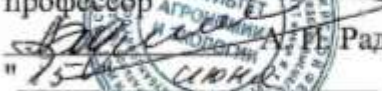


МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
**«КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ И. Т. ТРУБИЛИНА»**

ФАКУЛЬТЕТ АГРОНОМИИ И ЭКОЛОГИИ

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета агрономии и экологии,
профессор

 А. П. Радионов

2021 г.



Рабочая программа дисциплины
Химия неорганическая

Направление подготовки
05.03.06 Экология и природопользование

Направленность подготовки
«Экология и природопользование»

Уровень высшего образования
бакалавриат

Форма обучения
очная

Краснодар
2021

Рабочая программа дисциплины «Химия неорганическая» разработана на основе ФГОС ВО – бакалавриат по направлению подготовки 05.03.06 Экология и природопользование, утвержденного приказом Министерства науки и высшего образования РФ от 7 августа 2020 г. № 894, с изменениями, внесенными приказом Министерства науки и высшего образования РФ от 26 ноября 2020 г., № 1456.

Автор:
д.х.н., профессор кафедры химии



Э.А. Александрова

Рабочая программа обсуждена и рекомендована к утверждению решением кафедры химии от 17.05.2021 г., протокол № 8.

Заведующий кафедрой,
д.х.н., профессор



Е.А. Кайгородова

Рабочая программа одобрена на заседании методической комиссии факультета агрономии и экологии от 07.06.2021 г., протокол № 11.

Председатель
методической комиссии,
к.б.н., доцент



Н. В. Швыдкая

Руководитель
основной профессиональной
образовательной программы,
к.б.н., профессор



Н. В. Чернышева

Целью освоения дисциплины «Химия неорганическая» является формирование комплекса знаний законов, принципов, методов неорганической химии и практических навыков их применения.

Задачи дисциплины

–формирование современных представлений о строении и свойствах химических веществ, целенаправленного их изменения;

–приобретение знаний об общих законах протекания химических процессов, их взаимосвязи, направленности и путях регулирования с подбором рациональных условий более эффективного их осуществления;

–развитие научного мышления и общетехнической эрудиции, позволяющих решать многообразные задачи химического направления, встречающиеся в практике бакалавра-эколога;

–самостоятельная работа с новой научной литературой и обобщение её в виде рефератов и докладов на семинарах и тематических конференциях.

2 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения ОПОП ВО

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

ОПК-1. Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования

3 Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

«Химия неорганическая» является дисциплиной обязательной части ОПОП ВО подготовки обучающихся по направлению 05.03.06 Экология и природопользование, направленность «Экология и природопользование».

4 Объем дисциплины (108 часов, 3 зачетных единицы)

Виды учебной работы	Объем, часов
Контактная работа	51
в том числе:	
— аудиторная по видам учебных занятий	48
— лекции	18
— практические (лабораторные)	30
— внеаудиторная	
— зачет	
— экзамен	3
— защита курсовых работ (проектов)	
Самостоятельная работа	57
в том числе:	
— курсовая работа (проект)	—
— прочие виды самостоятельной работы	57
Итого по дисциплине	108/3
В том числе в форме практической подготовки	-

5 Содержание дисциплины

По итогам изучаемой дисциплины студенты (обучающиеся) сдают экзамен.
Дисциплина изучается на 1 курсе, в 1 семестре по учебному плану очной формы обучения.

Содержание и структура дисциплины по очной форме обучения

№	Тема. Основные вопросы	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)						
				лекции	в том числе в форме практической подготовки	практические занятия	в том числе в форме практической подготовки	лабораторные занятия	в том числе в форме практической подготовки	самостоятельная работа
1	Основные понятия и законы химии. Значение химии в решении экологических задач. Молярная масса эквивалента, ее расчет для различных классов химических соединений. Закон А. Авогадро и следствия из него. Закон эквивалентов.	ОПК-1	1	2	-	-	-	4	-	6
2	Классы неорганических соединений. Получение, свойства, значение и применение различных классов неорганических соединений. Классификация химических реакций.	ОПК-1	1	2	-	-	-	4	-	6
3	Современное учение о строении атома. Способы изображения распределения электронов в атоме. Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева, их значение. Периодиче-	ОПК-1	1	2	-	-	-	2	-	6

№	Тема. Основные вопросы	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)						
				лекции	в том числе в форме практической подготовки	практические занятия	в том числе в форме практической подготовки	лабораторные занятия	в том числе в форме практической подготовки	самостоятельная работа
	ская система как классификация атомов по строению их электронных оболочек. Основные свойства элементов.									
4	Химическая связь. Природа и условия образования химической связи. Типы связей в молекуле, их свойства. Способы изображения ковалентных связей; их разновидности. Комплексные соединения (КС) , структура, получение, значение, свойства и применение КС.	ОПК-1	1	2	-	-	-	4	-	6
5	Энергетика и направленность химических процессов. Основные термодинамические понятия и величины. Законы термодинамики. Термодинамические функции состояния, их физический смысл; значение, применение.	ОПК-1	1	2	-	-	-	2	-	6
6	Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие. Скорость реакций и факторы, влияющие на нее. Каталитические системы и процессы в почвах и растениях. Обратимость химических ре-	ОПК-1	1	2	-	-	-	2	-	6

№	Тема. Основные вопросы	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)						
				лекции	в том числе в форме практической подготовки	практические занятия	в том числе в форме практической подготовки	лабораторные занятия	в том числе в форме практической подготовки	самостоятельная работа
	акций. Состояние динамического равновесия, условия и признаки равновесного состояния. Смещение равновесия по принципу Ле Шателье.									
7	Растворы неэлектролитов. Вода как растворитель. Классификация растворов, их характерные свойства. Различные способы выражения концентрации растворов.	ОПК-1	1	2	-	-	-	4	-	6
8	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса, ее основные положения. Диссоциация различных классов химических соединений. Ионные уравнения реакций.	ОПК-1	1	2	-	-	-	4	-	6
9	Водородный показатель. Гидролиз солей. Обзор биогенных элементов и их соединений. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Буферные смеси как регуляторы рН среды. Гидролиз солей, при-	ОПК-1	1	2	-	-	-	4	-	9

№	Тема. Основные вопросы	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)						
				лекции	в том числе в форме практической подготовки	практические занятия	в том числе в форме практической подготовки	лабораторные занятия	в том числе в форме практической подготовки	самостоятельная работа
	чина и следствие гидролиза, константа и степень гидролиз.									
ИТОГО				18	-	-	-	30	-	57

Содержание и структура дисциплины: лабораторные занятия по очной форме обучения

№ п/п	Тема. Основные вопросы	Формируемые компетенции	Семестр	Лабораторные занятия, час.
-------	------------------------	-------------------------	---------	----------------------------

1	№1. Основные понятия и законы химии.	ОПК-1	1	2
2	№2. Классы химических соединений, их получение и свойства	ОПК-1	1	2
3	№3. Строение атома. Периодическая система элементов. Свойства атомов и их изменение в периодах и группах.	ОПК-1	1	2
4	№4. Определение типа химических связей в соединениях, научное обоснование.	ОПК-1	1	2
5	№5. Комплексные соединения, способы их получения, свойства	ОПК-1	1	2
6	№6. Определение тепловых эффектов и направленности процессов	ОПК-1	1	2
7	№7. Кинетика химических процессов. Расчеты констант скорости.	ОПК-1	1	2
8	№8. Принцип Ле-Шателье при определении направления смещения химического равновесия при изменении внешних факторов Коллоквиум №1.	ОПК-1	1	2
9	№9. Окислительно-восстановительные процессы в химических реакциях.	ОПК-1	1	2

№ п/п	Тема. Основные вопросы	Формируемые компетенции	Семестр	Лабораторные занятия, час.
----------	------------------------	-------------------------	---------	----------------------------

10	№10. Приготовление растворов заданной концентрации.	ОПК-1	1	2
11	№11. Сильные и слабые электролиты. Расчёты степени и константы диссоциации электролитов.	ОПК-1	1	2
12	№12. Исследование гидролиза солей. Экспериментальное определение и расчет pH. Коллоквиум № 2.	ОПК-1	1	2
13	№13. Химия металлов. Тяжелые металлы, их польза и вред. Металлы в окислительно-восстановительных реакциях.	ОПК-1	1	2
14	№ 14. Химия неметаллов. Азотные и фосфорные удобрения. Круговорот азота и фосфора в природе.	ОПК-1	1	2
15	№ 15. Зачётное занятие. Защита лабораторных работ.	ОПК-1	1	2

ИТОГО			30
-------	--	--	----

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

Методические указания (для самостоятельной работы)

1. Александрова, Э. А. Химия металлов: учебное пособие для вузов / Э. А. Александрова, О. А. Демиденко. – Краснодар: КубГАУ, 2015. – 301 с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/Uch_posobie_KHimija_metallov_2_1.pdf
2. Александрова, Э. А. Химия неметаллов: учебное пособие для вузов / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. – 2-е изд., исправ. и доп. – Краснодар: КубГАУ, 2013. – 355 с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/02_KHimija_nemetallov_Aleksandrova_EH.A._Sidorova_I.I.pdf
3. Неорганическая химия. Теоретические основы и индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов биологических направлений и специальностей аграрных вузов: Учеб. пособие. / Е.А. Кайгородова и др. – Краснодар: КубГАУ, 2012. – 184с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/16_Teoreticheskie_osnovy_i_individualnye_zadaniya_po_neorganicheskoi_i_analiticheskoi_khimii.KaigorodovaEA_SidorovaII_KoshelenkoNA.pdf
4. Александрова, Э. А., Избранные мультимедийные лекции по неорганической химии: электронное учебное пособие для студентов, обучающихся по направлению подготовки «Экология и природопользование» – Электронный ресурс, Краснодар: КубГАУ, – 2012. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/02_IZBRANNYE_MULTIMEDII_NYE_LEKcii_PO_NEORGANICHESKOI_KHIMII.pdf

