторонней реакции и размерность константы ее скорости. (25 баллов)
2. Используя значения v_0 (начальная скорость реакции при T_1) и c_{0A} (начальная концентрация вещества A), определите константу скорости и период полупревращения при T_1 . (25 баллов)

Исходные данные к задачам

Таблица 2

№ варианта	Реакция	c_{0A} , моль/л	T_1 , °C	v_0 , моль/л · с	c_{1H_1} моль/л	E_a , кДж/моль	ΔE_a	T_a , °C
1.	$A \rightarrow B$	0,3	10	$1,2 \cdot 10^{-4}$	0,1	67	-17	69
2.	$2A \rightarrow B + C + 2D$	1,2	41	$1,44 \cdot 10^{-3}$	0,2	101	+19	72
3.	$3A \rightarrow 2B$	2,4	18	$8,3 \cdot 10^{-3}$	0,4	72	-12	89
4.	$2A \rightarrow B + 2C$	0,8	32	$6,32 \cdot 10^{-3}$	0,1	138	+22	78
5.	$A \rightarrow B + 2C + D$	1,9	12	$4,56 \cdot 10^{-3}$	0,6	231	-31	93
6.	$2A \rightarrow B$	1,3	16	$2,21 \cdot 10^{-3}$	0,3	83	+17	87
7.	$A \rightarrow B + 2C + D$	2,1	9	$4,62 \cdot 10^{-3}$	0,7	103	-33	66
8.	$3A \rightarrow B + C$	0,6	39	$3,02 \cdot 10^{-3}$	0,02	236	+24	91
9.	$A \rightarrow B + C + 2D$	1,5	43	$3,75 \cdot 10^{-3}$	0,9	94	-14	95
10.	$3A \rightarrow B$	0,9	26	$2,11 \cdot 10^{-2}$	0,1	58	+52	86
11.	$A \rightarrow B + C + 2D$	2,0	52	$1,4 \cdot 10^{-3}$	0,8	102	-22	94
12.	$2A \rightarrow 2B + C$	0,7	4	$9,8 \cdot 10^{-4}$	0,3	197	+13	73
13.	$A \rightarrow 2B$	2,8	29	$5,88 \cdot 10^{-3}$	0,9	97	-27	85
14.	$3A \rightarrow B + C + D$	1,4	12	$8,23 \cdot 10^{-3}$	0,06	278	+22	92
15.	$2A \rightarrow B + C$	2,6	5	$1,22 \cdot 10^{-2}$	0,5	147	-37	68

3. Используя значение энергии активации реакции E_a , определите предэкспоненциальный множитель в уравнении Аррениуса. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении или понижении энергии активации на величину ΔE_a при T_1 ? Сделайте вывод о влиянии энергии активации на величину скорости реакции. (25 баллов)
4. Определите константу скорости реакции при T_2 . Рассчитайте, во сколько раз изменится начальная скорость реакции при повышении температуры от T_1 до T_2 . Сделайте вывод о влиянии температуры на величину скорости реакции. (25 баллов)

Раздел Растворы. Реакции в водных растворах

1. Из четырех веществ (столбцы 1-4) вашего варианта выберите сильные и слабые электролиты и составьте уравнение диссоциации их в водном растворе. Дайте определение сильных и слабых электролитов. (15 баллов)
2. В столбце 1а даны молярные концентрации для растворов электролитов из столбца 1. Зная молярную концентрацию своего раствора, определите молярную концентрацию эквивалента, молярность, молярную долю, массовую долю вещества и титр раствора, принимая его плотность равной единице. Рассчитайте массу электролита, необходимую для приготовления 600 мл раствора с молярной концентрацией столбца 1а, принимая его плотность равной единице. (20 баллов)
3. Рассчитайте pH растворов электролитов из столбцов 1 и 2 для соответствующих концентраций, приведенных в столбцах 1а и 2а. Для раствора сильного электролита определите ионную силу раствора и активность катионов и анионов. Для раствора слабого электролита рассчитайте степень диссоциации по строгой и приближенной формуле Оствальда и сделайте вывод по полученным значениям. Напишите выражение для констант диссоциации слабого электролита по всем возможным ступеням и дайте определение константы диссоциации. (20 баллов)