5. Александрова Э. А., Лабораторный практикум по неорганической химии: учебное пособие для обучения бакалавров по направлению подготовки «Экология и природопользование». – Электронный ресурс, Краснодар: Куб ГАУ, – 2012. – 526 с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/03_Laboratornyi_praktikum_po_neorganicheskoi_khimii.Aleksandrova_EHA.pdf

7 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

7.1 Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения ОПОП ВО

Номер семестра*	Этапы формирования и проверки уровня сформированности компетенций по дисциплинам, практикам в процессе освоения ОПОП ВО
ОПК-1. Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования.	
1	Математика
1	Химия неорганическая
1	Биология
2	Физика
2	Учение о гидросфере
2	Геология
3	Учение об атмосфере
3	Учение о биосфере
3	Ландшафтоведение
3, 4	Почвоведение с основами экологического земледелия
4	География
5	Физико-химические методы анализа
5	Инструментальные методы анализа в мониторинге объектов окружающей среды
6	Эволюционная экология
8	Геохимия и геофизика биосферы
2, 4	Ознакомительная практика
8	Подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы

*Номер семестра соответствует этапу формирования компетенции

7.2 Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкалы оценивания

Планируемые результаты освоения компетенции	Уровень освоения				Оценочное средство
	неудовлетворительно (минимальный не достигнут)	удовлетворительно (минимальный пороговый)	хорошо (средний)	отлично (высокий)	

ОПК-1. Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования

Планируемые результаты освоения компетенции	Уровень освоения				Оценочное средство
	неудовлетворительно (минимальный не достигнут)	удовлетворительно (минимальный пороговый)	хорошо (средний)	отлично (высокий)	

ОПК-1.1 Применяет основные знания фундаментальных разделов наук о Земле при решении задач в области экологии и природопользования	Уровень знаний ниже минимальных требований, имели место грубые ошибки При решении стандартных задач не продемонстрированы основные умения, имели место грубые ошибки, не продемонстрированы базовые навыки	Минимально допустимый уровень знаний, допущено много негрубых ошибок. Продемонстрированы основные умения, решены типовые задачи. Имеется минимальный набор навыков для решения стандартных задач с некоторыми недочетами	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки, допущено несколько негрубых ошибок. Продемонстрированы все основные умения, решены все основные задачи с небольшими ошибками, продемонстрированы базовые навыки при решении стандартных задач	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки, без ошибок. Продемонстрированы все основные умения, решены все основные задачи с отдельными несущественными недочетами, продемонстрированы навыки при решении нестандартных задач	Тесты; Рефераты; Выполнение лабораторных работ и индивидуальных практических упражнений и задач; Контрольные работы; Кейс-задание Вопросы и задания для проведения экзамена
--	---	--	--	---	--

7.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения ОПОП ВО

Кейс-задания

«Растворы электролитов»

Опыт №1. Характер диссоциации гидроксидов

а) Получение гидроксида магния

Реактивы: раствор хлорида магния 1 н., раствор гидроксида натрия 1 н., раствор соляной кислоты 1 н. В две пробирки ввести по 5-6 капель 1 н. раствора хлорида магния и добавить в каждую по 5-6 капель 1 н. раствора гидроксида натрия. В первую пробирку к осадку добавить 8-10 капель 1 н. раствора соляной кислоты, а в другую 8-10 капель 1 н. раствора гидроксида натрия.

Задание. Запись данных опыта 1) Какие признаки реакций Вы наблюдаете? В каком случае наблюдается растворение осадка? 2) Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции: получения гидроксида магния, гидроксида магния с соляной кислотой, гидроксида магния с гидроксидом натрия. Какая реакция не идет? 3) Каков характер диссоциации гидроксида магния? Запишите уравнение диссоциации гидроксида магния.

б) Получение гидроксида цинка

Реактивы: раствор сульфата цинка 1 н., раствор гидроксида натрия 1 н., раствор соляной кислоты 1 н. В две пробирки ввести по 5-6 капель 1 н. раствора сульфата цинка и добавить в каждую по 1-2 капли 1 н. раствора гидроксида натрия (до момента образования осадка). В первую пробирку к осадку добавлять по каплям 1 н. раствор соляной кислоты до растворения осадка, а в другую – избыток 1 н. раствора гидроксида натрия.

Задание. Запись данных опыта 1) Какие признаки реакций Вы наблюдаете? В каком случае наблюдается растворение осадка? 2) Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции: получения гидроксида цинка; гидроксида цинка с соляной кислотой, гидроксида цинка с гидроксидом натрия. Какая реакция не идет? 3) Каков характер диссоциации гидроксида цинка? Запишите уравнение диссоциации гидроксида цинка.

Опыт № 2. Сравнение химической активности кислот

Реактивы: раствор уксусной кислоты 1 н., раствор соляной кислоты 1 н., карбонат кальция (мрамор). В одну пробирку ввести 6-8 капель 1 н. раствора уксусной кислоты, а в другую – 6-8 капель 1 н. раствора соляной кислоты. Бросить в обе пробирки по приблизительно одинаковому кусочку карбоната кальция (мрамора).

Задание. Запись данных опыта 1) Какие признаки реакций Вы наблюдаете? 2) Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции: уксусной кислоты с карбонатом кальция, соляной кислоты с карбонатом кальция. 3) Сформулируйте вывод, в каком случае реакция идет более интенсивно, и обоснуйте его.

Задания для контрольных работ

Контрольная работа 1 в 15 вариантах

«Химические превращения, закономерности их протекания»

приведен для примера вариант 1)

Билет № 1

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$ Назовите продукты.
2. Назовите перечисленные ниже соединения и определите, к какому классу неорганических соединений они относятся: MgOHCl , Fe(OH)_3 , AlCl_3 , HClO_4 , KHSO_4
3. Определите, сколько молей содержится в серной кислоте массой 196 г.
4. Расположите элементы в порядке возрастания электроотрицательности: **N, B, F, As, I**. Ответ мотивируйте. Для иона **I⁻** напишите электронную формулу.

- Определите типы связей в соединениях: **KCl, BCl₃, CH₄**. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степень окисления элементов.
- С помощью электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении и укажите окислитель, восстановитель и процесс: **Cu + H₂SO₄ → CuSO₄ + SO₂ + H₂O**.
- Напишите уравнения диссоциации и константу нестойкости комплексного иона, а также укажите комплексообразователь, лиганды и координационное число для **[Co(H₂O)₅Cl]Cl₂**. Назовите комплексное соединение.
- Напишите выражение константы равновесия для следующей реакции:

$$2\text{H}_2\text{O}_{(г.)} + 2\text{Cl}_{2(г.)} \rightleftharpoons 4\text{HCl}_{(г.)} + \text{O}_{2(г.)}$$
 Куда сместится равновесие при увеличении давления?

Контрольная работа 2 (в 15 вариантах) «Водные растворы электролитов, их свойства».

Билет № 1

- Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислых и основных солей: гидросульфида бария, фосфата гидроксоалюминия. Приведите выражение констант диссоциации для рассмотренных выше электролитов, где это возможно.
- Водородный показатель, его определение. Кислотно-основные индикаторы, механизм их действия. Рассчитайте pH, pOH, [H⁺] и [OH⁻] для водного раствора HCl с концентрацией 0,1 М.
- Сущность процесса гидролиза солей, причина и следствие гидролиза. Гидролиз соли сульфида натрия.

Тесты

Тестовый контроль по основным темам неорганической химии

База тестов по неорганической химии подготовлена в системе тестирования «INDIGO» Indigo Software Technologies, <http://indigotech.ru/>. Доступна для студентов в глобальной сети КубГАУ и компьютерных классах университета.

Типовые тесты по отдельным темам неорганической химии приводятся далее

Основные понятия и законы химии

- Простые вещества
 - полиэтилен
 - графит
 - белый фосфор
 - аммиак
- Единицы измерения молярного объема газа
 - моль
 - моль/л
 - кмоль/м³
 - л/кмоль
- Масса одной а.е.м. равна
 - 1 г
 - 1,66 · 10⁻²⁴ г
 - 1,66 · 10⁻²⁴ кг
 - 1,66 · 10⁻²⁷ кг
- Моль любого газа при н.у. занимает объем 22,4 л – следствие
 - закона сохранения массы вещества
 - закона постоянства состава
 - закона Авогадро
 - закона кратных отношений
- 1 моль Al(OH)₃ нейтрализует моль соляной кислоты
 - 1
 - 2
 - 3
 - 4
 - 1,5
- Реакция между NaOH + H₃PO₄ относится к реакции
 - присоединения
 - разложения
 - нейтрализации
 - гидратации
 - замещения

Строение и свойства атома, их изменение в Периодической системе Д. И. Менделеева

- Наибольший радиус имеет атом
 - K
 - Na
 - Li
 - Rb
 - H
- Высшую степень окисления +4 имеет элемент третьего периода...
 - фосфор
 - скандий
 - титан
 - кремний
 - алюминий
- Заряд ядра атома кремния равен
 - +28
 - +3
 - +4
 - +14
 - +6

10. Металлические свойства наиболее выражены у атома
1) лития 2) натрия 3) калия 4) кальция 5) магния
11. Число валентных электронов в атоме хрома равно
1) 2 2) 3 3) 6 4) 8 5) 4
12. Электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ имеет атом
1) фосфора 2) хлора 3) брома 4) фтора 5) азота
13. Наименьший радиус имеет атом
1) Li 2) Be 3) B 4) C 5) N
14. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома фосфора
1) $\dots 3s^2 3p^3$ 2) $\dots 3s^2 3p^5$ 3) $\dots 4s^2 4p^3$ 4) $\dots 2s^2 2p^5$ 5) $\dots 4s^2 4p^5$
15. Неметаллические свойства наиболее выражены у атома
1) сурьмы 2) азота 3) мышьяка 4) фосфора
16. Электронная формула элемента $1s^2 2s^2 2p^4$ соответствует атому
а) S б) O в) Se г) Te д) Cr
17. Число энергетических уровней у атома, имеющего 19 протонов, равно
а) 3 б) 5 в) 4 г) 2 д) 6
18. Число протонов, нейтронов и электронов у атома с порядковым номером 40 равно
а) 40, 91, 40 б) 40, 51, 40 в) 20, 51, 40 г) 40, 40, 40 д) 20, 91, 40

Химическая связь

19. Химическая связь в молекуле аммиака
1) ковалентная полярная 2) ковалентная неполярная 3) ионная
4) металлическая 5) донорно-акцепторная
20. Устойчивое состояние молекулы объясняется достижением числа электронов на внешнем электронном уровне 1) 0 2) 4 3) 2 4) 6 5) 8
21. Ковалентная связь в молекуле хлора образуется за счет
1) спаривания одиночных электронов 2) двух неподеленных пар электронов
3) трёх общих электронных пар
22. Длина связи в ряду HF, HCl, HBr, HI
1) уменьшается 2) увеличивается 3) не изменяется
23. Длина связи – это расстояние между
1) атомами 2) ядрами атомов 3) валентными электронами 4) орбиталями
24. Увеличение длины связи в молекулах веществ наблюдается в ряду
1) H_2, N_2, Cl_2 2) N_2, Cl_2, H_2 3) Cl_2, H_2, N_2 4) H_2, Cl_2, N_2
25. При образовании гибридных орбиталей число исходных равно
1) числу гибридных орбиталей
2) меньше числа гибридных орбиталей
3) больше числа гибридных орбиталей
26. Механизм образования ковалентной связи
1) радикальный 2) донорно-акцепторный
3) обменный 4) обобществление электронов
27. Связь в молекуле фтороводорода 1) σ - связь 2) π – связь 3) σ и π
28. Виды связей в молекуле азота

- 1) 3σ-связи 2) 1σ-связь и 2π -связи
3) 3π -связи 4) 2σ-связи и 1π -связь

29. Максимальную возможность образовывать ионные соединения имеют элементы

- 1) Cr и Cl 2) C и Cl 3) H и Cl 4) Li и Cl

30. Образование ионной кристаллической решетки характерно для

- 1) иодида цезия 2) графита 3) нафталина 4) алмаза

31. Кристаллическая решетка графита 1) ионная 2) молекулярная 3) атомная
4) металлическая

Комплексные соединения

32. Координационное число комплексообразователя в соединении $[\text{Cr}(\text{NH}_3)\text{Cl}_2]$ равно 1) 4 2) 6 3) 2 4) 3 5) 5

33. Галогены входят в состав комплексных соединений в роли

- 1) лигандов 2) комплексообразователей 3) лигандов и комплексообразователей
4) лигандов и внешней сферы 5) внешней сферы

34. Степень окисления комплексообразователя в молекуле $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ равна

- 1) +3 2) +2 3) +4 4) +6 5) 0

35. Заряд внутренней сферы в соединении $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ равен

- 1) +4 2) -4 3) -3 4) -2 5) +6

36. Координационное число в соединении $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$

- 1) 6 2) 3 3) 5 4) 4

37. Степень окисления комплексообразователя в соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ равна

- 1) +2 2) +3 3) +1 4) +4

Химическая термодинамика

38. Открытая система обменивается с окружающей средой
а) энергией б) веществом в) работой г) энергией и веществом

39. Энтальпия – это энергия, которой обладает система при постоянстве
а) давления б) температуры в) объема г) массы

40. Стандартной теплотой образования называют тепловой эффект образования 1 моль дан-
ного вещества из элементов при давлении

- а) $P < 0$ б) $P > 0$ в) $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ г) $P = 3,045 \cdot 10^5 \text{ Па}$

41. Выражение первого закона термодинамики

- а) $Q = \Delta U + W$ б) $A = U - TS$ в) $PV = nRT$ г) $G = H - TS$

42. Термодинамическая характеристика, не являющаяся функцией состояния
а) внутренняя энергия б) энтальпия в) энтропия г) работа

43. Энергия Гиббса выражается равенством а) $A = U - TS$ б) $Q = \Delta U + P\Delta V$

- в) $G = H - TS$ г) $dS = \frac{\delta Q}{T}$

44. Тепловой эффект химической реакции выражают в единицах
а) н/м б) кг/м³ в) кДж/моль г) кДж / м³

45. Самопроизвольный химический процесс в изолированной системе при $S > 0$ будет протекать

- а) в прямом направлении б) в прямом и обратном направлении
 в) обратном направлении г) не будет протекать процесс
46. Для вычисления теплового эффекта реакции при стандартных условиях с использованием стандартных теплот образования участников реакции применяют формулу
 а) $\Delta H^0_{298} = \sum i \Delta H^0_{298}(\text{прод}) - \sum i \Delta H^0_{298}(\text{исх})$ б) $\delta Q = dU + PdV$
 в) $TdS \geq dU + PdV$ г) $\Delta H^0_{298} = \sum \phi_i \Delta H^0_{298}(\text{исх}) - \sum \phi_i \Delta H^0_{298}(\text{прод})$
47. Неупорядоченность системы характеризует термодинамическая функция
 а) H б) S в) U, H г) G, A

Кинетика и катализ. Смещение химического равновесия

48. Скорость химической реакции выражается в единицах
 а) $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ б) $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1}$ в) $\text{моль} \cdot \text{с}^{-1}$ г) $\text{моль}^{-1} \cdot \text{л} \cdot \text{мин}$
49. Для реакции $A_2(\text{г}) + B_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2AB(\text{г})$ математическое выражение закона действующих масс
 а) $v = k c^2(A)$ б) $v = k c^2(A_2) c^2(B_2)$ в) $v = k c(A_2) c(B_2)$ г)
 $v = k c^2(A_2) c(B_2)$
50. При увеличении концентрации вещества А в 3 раза скорость реакции $A_2(\text{г}) + B_2(\text{г}) = 2AB(\text{ж})$ увеличится в
 а) 3 раза б) 6 раз в) 8 раз г) 9 раз
51. Зависимость скорости реакции v от температуры T (γ - температурный коэффициент реакции) описывает уравнение
 а) $v_{T2} = v_{T1} \cdot \gamma$ б) $v_{T2} = v_{T1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)}$
 в) $v_{T2} = v_{T1} \cdot \gamma \cdot (T_2 - T_1)/10$ г) $v_{T2} = v_{T1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$
52. Выход аммиака по уравнению реакции $N_{2(\text{г.})} + 3H_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2NH_{3(\text{г.})} + Q$ увеличится, если
 а) повысить температуру и концентрацию азота б) повысить давление, понизить температуру
 в) повысить давление и температуру г) понизить давление и температуру
53. Повышение давления и понижение температуры в системе приводит к повышению выхода продукта реакции в случае
 а) $2H_2O \rightleftharpoons 2H_2 + O_2 - Q$ б) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$
 в) $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI - Q$ г) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - Q$
54. Катализатор в ходе химической реакции
 а) смещает равновесие системы в сторону продуктов
 б) не смещает химического равновесия
 в) уменьшает время достижения равновесия
 г) смещает равновесие в сторону исходных веществ
55. Зависимость скорости от концентрации описывается уравнением $v = k c(A_2)$ для реакции
 а) $B_2(\text{г}) + A_2(\text{г}) = 2AB(\text{г})$ б) $2B_2(\text{г}) + A_2(\text{г}) = 2B_2A(\text{г})$
 в) $B(\text{к}) + A_2(\text{г}) = BA_2(\text{г})$ г) $2BA(\text{г}) + A_2(\text{г}) = 2A_2B(\text{г})$
56. Для увеличения скорости реакции $A(\text{г}) + 2B(\text{г}) = C(\text{г})$ в 125 раз необходимо увеличить внешнее давление в системе
 а) в 5 раз б) в 25 раз в) в 125 раз г) в 100

Окислительно-восстановительные реакции

57. Степень окисления атома марганца в соединении K_2MnO_4 равна
 а) +2 б) +4 в) +6 г) +7 д) +5
58. Максимальная положительная степень окисления элемента равна
 а) номеру периода б) номеру ряда в) номеру группы г) порядковому номеру
59. Степень окисления азота увеличивается в ряду
 а) NH_4Cl, N_2, NO_2 б) NO_2, NH_3, NO в) KNO_2, NO, NH_3 г) NO, NH_3, HNO_3
60. Степень окисления и валентность углерода в оксиде углерода (II) CO равны
 а) +2 и 2 б) +4 и 4 в) +4 и 2 г) +2 и 3 д) +3 и 3
61. Степень окисления водорода равна -1 в соединении
 а) $NaOH$ б) $NaNH$ в) PH_3 г) H_2O д) H_2S