Таблица 3

№ варианта	Наименование вещества				Концентрация вещества			
	1	2	3	4	1а	2а	3а	4а
1	CsOH	H ₂ C ₂ O ₄	SrSO ₄	Na ₂ SeO ₃	0,002	0,01	5·10 ⁻⁵	0,03
2	HBr	HOBr	PbBr ₂	Na ₃ BO ₃	0,02	0,04	5·10 ⁻⁵	0,02
3	Sr(OH) ₂	H ₃ BO ₃	Ag ₂ C ₂ O ₄	K ₂ S	0,003	0,02	5·10 ⁻⁵	0,04
4	RbOH	CH ₃ COOH	PbI ₂	Pb(NO ₃) ₂	0,004	0,08	5·10 ⁻⁵	0,06
5	Ca(OH) ₂	HCOOH	PbCl ₂	Al ₂ (SO ₄) ₃	0,001	0,06	5·10 ⁻⁶	0,02
6	H ₂ SO ₄	NH ₄ OH	BaCrO ₄	NaNO ₂	0,08	0,08	5·10 ⁻⁶	0,03
7	LiOH	H ₃ PO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂	HCOOLi	0,005	0,02	5·10 ⁻⁶	0,009
8	HI	H ₂ SO ₄	CaCO ₃	Na ₂ SiO ₃	0,003	0,01	5·10 ⁻⁶	0,07
9	Ba(OH) ₂	HCN	CaSO ₄	K ₂ SO ₃	0,008	0,005	5·10 ⁻³	0,08
10	HClO ₄	NH ₄ OH	MgCO ₃	(NH ₄) ₂ SO ₄	0,005	0,07	5·10 ⁻³	0,05
11	HCl	H ₂ Se	Ag ₂ SO ₄	Na ₂ CO ₃	0,002	0,002	5·10 ⁻³	0,04
12	NaOH	H ₂ SiO ₃	BaSO ₄	FeCl ₂	0,004	0,008	1·10 ⁻⁵	0,03
13	KOH	HNO ₂	Ag ₂ CrO ₄	Ba(NO ₂) ₂	0,006	0,02	1·10 ⁻⁶	0,05
14	HNO ₃	HAIO ₂	SrSO ₄	KNO ₂	0,002	0,007	1·10 ⁻⁵	0,02
15	HClO ₄	HOCl	CoS	Ca(NO ₂) ₂	0,03	0,009	1·10 ⁻⁶	0,02
16	HCl	H ₂ CO ₃	Ag ₃ PO ₄	Na ₂ S	0,04	0,02	1·10 ⁻⁶	0,03
17	Sr(OH) ₂	H ₂ SeO ₃	ZnS	AlCl ₃	0,005	0,007	1·10 ⁻⁶	0,04
18	HI	HF	CaF ₂	K ₂ CO ₃	0,03	0,04	1·10 ⁻⁵	0,05
19	KOH	H ₂ S	BaCO ₃	NH ₄ Cl	0,07	0,01	1·10 ⁻⁶	0,06
20	Ba(OH) ₂	H ₃ PO ₄	PbSO ₄	CrCl ₃	0,007	0,06	1·10 ⁻⁴	0,08
21	CsOH	H ₂ SO ₄	Ag ₂ SO ₄	ZnCl ₄	0,005	0,06	1·10 ⁻⁴	0,03
22	Ca(OH) ₂	HCN	Ag ₂ S	NiSO ₄	0,001	0,006	1·10 ⁻⁴	0,09
23	H ₂ SO ₄	HAIO ₂	CdS	NaCl	0,006	0,008	2·10 ⁻⁴	0,08
24	HBr	HNO ₂	PbI ₂	Al ₂ (SO ₄) ₃	0,02	0,07	2·10 ⁻⁴	0,05
25	RbOH	HF	AgCl	(NH ₄) ₂ SO ₄	0,007	0,02	2·10 ⁻⁴	0,009
26	NaOH	HOCl	SrSO ₄	Na ₂ SO ₃	0,009	0,007	2·10 ⁻³	0,005
27	LiOH	H ₃ BO ₃	AgI	CuSO ₄	0,006	0,02	7·10 ⁻³	0,09
28	HClO ₃	H ₂ TeO ₃	Ca ₃ (PO ₄) ₂	K ₂ Se	0,002	0,003	7·10 ⁻⁴	0,008
29	HClO ₄	H ₂ Te	AgBr	Na ₂ Te	0,007	0,006	4·10 ⁻⁴	0,06
30	HNO ₃	NH ₄ OH	PbCl ₂	KCN	0,04	0,009	5·10 ⁻⁴	0,07