62. Хром может проявлять степень окисления
 а) +1, +2, +4 б) +2, +3, +6 в) +2, +3, +4 г) от +1 до +6
63. Серная кислота является окислителем за счет ...
 а) S^{+4} б) S^{+6} в) S^{+2} г) S^{+5}

Химические соединения, их свойства

64. Силикат натрия реагирует
 1) с угольной кислотой 2) с соляной кислотой
 3) с водой 4) со всеми этими веществами
65. Реакция $NaOH + HCl =$ относится к типу реакций
 1) присоединения 2) замещения 3) ионного обмена 4) разложения 5) нейтрализации
66. Только средняя соль получается по реакции
 1) $H_2SO_4 + Mg(OH)_2 =$ 2) $Li_2O + H_2CO_3 =$ 3) $Na_2O + H_2O + N_2O_5 =$
 4) $CH_3COOH + Cu(OH)_2 =$ 5) $H_3PO_4 + NH_3 =$
67. Газ выделяется в результате реакции
 1) $BaCl_2 + K_2S =$ 2) $FeCl_2 + NaOH =$ 3) $NaHCO_3 + HCl =$
 4) $CaCl_2 + Na_2CO_3 =$ 5) $NaOH + Na_2SO_4 =$
68. Гидросульфид-ион имеет формулу
 1) SO_3^{2-} 2) S^{2-} 3) SO_4^{2-} 4) HS^- 5) HSO_3^-

Растворы, способы выражения их концентраций

69. Массовую долю растворенного вещества рассчитывают по формуле
 1) $C = \frac{n}{V}$ 2) $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$
 3) $m = V \cdot \rho$ 4) $m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) - m(H_2O)$
70. Молярную концентрацию раствора рассчитывают по формуле
 1) $C = \frac{n}{V}$ 2) $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$
 3) $m = V \cdot \rho$ 4) $m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) - m(H_2O)$

71. Раствор содержит 20 г вещества и 80 г воды. Концентрация раствора в массовых долях
 1) 20% 2) 25% 3) 0.25 4) 0.20
72. Титр раствора с содержанием 0,22 г вещества в 100 мл раствора равен
 1) 0,0220 2) 2,2000 3) 0,0022 4) 22,0000
73. Количество вещества $NaOH$ в 500 мл 0,2М раствора
 1) 0,2 моль 2) 0,1 моль 3) 0,01 моль 4) 0,02 моль
74. Титр раствора с содержанием 0,22 г вещества в 100 мл раствора равен
 а) 0,0220 б) 2,2000 в) 0,0022 г) 22,0000
75. Масса 100 мл раствора с плотностью $\rho = 1,079$ г/мл
 а) 107,9 г б) 10,79 г в) 100,0 г г) 1,079 г

Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации

76. Наиболее сильная кислота
 1) H_2CO_3 2) $HCOOH$ 3) H_2S 4) HCl 5) HF
77. Сильными электролитами являются растворы
 1) HCl 2) H_2CO_3 3) H_2S 4) H_2SO_3 5) $HClO$ 6) H_2SO_4
78. Концентрация ацетат-ионов выше в растворе
 1) CH_3COOH 2) CH_3COONa 3) одинакова
79. Наиболее сильным электролитом является раствор
 1) KOH 2) $NaOH$ 3) $RbOH$ 4) $LiOH$
80. Способны диссоциировать по типу кислоты электролиты
 1) $Zn(OH)_2$ 2) $Ba(OH)_2$ 3) $Mg(OH)_2$ 4) $NaOH$ 5) $Al(OH)_3$
81. Реакция идёт до конца в растворе между ионами
 1) Ba^{2+} и Cl^- 2) Ba^{2+} и NO_3^- 3) Ba^{2+} и SO_4^{2-} 4) Ba^{2+} и CH_3COO^-

82. Выражение константы диссоциации можно записать для
 1) H_2SO_4 2) H_2CO_3 3) K_2CO_3 4) MgCl_2
Водородный показатель. Гидролиз солей.
83. Лакмус в растворе кислоты
 1) красный 2) синий 3) фиолетовый 4) желтый
84. Гидролизу подвергается 1) K_2CO_3 2) NaCl 3) KBr 4) CuSO_4 5) AgCl
85. Гидролизом называется процесс взаимодействия ионов соли с...
 1) водой 2) водородом 3) кислородом 4) натрием 5) калием
86. Концентрации ионов $[\text{H}^+] = 10^{-6}$ моль/л соответствует концентрация ионов $[\text{OH}^-]$... моль/л
 1) 10^{-5} 2) 10^{-8} 3) 10^{-14} 4) 10^{-1} 5) 10^{-7}
87. Значение $\text{pOH}=11$ соответствует концентрации ионов H^+ ... моль/л
 1) 10^{-4} 2) 10^{-7} 3) 10^{-3} 4) 10^{-11}
88. Гидроксоли образуются при гидролизе...
 1) Na_3PO_4 2) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 3) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ 4) ZnCl_2 5) NH_4Cl
89. Уравнение $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ относится к гидролизу соли...
 1) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 2) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ 3) K_2CO_3 4) KHCO_3 5) MgCO_3
90. pH водного раствора соли MnSO_4 равен 1) 7 2) 6 3) 8 4) 10 5) 9

Темы рефератов

- 1 Распространение, применение, физико-химические свойства и методы получения водорода, значение его в природе;
- 2 Физико-химические свойства кислорода, его значение в природе, технике и сельском хозяйстве;
- 3 Общие свойства натрия, калия и других элементов IA-подгруппы, их соединения, значение натрия и калия в природе и сельском хозяйстве;
- 4 Общие свойства магния кальция и других элементов II A-подгруппы, их соединения, значение магния и кальция в природе, технике, биологии;
- 5 Общие свойства бора, алюминия и других элементов IIIA-подгруппы, их соединения, значение алюминия в природе и технике;
- 6 Общие свойства углерода, кремния и других элементов IVA-подгруппы, их соединения, значение углерода и кремния в природе и сельском хозяйстве;
- 7 Общие свойства азота, фосфора и других элементов VA-подгруппы, их соединения, значение азота и фосфора в природе и сельском хозяйстве;
- 8 Общие свойства азота, фосфора и других элементов VA-подгруппы, их соединения, значение азота и фосфора в природе и сельском хозяйстве;
- 9 Общие свойства элементов VIIA-подгруппы, их соединения, значение галогенов в природе и сельском хозяйстве;
- 10 Общие свойства и особенности переходных металлов, их распространение в природе, значение, применение;
- 11 Экология и токсикология металлов;
- 12 Круговорот азота, серы, воды, углекислого газа в природе;
- 13 Тяжёлые металлы, их польза и вред, биологическое значение;
- 14 Вода, её свойства, значение в природе и сельском хозяйстве;
- 15 Активация воды, сущность, методы, механизм действия, изменение свойств;
- 16 Электрохимическая активация воды, механизм активации, биологическая роль и значение в технике;
- 17 Электрохимически активированная вода, её особенности, механизм действия на растения и живые организмы;
- 18 Водородный показатель водных растворов, механизм действия среды и её биологическая роль в жизнедеятельности растений;
- 19 Новые теории строения атома и химической связи, их значение в науке и практике;

- 20 Проблемы экологии в современном мире и пути их решения;
- 21 Сточные воды, методы их очистки;
- 22 Минеральный и изотопный состав воды, влияние их на живые организмы;
- 23 Озон, его свойства и применение для обезвреживания воздуха;
- 24 Безотходное производство растительных масел, проблемы и пути их решения;
- 25 Утилизация отходов производства растительных масел;
- 26 Утилизация отходов животноводства;
- 27 Защита окружающей среды. Очистка дымовых газов: химический, механический и другие методы.
- 28 Реакции окисления оксида 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.
- 29 Химическое равновесие в морской воде с участием растворенного углекислого газа. Карбонатная буферная система Мирового океана.
- 30 Биохимические круговороты веществ в окружающей среде, круговорот углерода.
- 31 Альтернативные источники энергии, их значение и применение;
- 32 Экологически безопасные методы защиты растений, их значение и применение;
- 33 Нефтяное ростовое вещество, его экологическая безопасность и экономичность использования в сельском хозяйстве;
- 34 Загрязнение воздуха, ПДК загрязняющих веществ, пути решения экологических задач;
- 35 Загрязнение воды, ПДК загрязняющих веществ, пути решения экологических задач;
- 36 Тяжёлые металлы, их польза и вред;
- 37 Свинец как экотоксикант, источники поступления его в окружающую среду, ПДК, пути решения экологической задачи;
- 38 Нефть как загрязнитель воды, способы очистки воды от нефтяных загрязнений;
- 39 Нефть как загрязнитель почв, методы очистки почв от нефтяных загрязнений;
- 40 Фосфаты, их польза и вред, пути решения экологической задачи;
- 41 Нитраты, их польза и вред, пути решения экологической задачи;
- 42 Аммиак, его польза и вред, пути решения экологической задачи;
- 43 Медь как микроэлемент, его ПДК в почвах, пути решения экологической задачи;
- 44 Никель как тяжёлый металл, его ПДК в почвах, польза и вред, пути решения экологической задачи;
- 45 Кобальт как тяжёлый металл, его ПДК в почвах, польза и вред, пути решения экологической задачи;
- 46 Молибден как тяжёлый металл, его ПДК в почвах, польза и вред, пути решения экологической задачи;
- 47 Цинк как тяжёлый металл, его ПДК в почвах, польза и вред, пути решения экологической задачи;
- 48 Мышьяк как токсикант, его соединения, получение и применение;
- 49 Медьсодержащие препараты для защиты растений, состав, получение и применение;
- 50 Тяжёлые металлы, способы очистки сточных вод от тяжёлых металлов.

Результаты лучших рефератов представляются на студенческом научном семинаре в форме докладов.

Индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов

Индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов по неорганической химии (15 вариантов) составлены по каждой теме в виде учебного пособия «Индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов по неорганической химии» для подготовки бакалавров инженерных, агроном. и биолог. специальностей аграр. вузов / Э. А. Александрова, И. Ю. Тимофеева. – Краснодар: КубГАУ, 2013. – 88 с.) изданы в типографии университета и размещены в образовательном портале вуза.

Практически по всем темам подготовлены ответы, что позволяет студентам самим проверить правильность выполнения заданий, увидеть допущенные ошибки, научиться самостоятельно решать химические задачи. Выполнение задания по каждой теме учитывается преподавателем в форме *зачёта* по теме.

В помощь студентам для выполнения индивидуальных заданий разработаны *контрольные вопросы с ответами и задачи с решениями* в учебном пособии Александровой Э.А. «Лабораторный практикум по неорганической химии» – электронное изд. на образовательном портале КубГАУ – 2012. – 526с. Для самостоятельного обучения студентам предлагаются также «Избранные мультимедийные лекции по неорганической химии» – Электронное изд. на образовательном портале КубГАУ – 2012. – 484с. (автор: Александрова Э.А.).

Вопросы и задания для проведения промежуточного контроля (экзамена)

Компетенция: Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования (ОПК-1)

Для промежуточного контроля

Вопросы к экзамену по дисциплине «Химия неорганическая»

- 1 Химия как наука, ее задачи. Характерные черты химии ХХI века. Значение химической науки в решении проблем охраны окружающей среды. Экология как наука о взаимоотношении и взаимодействии живых организмов со средой их обитания, как наука жизни на планете. Основные экологические проблемы, связанные с химическим загрязнением окружающей среды.
- 2 Основные понятия химии (химический элемент, атом, молекула, атомная и молекулярная относительные массы, моль, молярная масса. эквивалент, классы неорганических соединений, химическая реакция и др.). Молярные массы эквивалентов, их расчет для различных классов химических соединений.
- 3 Основные законы химии. Закон сохранения массы и энергии М.В. Ломоносова. Закон постоянства состава химических соединений Ж.Пруста. Закон кратных отношений Дж.Дальтона как проявление закона перехода количества в качество. Закон простых объемных отношений Ж.Л Гей-Люссака. Закон А.Авогадро и следствия из него. Расчет молекулярной массы газов по их относительной плотности. Закон эквивалентов.
- 4 Классы химических соединений. Свойства и способы получения оксидов, оснований, кислот и солей. Превращение средних солей в кислые и основные и наоборот. Рассмотреть на примерах.
- 5 Учение о строении атома. Ядерная модель атома по Э. Резерфорду, основные постулаты Н. Бора, протонно-нейтронная теория Д.Д. Игнатенко и Е.Н. Гапона, квантовомеханическая теория строения атома. Представления Луи - де - Бройля о корпускулярно-волновом дуализме электронов.
- 6 Уравнение Э. Шредингера как уравнение стоячей волны и квантовые числа, необходимые для его решения. Главное (n), побочное орбитальное (l), магнитное (m) и спиновое (s) квантовые числа, их характеристика и взаимосвязь. s, p, d, f – орбитали, их конфигурация.

- 7 Распределение электронов в атоме. Правило В.М.Клечковского. Способы изображения распределения электронов: 1) метод Коссея; 2) электронные формулы; 3) графические электронные схемы. Правило Гунда.
- 8 Периодический закон Д.И.Менделеева, его современная формулировка. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева как графическое изображение периодического закона. Периодическая система как классификация атомов по строению их электронных оболочек. Периоды и группы, главные и побочные подгруппы элементов периодической системы, их характеристика. Физический смысл номера периода и номера группы. Общенаучное значение периодического закона и периодической системы Д.И.Менделеева.
- 9 Основные свойства элементов – атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Изменение свойств атомов химических элементов в зависимости от их положения в периодической системе Д.И.Менделеева. Рассмотреть на примерах.
- 10 Химическая связь Условие образования химической связи, ее природа. Работы Льюиса, Гейтлера, Лондона, Слейтера, Полинга в учении о химической связи. Виды химических связей: ковалентная, ионная, металлическая и водородная для органических соединений. Примеры.
- 11 Ковалентная химическая связь, ее природа и механизм образования по теории валентных связей. Способы изображения ковалентных связей, свойства ковалентных связей (длина, энергия, насыщенность, направленность). Понятие о гибридизации атомных орбиталей, δ и π – связи. Разновидности ковалентной связи – неполярная, полярная, донорно-акцепторная. Рассмотреть на примерах.
- 12 Ионная связь, ее природа, количественная характеристика и свойства. Металлическая связь, ее характеристика, основные типичные свойства металлов. Водородная химическая связь в органических соединениях и межмолекулярная в неорганических, ее направленность, природа и механизм, энергия водородной связи в сравнении с ковалентной. Примеры.
- 13 Комплексные соединения. Теория комплексных соединений А.Вернера, ее основные положения, описывающие структуру комплексных соединений. Получение и свойства комплексных соединений, их значение и применение. Важнейшие комплексообразователи и лиганды.
- 14 Энергетика и направление протекания химических процессов. Основные термодинамические понятия и величины: термодинамическая система (изолированная и неизолированная, равновесная и неравновесная), термодинамические процессы (обратимый и необратимый, равновесный и неравновесный). Термодинамические функции состояния: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Дж.Гиббса.
- 15 Первое начало термодинамики, его значение и применение. Закон Г.И. Гесса, следствия из него, применение для расчетов тепловых эффектов химических реакций. Теплоты образования и теплоты сгорания химических веществ.
- 16 Второе начало термодинамики. Энтропия как критерий направленности процессов в изолированных системах и как мера термодинамической вероятности системы. Энергия Гиббса как критерий направленности процесса в неизолированных системах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Привести примеры расчётов.
- 17 Химическая кинетика и катализ. Скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций в законе действующих масс К. Гульдберга и П. Вааге. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл. Порядок и молекулярность химических реакций. Составление кинетических уравнений для простейших химических реакций.

- 18 Зависимость скорости химической реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа. Уравнения Аррениуса. Энергия активации, ее физический смысл с точки зрения теории переходного активного комплекса на примере образования йодистого водорода. Расчёты величины скорости реакции от температуры.
- 19 Влияние катализаторов на скорость химических реакций. Особенности катализаторов. Гомогенный и гетерогенный катализ. Значение и применение катализа в сельском хозяйстве и промышленности.
- 20 Химическое равновесие. Обратимость химических реакций. Состояние динамического равновесия, условия и признаки равновесного состояния. Константа химического равновесия, ее роль в оценке направленности химических реакций. Выражения констант химического равновесия для различных обратимых реакций.
- 21 Смещение равновесия по принципу Ле - Шателье при изменении концентрации реагирующих веществ, температуры и давления. Рассмотрение принципа Ле - Шателье на примере реакций
- 22 Понятие о растворах, примеры. Классификация растворов по агрегатному состоянию растворенного вещества и растворителя, размеру частиц растворенного вещества, концентрации его в растворителе, способности проводить электрический ток, подчинению закону Рауля. Идеальные и неидеальные растворы. Признаки идеальности растворов, примеры. Понятие об активности растворов.
- 23 Различные способы выражения концентрации растворов, их взаимосвязь.
- 24 Характерные свойства растворов. Закон Рауля. Эбулиоскопия и криоскопия. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Роль осмотического давления в развитии растений и живых организмов. Роль водных растворов в биологических системах
- 25 Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса, ее основные положения. Гидратация как причина диссоциации. Диссоциация различных классов химических соединений.
- 26 Степень и константа диссоциации на примере диссоциации слабых кислот и оснований. Закон разведения Оствальда. Ионные уравнения реакций, их полная и краткая запись.
- 27 Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН), его расчет. рН почвенных растворов и пути его регулирования. Роль рН биологической среды в развитии растений и живых организмов.
- 28 Экспериментальное определение рН водных растворов, роль индикаторов. Буферные смеси как регуляторы рН среды, их значение и применение. Буферные системы в почвах.
- 29 Гидролиз солей, причина и следствие гидролиза, константа и степень гидролиза, зависимость ее от различных факторов, рН растворов гидролизующихся солей в биологии. Применение гидролиза при использовании солей алюминия и железа для очистки сточных вод.
- 30 Коллоидные системы Особенности коллоидного состояния системы. Классификация коллоидов по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды. Основные особые свойства коллоидов. Белки как коллоиды. Почвенные коллоиды.
- 31 Методы получения коллоидов – диспергирование и конденсация. Мицелла – элементарная частица коллоидных систем. Коагуляция как проявление агрегативной неустойчивости коллоидов. Концентрационная и нейтрализационная коагуляция по Б.В.Дерягину, механизм коагуляции.
- 32 Понятие о поверхностно-активных веществах (ПАВ). Роль ПАВ в стабилизации дисперсных систем, структурно-механический барьер по П.А.Ребиндеру. Метод коагуляции, используемый при очистке сточных вод.