4. В столбце 3 таблицы 3 приведены малорастворимые электролиты. Напишите выражение для произведения растворимости (ПР) электролита своего варианта. Определите, можно ли приготовить раствор этого электролита молярной концентрации, указанной в столбце 3а. Оцените, в каком объеме воды можно растворить 5 г данного малорастворимого вещества. (15 баллов)
5. Напишите уравнение гидролиза соли, данной в столбце 4, по всем возможным ступеням и выражение для констант гидролиза по этим ступеням. Оцените (при наличии необходимых табличных данных) значения констант гидролиза для отдельных стадий. Сделайте вывод по полученным значениям. (15 баллов)
6. Рассчитайте pH раствора соли из столбца 4 для концентрации из столбца 4а, учитывая только 1-ю ступень гидролиза. Укажите реакцию среды раствора. Определите (качественно), как будет изменяться pH раствора при нагревании. (15 баллов)

4.5. Экзаменационные материалы для промежуточной аттестации (экзамен)

Для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения дисциплины, проводится промежуточная аттестация в виде экзамена (1 семестр).

4.5.1 Материалы для подготовки к экзамену

Вопросы к экзамену

1. Основные стехиометрические законы химии. Расчеты по химическим формулам и уравнениям.

2. Модель атома с позицией квантовой механики. Квантовые числа и атомные орбитали. Электронные конфигурации атомов.
3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Периодичность свойств элементов и их соединений.
4. Химическая связь, её природа и характеристики: длина, энергия, валентный угол.
5. Ковалентная связь и методы её описания. Механизмы образования и разрывы ковалентной связи. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость. Гибридизация атомных орбиталей и пространственное строение атомов и ионов.
6. Ионная связь. Особенности структуры и свойства ионных соединений.
7. Металлическая связь.
8. Межмолекулярные взаимодействия (ориентационное, индукционное, дисперсионное).
9. Водородная связь. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой.
10. Вещества в различных фазовых состояниях. Фазовые равновесия и фазовые переходы.
11. Строение и типы твердых тел. Кристаллическая структура твердых тел.
12. Металлы. Полупроводники, сверхпроводники.
13. Твердые электролиты. Жидкие кристаллы.
14. Основные понятия химической термодинамики (системы, параметры, процессы, функции состояния).
15. Внутренняя энергия и её изменения при химических превращениях. Первое начало термодинамики. Стандартная теплота образования веществ. Теплоты сгорания. Топливо как источник энергии.
16. Энтропия. Стандартная энтропия. Изменения энтропии в химических реакциях. Понятия о самопроизвольных процессах.
17. Химические следствия законов термодинамики (уравнения изотермы, изобары, изохоры).
18. Энергия Гиббса и Гельмгольца и направленность химических реакций.
19. Химическое равновесие. Термодинамический подход, кинетический подход.
20. Закон действующих масс для равновесных процессов. Различные способы выражения константы равновесия.
21. Смещение химического равновесия.
22. Химическая кинетика: скорость химических реакций, влияние различных факторов на скорость химических реакций.
23. Порядок и молекулярность реакций.
24. Теория активированного комплекса. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
25. Катализ и катализаторы (классификация и механизм действия). Особенности каталитических реакций.
26. Особенности кинетики газофазных, жидкофазных и твердофазных реакций.
27. Основные характеристики дисперсных систем и их классификация. Термодинамика процесса растворения.
28. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ. Зависимость растворимости от температуры и давления.
29. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов как следствие понижения давления пара растворителя над раствором. Осмос. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах.
30. Электролитическая диссоциация. Степень электролитической диссоциации. Изотонический коэффициент. Сильные и слабые электролиты.
31. Особенности растворов слабых электролитов. Константа диссоциации.
32. Протолитическая теория Бренстеда и Лоури.

33. Особенности растворов сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила раствора.
34. Диссоциация воды. Ионное производное воды (рН, рОН). Способы определения рН растворов.
35. Протолитические равновесия. Гидролиз солей.
36. Буферные растворы: классификация, механизм действия.
37. Природные буферные системы.
38. Производство растворимости малорастворимых сильных электролитов. Условия образования и растворения осадка.
39. Окислительно-восстановительные реакции. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных процессов.
40. Стандартные электродные потенциалы и электродвижущая сила гальванического элемента.
41. Потенциалы окислительно-восстановительных (редокс) электродов. Уравнение Нернста для электродного потенциала и электродвижущей силы.
42. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов.
43. Электролиз растворов и расплавов.
44. Химическая и электрохимическая коррозия.
45. Защита металлов от коррозии. Инженерные стратегии борьбы с коррозией. Методы защиты металлов от коррозии.
46. Комплексные соединения. Получение. Номенклатура. Изомерия.
47. Комплексообразование в растворах. Константа нестойкости и константа устойчивости.
48. Химическая связь в комплексных соединениях (метод ВС, ТКП).
49. Общая характеристика элементов VII-A группы.
50. Галогены и их соединения. Экология, токсикология.
51. Общая характеристика элементов VI –A группы.
52. Сера и ее соединения. Соединения серы как важнейший загрязнитель окружающей среды. Круговорот и экологические аспекты химии серы.
53. Кислород и его соединения. Ресурсы и круговорот кислорода в природе.
54. Вода как природное вещество. Загрязнители воды. Структура и свойства воды. Аномальные свойства воды. Жесткость воды и способы ее устранения.
55. Общая характеристика элементов V-A группы.
56. Азот и его соединения. Ресурсы и круговорот азота в природе.
57. Фосфор и его соединения. Ресурсы и круговорот фосфора в природе.
58. Общая характеристика элементов IV –A групп. Ресурсы и круговорот углерода в природе. Экологические аспекты химии углерода.
59. Соединения кремния и германия. Химия полупроводников.
60. Углерод. Аллотропные формы углерода. Оксиды, карбонаты, карбиды. Ресурсы и круговорот углерода в природе.
61. Силикаты и алюмосиликаты. Стекло, ситаллы, цемент, керамика.
62. Общая характеристика элементов III-A группы.
63. Металлы: общая характеристика, сплавы, методы получения.
64. Химия s-металлов. Экология и токсикология.
65. Химия p-металлов. Экология и токсикология.
66. Общая характеристика переходных металлов и их соединений. Экология, токсикология.
67. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева. Экология, токсикология.
68. Химия 3d-элементов VI - VIII групп периодической системы. Экология, токсикология.
69. Химия и нанотехнологии. Общие задачи нанотехнологии.
70. Общая характеристика наносистем. Основные понятия.

71. Наноматериалы и методы их получения. Реакционная способность наноматериалов.
72. Перспективы развития нанотехнологий.
73. Экологическая химия и «зеленая» химия. Принципы «зеленой химии» и их воплощение.
74. Химико-экологические аспекты инженерной деятельности.

Типы экзаменационных задач.

Химическая термодинамика

1. Расчет стандартной энтальпии реакции по стандартным энтальпиям образования веществ.
2. Расчет стандартной энтальпии реакции по стандартным энтальпиям сгорания веществ.
3. Расчет стандартной энергии Гиббса реакции по величинам стандартной энтальпии и стандартной энтропии реакции. Анализ энтропийного и энтальпийного факторов.
4. Расчет температуры равновероятного протекания прямого и обратного процессов.
5. Расчет константы равновесия по изменению стандартной энергии Гиббса реакции.

Химическая кинетика.

1. Определение порядка реакции по кинетическим данным.
2. Расчет энергии активации по кинетическим данным при разных температурах
3. Расчет энергии активации по температурному коэффициенту скорости реакции.

Растворы. Протолитическое равновесие и процессы

1. Расчет концентраций растворов (массовой доли, мольной доли, молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента, моляльность).
2. Расчеты, связанные с приготовлением растворов (с учетом различных способов выражения состава растворов).
3. Расчет растворов сильных электролитов.
4. Расчет растворов слабых электролитов.
5. Расчет растворов протолитов, полученных смешением растворов одного и того же вещества.
6. Расчет растворов протолитов, полученных смешением растворов разных веществ.
7. Расчет растворов гидролизующихся солей.
8. Расчет буферных растворов.
9. Равновесия в растворах комплексных соединений. Расчет концентраций ионов металлов по значениям констант нестойкости комплексных ионов.