- 33 Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) как процессы переноса электронов и изменения степеней окисления элементов. Типы ОВР. Методы составления уравнений ОВР. ОВР в природе, их роль в процессах почвообразования. Окислители и восстановители в природных водах. Роль их в процессах самоочищения водоемов.
- 34 Равновесие в окислительно-восстановительных системах. Направление протекания ОВР. Примеры.
- 35 Окислительные и восстановительные свойства нитрита калия и оксида серы (IV). Привести уравнения соответствующих реакций.
- 36 Вода в природе и живых организмах, химический состав природных водных растворов. Классификация воды по жёсткости.
- 37 Карбонатная и общая жесткость воды. Временная и постоянная жесткость. Способы её устранения.
- 38 Строение молекулы воды. Аномальные физические свойства воды, их причина. Кластеры воды.
- 39 Атомные характеристики и основные химические свойства биогенных элементов (кислорода, водорода, углерода, азота, серы, фосфора). Их важнейшие соединения, распространение, применение, химические свойства.
- 40 Общий обзор металлов. Щелочные и щелочноземельные элементы, их соединения; химические свойства.
- 41 Тяжелые металлы. Ряд токсичности металлов для различных организмов.
- 42 Круговороты химических элементов азота, серы, фосфора в природе.
- 43 Круговорот воды и углекислого газа в природе.
- 44 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 (+t^0C) \rightarrow ? + H_2O \rightarrow ? \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
- 45 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $Zn \rightarrow ? \rightarrow Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow ? \rightarrow ZnSO_4$
- 46 Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия: HNO_3 , CaO , CO_2 , $CuSO_4$, $Al(OH)_3$, P_2O_5 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 47 Исходя из положения элемента в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) хрома; б) фосфора.
- 48 Какую низшую и высшую степень окисления проявляют углерод, фосфор, сера и йод? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления. Как изменяется их окислительная активность?
- 49 Исходя из положения элемента в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) кальция; б) азота. Напишите электронные формулы ионов: Ca^{2+} , N^{3-} .
- 50 Используя справочные данные, определите изобарный тепловой эффект ΔH^0_{298} химической реакции $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2H_2O_{(г)} + Cl_{2(г)}$. Сделайте вывод о выделении или поглощении теплоты в процессе реакции.
- 51 Определите изменение энтропии ΔS^0_{298} в ходе химической реакции $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} \rightarrow 6H_2O_{(г)} + 4NO_{(г)}$, протекающей при стандартных условиях в идеальном газообразном состоянии. Объясните знак изменения ΔS^0_{298} в результате данной реакции.
- 52 Используя справочные данные, определите изменение энергии Гиббса ΔG^0_{298} в ходе химической реакции: $CO_{(г)} + 3H_{2(г)} \rightarrow CH_{4(г)} + H_2O_{(г)}$. По знаку изменения энергии Гиббса ΔG^0_{298} сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания.
- 53 Структура комплексных соединений. Представьте указанные вещества в виде комплексных соединений: $KCN \cdot AgCN$, $2KCN \cdot Ni(CN)_2$, $Co(NO_3)_3 \cdot 6NH_3$, $2KCl \cdot PtCl_4$

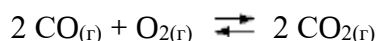
- 54 Для реакции: $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{K})} + \text{CO}_{(\text{Г})} \leftrightarrow 3\text{FeO}_{(\text{K})} + \text{CO}_{2(\text{Г})}$ $\Delta H = 34,6 \text{ кДж}$ а) составьте уравнения скоростей прямой и обратной реакции и приведите константу равновесия; б) определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.
- 55 Для реакции: $\text{N}_{2(\text{Г})} + \text{O}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{Г})}$ $\Delta H = 180,0 \text{ кДж}$ а) составьте уравнения скоростей прямой и обратной реакции и приведите константу равновесия; б) определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.
- 56 Для реакции: $\text{C}_{(\text{графит})} + 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{Г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{Г})} + \text{N}_{2(\text{Г})}$ $\Delta H = - 558,0 \text{ кДж}$ а) составьте уравнения скоростей прямой и обратной реакции и приведите константу равновесия; б) определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.
- 57 Для реакции: $2\text{CO}_{(\text{Г})} + \text{O}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(\text{Г})}$ $\Delta H = - 556,0 \text{ кДж}$ а) составьте уравнения скоростей прямой и обратной реакции и приведите константу равновесия; б) определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.
- 58 Укажите, какие из приведенных процессов представляют собой окисление, и какие – восстановление? Ответ обоснуйте. $\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$; $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$; $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^0$;
- 59 Укажите, какие из приведенных процессов представляют собой окисление, и какие – восстановление? Ответ обоснуйте. $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO}$; $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$; $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$;
- 60 Укажите, какие из приведенных процессов представляют собой окисление, и какие – восстановление? Ответ обоснуйте. $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^0$; $\text{P}^{3-} \rightarrow \text{P}^{5+}$; $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}^0$;
- 61 Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно – восстановительных реакций: $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$; $\text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.
- 62 Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно – восстановительных реакций: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl}$.
- 63 Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно – восстановительных реакций: $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
 $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow (\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- 64 Какие свойства проявляют в окислительно – восстановительных реакциях вещества, учитывая степень окисления атома элемента, указанного в вашем задании? Дайте мотивированный ответ. H_2SO_4 H_2S SO_3 (S);
- 65 Какие свойства проявляют в окислительно – восстановительных реакциях вещества, учитывая степень окисления атома элемента, указанного в вашем задании? Дайте мотивированный ответ. Mn KMnO_4 MnO_2 (Mn);
- 66 Какие свойства проявляют в окислительно – восстановительных реакциях вещества, учитывая степень окисления атома элемента, указанного в вашем задании? Дайте мотивированный ответ. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Cr Cr_2O_3 (Cr);

- 67 Какие свойства проявляют в окислительно – восстановительных реакциях вещества, учитывая степень окисления атома элемента, указанного в вашем задании? Дайте мотивированный ответ. HNO_2 NH_3 NO (N);
- 68 Вычислите массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 250мл 0,005н. раствора.
- 69 Вычислите объем раствора серной кислоты $\rho=1,59\text{г/см}^3$ (68%), необходимый для приготовления 5л аккумуляторной жидкости $\rho=1,22\text{г/см}^3$ (30%).
- 70 Вычислите массу гидроксида калия, необходимую для приготовления 1л раствора $\rho = 1,08\text{г/см}^3$ с массовой долей KOH 10%.
- 71 Вычислите температуру замерзания раствора антифриза, полученного при растворении 1кг этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 2кг воды.
- 72 Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов: а) H_3PO_4 ; б) NH_4OH ; в) CaCl_2 ; г) $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$; д) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.
- 73 Допишите уравнения реакций, составьте к ним ионные уравнения: а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- 74 К раствору уксусной кислоты прибавили ацетат натрия. В какую сторону сместится равновесие диссоциации уксусной кислоты?
- 75 Вычислите равновесную концентрацию иона H^+ в растворе уксусной кислоты с концентрацией 0,1моль/л (степень диссоциации равна 0,13).
- 76 Как сместится равновесие реакции гидролиза соли $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ при добавлении NaOH к ее раствору?
- 77 Вычислите pH раствора, в котором $[\text{OH}^-]$ равна 10^{-3} моль/л.
- 78 Вычислите концентрацию гидроксид-ионов в растворе, в котором концентрация ионов водорода равна 10^{-2} моль/л.
- 79 Почему нельзя в водном растворе получить сульфид алюминия? Ответ обоснуйте.
- 80 Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции гидролиза солей: а) NaCN; б) Na_2CO_3 .

Практические задания для экзамена

Примеры типовых расчетов практических заданий приводятся ниже.

Пример 1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе:



если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение. Обозначим концентрации реагирующих веществ: $C(\text{CO})=a$, $C(\text{O}_2)=b$, $C(\text{CO}_2)=c$. Согласно закону действия масс, скорости прямой и обратной реакции до изменения объема $V_{\text{пр}} = k \cdot a^2 \cdot b$; $V_{\text{обр}} = K_1 \cdot c^2$.

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза: $[\text{CO}]=3a$; $[\text{O}_2]=3b$; $[\text{CO}_2]=3c$. При новых концентрациях скорости $V'_{\text{пр}}$ прямой и обратной $V'_{\text{обр}}$ реакции:

$$V'_{\text{пр}} = K (3a)^2 \cdot (3b) = 27 K a^2 \cdot b; V'_{\text{обр}} = K_1 \cdot (3c)^2 = 9 K_1 \cdot c^2.$$

Отношение скоростей равно:

$$\frac{V'_{\text{пр}}}{V_{\text{пр}}} = \frac{27 K a^2 b}{K a^2 \cdot b} = 27; \quad \frac{V'_{\text{обр}}}{V_{\text{обр}}} = \frac{9 K_1 \cdot c^2}{K_1 \cdot c^2} = 9.$$

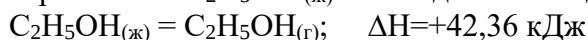
Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в девять раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования CO_2 .

Пример 2. Реакция горения этилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект реакции, если известно, что молярная теплота парообразования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{л})}$ равна +42,36 кДж и известны теплоты образования: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$, $\text{CO}_2_{(\text{г})}$, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ (см. табл. 4).

Р е ш е н и е. Для определения теплового эффекта реакции ΔH необходимо знать теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$. Последнюю находим из данных задачи:



$$+42,36 = -235,31 - \Delta H$$

$$+42,36 = -235,31 - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} (\text{ж})$$

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} (\text{ж}) = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж}$$

Вычисляем ΔH реакции, применяя следствия из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р}} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 277,67 = -1366,87 \text{ кДж}$$

Пример 3. Вычислите: а) массовую долю вещества (ω) в процентах; б) молярную концентрацию вещества c ; в) молярную концентрацию эквивалентов $c_{\text{экв}}$ раствора ортофосфорной кислоты, полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если плотность его 1,031 г/см³. Чему равен титр (Т) этого раствора?

Р е ш е н и е: а) Плотность воды равна 1 кг/см³, поэтому масса воды объемом 282 см³ равна 282 г, тогда масса полученного раствора 18+282 = 300 г и, следовательно,

$$\omega\%(B) = \frac{m(B)}{m_{(\text{р})}(B)} \cdot 100\% \quad \omega\% = \frac{18 \cdot 100\%}{300} = 6\%$$

б) Находим массу 1 л кислоты

$$m(\text{кислоты}) = \rho \cdot V = 1,031 \cdot 1000 = 1031 \text{ г}$$

Вычисляем массу кислоты, содержащейся в 1031 г раствора кислоты:

$$m(\text{кислоты}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega$$

$$m(\text{кислоты}) = 1031 \cdot 0,06 = 61,86 \text{ г}$$

в) молярную концентрацию раствора находим делением массы кислоты, содержащейся в 1 л раствора на молярную массу H_3PO_4 (98 г/ моль):

$$c = 61,86/98 = 0,63 \text{ моль/л или } 0,63 \text{ М;}$$

в) находим молярную концентрацию эквивалентов (нормальность) ортофосфорной кислоты.

Молярная масса эквивалентов равна $M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4)/3 = 98/3 = 32,66 \text{ г/моль}$, то $c_{\text{экв}} = 61,86/32,66 = 1,89 \text{ н или } 1,89 \text{ моль/л}$.

г) находим титр раствора. Так как в 1 л раствора содержится 61,86 г кислоты, то $T = 61,86/1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$.

Пример 4. На нейтрализацию 50 см³ раствора кислоты израсходовано 25 см³ 0,5 н раствора щелочи. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов кислоты.

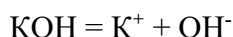
Р е ш е н и е. Исходя из закона эквивалентов, вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных соотношениях.

$$V_1 \cdot c_{\text{экв1}} = V_2 \cdot c_{\text{экв2}}$$

$$50 \cdot c_{\text{экв1}} = 25 \cdot 0,5, \text{ откуда } c_{\text{экв1}} = 25 \cdot 0,5/50 = 0,25 \text{ н.}$$

Пример 5. Вычислить рН раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,001 моль/л, если $\alpha = 1$.

Р е ш е н и е. КОН - это сильное основание, в водном растворе полностью диссоциирует на ионы:



поэтому концентрация гидроксид-ионов в растворе сильного основания равна концентрации этого основания:

$$[\text{OH}^-] = C(\text{KOH}); [\text{OH}^-] = 0,001 = 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 10^{-3} = 3$$

так как $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, то $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$; $\text{pH} = 14 - 3 = 11$.

Практические расчетные задания

Задание 1. Какой объем газа выделится (н.у.), если в реакцию вступят 10 г карбоната кальция и 0,1 моль хлороводородной кислоты?

Задание 2. Вычислите массовую долю кислорода в оксиде четырехвалентного металла, зная, что молярная масса эквивалентов металла равна 29,6 г/моль. Определите название металла, составьте формулу его оксида.

Задание 3. Заполните таблицу.

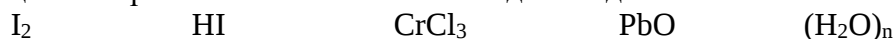
Вещество	Молярная масса, M , моль	Масса, m , г	Количество вещества, n , моль	Объем газа при нормальных условиях, V , л	Число молекул, N	Количество моль эквивалентов, $n_{\text{эк}}$
H_3PO_4			3	-		
$\text{H}_2\text{S}\uparrow$				5.6		

Задание 4. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для элементов: углерод, скандий. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин – валентности.

Задание 5. Проанализируйте изменение величины зарядов ядер, радиусов атомов, величин электроотрицательностей и степеней окисления для элементов II - A группы. Каковы закономерности этих изменений при движении по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металлические свойства элементов и характер их оксидов и гидроксидов?

Задание 6. Исходя из положения элементов в периодической системе, дайте характеристику атомов: а) серы; б) марганца.

Задание 7. Укажите тип химической связи в молекулах соединений вашего варианта. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степени окисления атомов в молекуле. Изобразите электронными уравнениями процессы образования ионов из атомов для соединений с ионной связью.



Задание 8. Составьте структурные и электронные формулы соединений фосфора с водородом (а); хлором (б); бором (в)

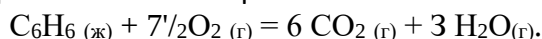
Задание 9. Укажите комплексобразователь, определите его степень окисления и координационное число в комплексном соединении: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$.

Задание 10. Определите заряд комплексного иона $[\text{Fe}^{+3}\text{F}_6]$ и составьте две формулы комплексных соединений с данным ионом.

Задание 11. Напишите уравнение диссоциации соединения $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ и выражение константы нестойкости комплексного иона.

Задание 12. Представьте указанное в вашем варианте вещество в виде комплексного соединения: $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$.

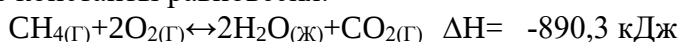
Задание 13. Реакция горения бензола выражается химическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что молярная теплота парообразования бензола равна +33,9 кДж.

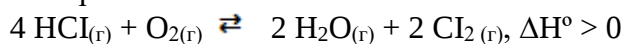
Задание 14. Реакция горения метилового спирта выражается уравнением: $\text{CH}_3\text{OH} (\text{ж}) + \frac{3}{2}\text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$. Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что молярная теплота парообразования $\text{CH}_3\text{OH} (\text{ж})$ равна +37,4 кДж.

Задание 15. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

Задание 16. Опираясь на знание принципа Ле-Шателье, ответьте, как повлияет на равновесную концентрацию хлора в системе:



а) понижение давления; б) увеличение концентрации HCl ; в) повышение температуры.

Задание 17. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$: начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O .

Задание 18. Напишите кинетические уравнения скоростей прямой реакции, обратной реакции и выражение константы равновесия.



Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при увеличении концентрации первого исходного вещества, повышении температуры и увеличении давления.

Задание 19. Рассчитайте молярную концентрацию раствора хлорида с массовой долей NaCl 0,9% натрия (физиологический раствор), если $\rho = 1 \text{ г/см}^3$.

Задание 20. Какую массу нужно растворить в 400 г воды чтобы приготовить раствор с массовой долей NaNO_3 , равной 20%?

Задание 21. Вычислите массу MgSO_4 , необходимую для получения 0,5 кг раствора с массовой долей MgSO_4 10%.

Задание 22. Какие из веществ: $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — будут взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными, полными и краткими ионно-молекулярными уравнениями.

Задание 23. Допишите уравнения реакций, составьте к ним полные ионные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:



Задание 23. Подберите молекулярные уравнения к следующим ионным:



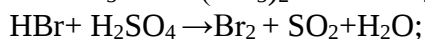
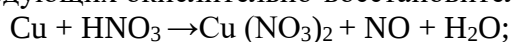
Задание 24. Определите силу основания и кислоты, образующих соль. Составьте сокращенные, полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Укажите реакцию среды в растворах солей: хлорид магния, сульфит натрия.

Задание 25. Картофель хорошо растет на кислых почвах при $\text{pH} = 5$. Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и OH^- в такой почве.

Задание 26. Одной из буферных систем крови является фосфатная. Объясните механизм буферного действия при добавлении к буферному раствору HCl .

Задание 27. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , HClO , HClO_3 , HClO_4 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

Задание 28. Методом электронного баланса подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель для следующих окислительно-восстановительных реакций:



Задание 29. Напишите химические реакции промышленного получения хлора электролизом хлорида натрия и лабораторного, воздействием сильного окислителя перманганата калия на концентрированный раствор соляной кислоты. Расставьте стехиометрические коэффициенты в этих реакциях, используя метод электронного баланса. Определите тип этих окислительно-восстановительных реакций.

Задание 30. С помощью какой реакции можно отличить аммиачную селитру от кальциевой?

Задание 31. Исходя из положения углерода в периодической системе элементов, дайте его полную характеристику. Определите возможные степени окисления его и напишите формулы водородного и кислородных соединений.

Задание 32. Составьте формулы оксидов, в которых марганец проявляет степень окисления 2+ и 7+. Напишите уравнения реакций, характеризующих их основные и кислотные химические свойства.

Задание 33. Дайте общую характеристику металлов подгруппы меди. Как изменяется их восстановительная активность?

Задание 34. Отношение алюминия к воде, кислотам: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 и щелочам. Составьте соответствующие уравнения реакций

7.4 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков, характеризующих этапы формирования компетенций

Критерии оценивания выполнения кейс-заданий

Результат выполнения кейс-задания оценивается с учетом следующих критериев:

- полнота проработки ситуации;
- полнота выполнения задания;
- новизна и неординарность представленного материала и решений;
- перспективность и универсальность решений;
- умение аргументировано обосновать выбранный вариант решения.