Гетерогенные равновесия и процессы

1. Расчет массы малорастворимого вещества, находящегося в насыщенном растворе определенного объема.
2. Расчет концентрации малорастворимого вещества, находящегося в насыщенном растворе известного объема.
3. Расчет массы малорастворимого вещества, находящегося в растворе известного объема в присутствии одноименного иона.
4. Расчет массы вещества, необходимого для выпадения осадка.
5. Выяснение возможности выпадения осадка.
6. Расчет растворимости малорастворимого вещества, находящегося в насыщенном растворе известной концентрации.

Редокс-равновесия и редокс-процессы

1. Расчет электродного потенциала в условиях, отличных от стандартного.
2. Расчет стандартного электродного потенциала по известным значениям ЭДС и

электродного потенциала другого электрода.

3. Определение направления редокс-процесса в стандартном состоянии и состоянии, отличающемся от стандартного.
4. Определение глубины протекания редокс-процесса для стандартного состояния. Расчет константы равновесия редокс-процесса.

Свойства элементов и их важнейших соединений в соответствии с положением элементов в периодической системе, следует рассматривать по следующему плану:

Элементы – металлы

1. Положение элементов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов. Их особенности. Проявляемые степени окисления (примеры), координационные числа (примеры). Изменение атомных и ионных радиусов, потенциалов ионизации.
2. Изменение металлической активности простых веществ в подгруппе (примеры).
3. Изменение устойчивости соединений с высшей степенью окисления в подгруппе. Изменение кислотно-основных свойств и окислительно-восстановительной способности соединений для:
 - а) элементов в одинаковых степенях окисления;
 - б) одного элемента с разными степенями окисления. Примеры.
4. Экология и токсикология элементов и их соединений.

Элементы неметаллы:

1. Положение элементов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов. Изменение атомных и ионных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности. Проявляемые степени окисления (примеры).
2. Строение простых веществ. Закономерности в изменении химических и физических свойств в подгруппе.
3. Строение соединений с водородом. Закономерности в химических (восстановительных и кислотных (основных) и физических свойств в подгруппе.
4. Изменение устойчивости соединений с высшей степенью окисления в подгруппе. Изменение кислотно-основных свойств и окислительно-восстановительной способности соединений.
5. Экология и токсикология элементов и их соединений.

2. Примеры билетов к экзамену

ФГБОУ ВО «Кубанский государственный университет»
кафедра общей, неорганической химии и
информационно-вычислительных технологий в химии
направление подготовки 20.03.01 Техносферная безопасность
дисциплина «Основы неорганической химии»

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Периодичность свойств элементов и их соединений.
2. Углерод. Аллотропные формы углерода. Оксиды, карбонаты, карбиды. Ресурсы и круговорот углерода в природе.
3. Вычислить pH буферного раствора, содержащего 0,70 M CH_3COOH и 0,60 M NaCH_2COO . Определить, как изменится pH буферного раствора при добавлении к 1,000 л такого раствора 10 мл 1,00 M HCl . $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Критерии оценивания результатов обучения.

- критерий оценивания мероприятий текущего контроля успеваемости

Наименование, обозначение	Показатели успешного выполнения отчета, задания
Лабораторная работа	<ul style="list-style-type: none"> - лабораторная работа выполнена в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности действий и правил техники безопасности; - по лабораторной работе представлен отчет, содержащий необходимые наблюдения и выводы, оформленный в соответствии с установленными требованиями; - при защите лабораторной работы показано свободное владение материалом и даны правильные ответы не менее чем на 50% заданных вопросов
Расчетные задания	- задачи должны быть правильно решены, аккуратно оформлены, с подробным описанием хода решения и расчетных формул в общем виде с указанием единиц измерения всех величин. Понимание студентов изучаемого материала, связанного с решением задачи (сумма баллов > 50)
Опрос, тест	- студент воспроизводит основные понятия, выявляет взаимосвязи, классифицирует и анализирует, применяет на практике пройденный материал. Полные ответы на не менее чем 50 % вопросов
Реферат (доклад)	- в реферате (докладе) раскрыто содержание поставленных вопросов, сформулированы результаты, выводы, обобщение, личная точка зрения, работа структурирована и оформлена в соответствии с требованиями к объему и оформлению реферата, использованы рекомендуемые источники

Критериями оценки презентаций сопровождающих представление рефератов и индивидуальных заданий являются структура презентации (сформулировано цель, информация изложена полно и четко, иллюстрации усиливают эффект восприятия текстовой части информации, сделаны выводы), оформление презентации (единый стиль оформления, фон сочетается с текстом и графикой, все параметры шрифта хорошо подобраны, ключевые слова в тексте выделены), эффект презентации (общее впечатление от просмотра презентации)

- критерий оценивания при проведении промежуточной аттестации

Оценка	Критерии оценивания по экзамену
Высокий уровень «5» (отлично)	Оценка «отлично» выставляется обучающемуся, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, использует в ответе материал рекомендуемой литературы, правильно обосновывает принятое решение, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических заданий.
Средний уровень «4» (хорошо)	Оценка «хорошо» выставляется обучающемуся, если он твердо знает программный материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответах на вопросы, правильно применяет теоретические положения при решении практических заданий, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.
Пороговый уровень «3» (удовлетворительно)	Оценка «удовлетворительно» выставляется обучающемуся, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения

	логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических работ.
Минимальный уровень «2» (неудовлетворительно)	Оценка «неудовлетворительно» выставляется обучающемуся, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки в ответах на вопросы, неуверенно, с большими затруднениями выполняет практические задания.

Оценочные средства для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья выбираются с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.

– при необходимости инвалидам и лицам с ограниченными возможностями здоровья предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене;

– при проведении процедуры оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья предусматривается использование технических средств, необходимых им в связи с их индивидуальными особенностями;

– при необходимости для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья и инвалидов процедура оценивания результатов обучения по дисциплине может проводиться в несколько этапов.

Процедура оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по дисциплине (модулю) предусматривает предоставление информации в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

- в печатной форме увеличенным шрифтом,
- в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями слуха:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

5. Перечень учебной литературы, информационных ресурсов и технологий

5.1. Учебная литература

1. Общая химия. Теория и задачи: Учебное пособие [Электронный ресурс] / Под ред. Н.В. Коровина и Н.В. Кулешова. – 2-е изд., стер. – СПб.: Издательство «Лань», 2017. – 492 с.: ил. – (Учебники для вузов. Специальная литература). ISBN 978-5-8114-1736-0 – Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/97169?category_pk=3868#authors

2. Глинка, Н.Л. Практикум по общей химии: учеб. пособие для академического бакалавриата / Н.Л. Глинка; под. ред. Попкова, А.В. Бабкова, О.В. Нестеровой. – М. : Издательство Юрайт, 2016. – 248 с. – Серия Бакалавр. Академический курс. ISBN 978-5-9916-3480-9.

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб.-практич. пособие [Электронный ресурс] / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова – 14-е изд. – М.: Издательство Юрайт, 2017. – 236 с. – Серия: Бакалавр. Академический курс. ISBN 978-5-534-02347-3. Режим доступа: <https://biblio-online.ru/book/C330B6AD-8514-42F9-B5DA-3C4AE7D92A55>

4. Росин И.В. Химия. Учебник и задачник: для прикладного бакалавриата / И.В. Росин, Л.Д. Томина, С.Н. Соловьев. – М. : Издательство Юрайт, 2018. – 420 с. – (Серия: Бакалавр. Прикладной курс) ISBN 978-5-534-01536-2 Режим доступа: <https://bibli-online.ru/book/E4C2B1C3-341A-4D84-BEBA-B66652D9E2B4>

5. Вольхин, Владимир Васильевич. Общая химия. Основной курс [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / В. В. Вольхин. - Изд. 2-е, перераб. и доп. - СПб. [и др.] : Лань, 2008. - 464 с. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - Библиогр.: с. 424-425. - ISBN 9785811408290

6. Вольхин, Владимир Васильевич. Общая химия. Избранные главы [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / В. В. Вольхин. - Изд. 2-е, перераб. и доп. - СПб. [и др.] : Лань, 2008. - 378 с. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - Библиогр.: с. 335. - ISBN 9785811408313

7. Вольхин, Владимир Васильевич. Общая химия. Специальный курс [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / В. В. Вольхин. - Изд. 2-е, перераб. и доп. - СПб. [и др.] : Лань, 2008. - 440 с. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - Библиогр.: с. 398. - ISBN 9785811408306

8. Пресс, И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2012. — 496 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4035>

5.2. Периодическая литература

1. Успехи химии - российский научный журнал, публикующий обзорные статьи по актуальным проблемам химии и смежных наук.

2. Журнал общей химии – один из крупнейших российских научных журналов, отражающих основные направления развития химии, публикующий работы, посвященные актуальным общим вопросам химии и проблемам, возникающим на стыке различных разделов химии, а также на границах химии и смежных с ней наук (металлоорганические соединения, элементоорганическая химия, органические и неорганические комплексы, механохимия, нанохимия и т. д.).

5.3. Интернет-ресурсы, в том числе современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Электронно-библиотечные системы (ЭБС):

1. ЭБС «ЮРАЙТ» <https://urait.ru/>
2. ЭБС «УНИВЕРСИТЕТСКАЯ БИБЛИОТЕКА ОНЛАЙН» www.biblioclub.ru
3. ЭБС «BOOK.ru» <https://www.book.ru>
4. ЭБС «ZNANIUM.COM» www.znanium.com
5. ЭБС «ЛАНЬ» <https://e.lanbook.com>

Профессиональные базы данных:

1. Web of Science (WoS) <http://webofscience.com/>
2. Scopus <http://www.scopus.com/>
3. ScienceDirect www.sciencedirect.com
4. Национальная электронная библиотека (доступ к Электронной библиотеке диссертаций Российской государственной библиотеки (РГБ) <https://rusneb.ru/>

Ресурсы свободного доступа:

1. КиберЛенинка (<http://cyberleninka.ru/>);
2. Информационная система "Единое окно доступа к образовательным ресурсам" <http://window.edu.ru/>;
3. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов <http://school-collection.edu.ru/>.

Собственные электронные образовательные и информационные ресурсы КубГУ:

1. База учебных планов, учебно-методических комплексов, публикаций и конференций <http://mschool.kubsu.ru/>
2. Библиотека информационных ресурсов кафедры информационных образовательных технологий <http://mschool.kubsu.ru/>;
3. Электронный архив документов КубГУ <http://docspace.kubsu.ru/>

6. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

6.1. Организация аудиторной работы.

По курсу предусмотрено проведение лекционных и лабораторных занятий.

Главной задачей лекционных занятий является передача в структурированной форме систематизированной информации большого объема. Посещение и конспектирование лекции студентами обязательно, так как способствует формированию общих подходов и принципов усвоения содержания данной дисциплины, содействует активизации мышления нацеливает на дальнейшую самостоятельную познавательную деятельность.

Лабораторная работа – форма обучения, связанная с процессом осознания изучаемого материала на основе самостоятельной предварительной учебной деятельности студентов. Выполнению лабораторной работы предшествует беседа, краткий опрос студентов, обсуждение дискуссионных вопросов изучаемой темы. Их обсуждения в условиях коллективной работы обеспечивает активное участие каждого студента. Лабораторная работа включает изучение методик проведения и планирование эксперимента, освоение измерительных средств, правил техники безопасности, овладение навыками экспериментальной работы, обработки, оформления и анализа полученных результатов. При проведении лабораторных работ сочетается индивидуальный и групповой метод выполнения работы. Отчет по лабораторной работе должен содержать: дату выполнения работы; название и цель работы; ход работы; заготовки таблиц для заполнения экспериментальных данных; наблюдаемые явления; уравнения химических реакций превращений, сопровождающих эксперимент, схемы приборов; расчеты, графики; выводы (теоретическое обоснование полученных результатов). Лабораторный журнал заполняется в процессе выполнения работы. При защите лабораторной работы студент должен уметь объяснять цели, задачи, ход проведения работы, ее результаты, сделанные выводы, а также основные и конструктивные способности используемого оборудования. Отчет должен предоставляться преподавателю для проверки в течении недели после выполнения лабораторной работы.

6.2 Организация процесса самостоятельной работы.

Важным путем освоения студентами новых знаний, умений и навыков в освоении дисциплины является текущая и творческая проблемно-ориентированная самостоятельная работа, которая имеет целью закрепление и углубление знаний, полученных на аудиторных занятиях, поиск и приобретение новых знаний и умений. В

самостоятельной работе заложена возможность самостоятельности мышления, творческой активности студента.

При организации внеаудиторной самостоятельной работы использованы следующие ее формы: подготовка и написание рефератов, докладов, подбор и изучение литературных источников, подбор иллюстративного и описательного материала по отдельным разделам курса в сети «Интернет», решение задач, тестирование.

Для выполнения тестовых заданий, необходимо помнить, что перед началом выполнения тестов следует внимательно изучить теоретический материал и ответить на вопросы для устного контроля.

Решение задач – один из элементов процесса изучения дисциплины. При решении задач закрепляются и углубляются теоретические знания, приобретаются навыки и умения применять основные законы к решению конкретных задач, приобретаются навыки пользования математическим аппаратом и навыки вычисления. Перед решением расчетных задач необходимо внимательно изучить теоретический материал и разобрать примеры решения задач. В решении задач должны содержаться формулы и все вычисления с указанием единиц измерения. При вычислениях необходимо обращать внимание на их точность (использование нужного числа значащих цифр) и соблюдение правил округления.

Работа над рефератом предполагает углубленное изучение, анализ и систематическое изложение избранной проблематики, разностороннюю оценку, ее содержание и значение. Реферат должен быть написан на уровне критического, научно-аналитического обзора. Ключевые понятия и термины, обсуждаемые и используемые в реферате должны быть точно определены, законы точно сформулированы, все рассуждения должны вестись в стиле научной дискуссии, быть обоснованными, опираться на факты и логически связно вести к определенным идеям и гипотезам, результатам и выводам. В заключении уместно дать краткое резюме, итоги и выводы проделанной работы, охарактеризовать направления и перспективы дальнейших исследований.

7. Материально-техническое обеспечение по дисциплине (модулю)

Наименование специальных помещений	Оснащенность специальных помещений	Перечень лицензионного программного обеспечения
Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа (ауд. 234с, 322с)	Мебель: учебная мебель Технические средства обучения: экран, проектор, компьютер	Microsoft Windows; Microsoft Office
Учебные аудитории для проведения групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля (аудитория 439с) и промежуточной аттестации (аудитория 425с, 416с)	Мебель: учебная мебель Технические средства обучения: экран, проектор, компьютер	Microsoft Windows; Microsoft Office
Учебные аудитории для проведения занятий лабораторного типа. Лаборатория неорганической химии (ауд. 439С)	Мебель: учебная мебель Технические средства обучения: переносное мультимедийное оборудование (ноутбук, проектор) Оборудование: специализированная лабораторная мебель (столы, стулья, шкафы для реактивов и оборудования, вытяжные шкафы), средства пожарной безопасности и оказания первой медицинской помощи, химическая посуда и	

	оборудование, весы теххимические, электрические плитки, наборы химической посуды и реактивов, водяные бани, вакуумные насосы, термометры, магнитные мешалки с подогревом ММ-135Н «Таглер», рН-метр «Эксперт-001-3.04», спектрофотометр В-1100 ЭКОВЬЮ, лабораторный источник питания ПРОФКИП Б5-71/1М, весы аналитические Adventurer Pro AV114C	
Учебные аудитории для курсового проектирования (выполнения курсовых работ)	Курсовая работа не предусмотрена учебным планом.	

Для самостоятельной работы обучающихся предусмотрены помещения, укомплектованные специализированной мебелью, оснащенные компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду университета.

Наименование помещений для самостоятельной работы обучающихся	Оснащенность помещений для самостоятельной работы обучающихся	Перечень лицензионного программного обеспечения
Помещение для самостоятельной работы обучающихся (читальный зал Научной библиотеки)	Мебель: учебная мебель Комплект специализированной мебели: компьютерные столы Оборудование: компьютерная техника с подключением к информационно-коммуникационной сети «Интернет» и доступом в электронную информационно-образовательную среду образовательной организации, веб-камеры, коммуникационное оборудование, обеспечивающее доступ к сети интернет (проводное соединение и беспроводное соединение по технологии Wi-Fi)	Microsoft Windows; Microsoft Office
Помещение для самостоятельной работы обучающихся (аудитория 431С)	Мебель: учебная мебель Комплект специализированной мебели: компьютерные столы Оборудование: компьютерная техника с подключением к информационно-коммуникационной сети «Интернет» и доступом в электронную информационно-образовательную среду образовательной организации, веб-камеры, коммуникационное оборудование, обеспечивающее доступ к сети интернет (проводное соединение и беспроводное соединение по технологии Wi-Fi)	Microsoft Windows; Microsoft Office