Если результат выполнения кейс-задания соответствует обозначенному критерию студенту присваивается один балл (за каждый критерий по 1 баллу).

Оценка «**отлично**» – при наборе в 5 баллов.

Оценка «**хорошо**» – при наборе в 4 балла.

Оценка «**удовлетворительно**» – при наборе в 3 балла.

Оценка «**неудовлетворительно**» – при наборе в 2 балла.

Критерии оценки знаний при написании контрольной работы

Оценка «**отлично**» – выставляется обучающемуся, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания вопросов контрольной работы и умение уверенно применять их на практике при решении конкретных задач, свободное и правильное обоснование принятых решений.

Оценка «**хорошо**» – выставляется обучающемуся, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, умеет применять полученные знания на практике, но допускает в ответе или в решении задач некоторые неточности, которые может устранить с помощью дополнительных вопросов преподавателя.

Оценка «**удовлетворительно**» – выставляется обучающемуся, показавшему фрагментарный, разрозненный характер знаний, недостаточно правильные формулировки базовых понятий, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, но при этом он владеет основными понятиями выносимых на контрольную работу тем, необходимыми для дальнейшего обучения и может применять полученные знания по образцу в стандартной ситуации.

Оценка «**неудовлетворительно**» – выставляется обучающемуся, который не знает большей части основного содержания выносимых на контрольную работу вопросов тем дисциплины, допускает грубые ошибки в формулировках основных понятий и не умеет использовать полученные знания при решении типовых практических задач.

Критериями оценки реферата являются: новизна текста, обоснованность выбора источников литературы, степень раскрытия сущности вопроса, соблюдения требований к оформлению.

Оценка «**отлично**» – выполнены все требования к написанию реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность; сделан анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция; сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём; соблюдены требования к внешнему оформлению.

Оценка «**хорошо**» – основные требования к реферату выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении.

Оценка «**удовлетворительно**» – имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата; отсутствуют выводы.

Оценка «**неудовлетворительно**» – тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы или реферат не представлен вовсе.

Критерии оценки знаний при проведении тестирования

Оценка «**отлично**» выставляется при условии правильного ответа студента не менее чем на 85 % тестовых заданий;

Оценка «**хорошо**» выставляется при условии правильного ответа студента не менее чем на 70 % тестовых заданий;

Оценка «**удовлетворительно**» выставляется при условии правильного ответа студента не менее чем на 51 %;

Оценка «**неудовлетворительно**» выставляется при условии правильного ответа студента менее чем на 50 % тестовых заданий.

Результаты текущего контроля используются при проведении промежуточной аттестации.

Критерии оценки на экзамене

Оценка «**отлично**» выставляется обучающемуся, который обладает всесторонними, систематизированными и глубокими знаниями материала учебной программы, умеет свободно выполнять задания, предусмотренные учебной программой, усвоил основную и ознакомился с дополнительной литературой, рекомендованной учебной программой. Как правило, оценка «отлично» выставляется обучающемуся усвоившему взаимосвязь основных положений и понятий дисциплины в их значении для приобретаемой специальности, проявившему творческие способности в понимании, изложении и использовании учебного материала, правильно обосновывающему принятые решения, владеющему разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.

Оценка «**хорошо**» выставляется обучающемуся, обнаружившему полное знание материала учебной программы, успешно выполняющему предусмотренные учебной программой задания, усвоившему материал основной литературы, рекомендованной учебной программой. Как правило, оценка «хорошо» выставляется обучающемуся, показавшему систематизированный характер знаний по дисциплине, способному к самостоятельному пополнению знаний в ходе дальнейшей учебной и профессиональной деятельности, правильно применяющему теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеющему необходимыми навыками и приемами выполнения практических работ.

Оценка «**удовлетворительно**» выставляется обучающемуся, который показал знание основного материала учебной программы в объеме, достаточном и необходимым для дальнейшей учебы и предстоящей работы по специальности, справился с выполнением заданий, предусмотренных учебной программой, знаком с основной литературой, рекомендованной учебной программой. Как правило, оценка «удовлетворительно» выставляется обучающемуся, допустившему погрешности в ответах на экзамене или выполнении экзаменационных заданий, но обладающему необходимыми знаниями под руководством преподавателя для устранения этих погрешностей, нарушающему последовательность в изложении учебного материала и испытывающему затруднения при выполнении практических работ.

Оценка «**неудовлетворительно**» выставляется обучающемуся, не знающему основной части материала учебной программы, допускающему принципиальные ошибки в выполнении предусмотренных учебной программой заданий, неуверенно с большими затруднениями выполняющему практические работы. Как правило, оценка «неудовлетворительно» выставляется обучающемуся, который не может продолжить обучение или приступить к деятельности по специальности по окончании университета без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

8 Перечень основной и дополнительной учебной литературы

Основная учебная литература

1. Александрова, Э. А. Неорганическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум : учебник / Э. А. Александрова. — 2-е изд., испр. и доп. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 396 с. — ISBN 978-5-8114-3473-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/116356>
2. Иванов, В.Г. Неорганическая химия: краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. — Москва : КУРС ; ИНФРА-М, 2014. - 256 с. – Режим доступа: <http://znanium.com/catalog/product/458932> Александрова, Э. А. Химия металлов: учебное пособие для вузов / Э. А. Александрова, О. А. Демиденко. – Краснодар: КубГАУ, 2015. – 301 с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/Uch_posobie_KHimija_metallov_2_1.pdf
3. Александрова, Э. А. Химия неметаллов: учебное пособие для вузов / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. – 2-е изд., исправ. и доп. – Краснодар: КубГАУ, 2014. – 355 с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/02_KHimija_nemetallov_Aleksandrova_EH.A.Sidorova_I.I.pdf

Дополнительная учебная литература

1. Александрова Э. А., Лабораторный практикум по неорганической химии: учебное пособие для обучения бакалавров по направлению подготовки «Экология и природопользование». – Электронный ресурс, Краснодар: Куб ГАУ, – 2012. – 526 с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/03_Laboratornyi_praktikum_po_neorganicheskoi_khimii.Aleksandrova_EHA.pdf
2. Неорганическая химия. Теоретические основы и индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов биологических направлений и специальностей аграрных вузов: Учеб. пособие. / Е.А. Кайгородова и др. – Краснодар: КубГАУ, 2012. – 184с. – https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/16_Teoreticheskie_osnovy_i_individualnye_zadaniya_po_neorganicheskoi_i_analiticheskoi_khimii.KaigorodovaEA_SidorovaII_KoshelenkoNA.pdf
3. Неорганическая химия: Учебное пособие / Богомолова И.В. - М.: Альфа-М, ИНФРА-М, 2016. - 336 с.: 60х90 1/16. - (ПРОФИЛЬ) (Переплёт) ISBN 978-5-98281-187-5 - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog/product/538925>.
4. Неорганическая химия: учеб. для вузов / Г. П. Хомченко, И. К. Цитович. - 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Высш. шк., 1987. - 464 с.: Режим доступа: Библ. КубГАУ (62 экз.).

9 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» – ЭБС:

№	Наименование ресурса	Тематика
1	Znanium.com	Универсальная
2	Издательство «Лань»	Ветеринария, сельское хозяйство, технология хранения и переработки пищевых продуктов
4	Образовательный портал КубГАУ	Универсальная

10 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

1. Александрова, Э. А. Энергетика химических процессов: учебно-методическая разработка по неорганической химии, 2-е изд., исправ. и доп. / Э. А. Александрова, Г. М. Наумова. – Краснодар: Изд-во КубГАУ, 2010 – 45 с.
2. Александрова, Э. А. Химическая кинетика и катализ : УМР для самостоятельной работы студентов инженерных и биологических специальностей. 2-е изд., исправ. и доп. /

Э. А. Александрова, Г. М. Наумова. – Краснодар: Изд-во КубГАУ. – 2009. – 86 с.

3. Александрова, Э. А. Химия коллоидных систем: учебное пособие для аграрных вузов. / Э. А. Александрова, З. Н. Ткаченко. – Краснодар: Изд-во КубГАУ, 2008. – 96 с.

4. Александрова, Э. А., Избранные мультимедийные лекции по неорганической химии: электронное учебное пособие для студентов, обучающихся по направлению подготовки «Экология и природопользование» – Электронный ресурс, Краснодар: КубГАУ, – 2012. –

https://edu.kubsau.ru/file.php/105/02_IZBRANNYE_MULTIMEDII_NYE_LEKCII_PO_NEORGANICHESKOI_KHIMII.pdf

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

Информационные технологии, используемые при осуществлении образовательного процесса по дисциплине позволяют:

- обеспечить взаимодействие между участниками образовательного процесса, в том числе синхронное и (или) асинхронное взаимодействие посредством сети «Интернет»;
- фиксировать ход образовательного процесса, результатов промежуточной аттестации по дисциплине и результатов освоения образовательной программы;
- организовать процесс образования путем визуализации изучаемой информации посредством использования презентаций, учебных фильмов;
- контролировать результаты обучения на основе компьютерного тестирования.

11.1 Перечень лицензионного ПО

№	Наименование	Краткое описание
1	Microsoft Windows	Операционная система
2	Microsoft Office (включает Word, Excel, PowerPoint)	Пакет офисных приложений
3	Система тестирования INDIGO	Тестирование

11.2 Перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем

№	Наименование	Тематика	Электронный адрес
1	Научная электронная библиотека eLibrary	Универсальная	https://www.elibrary.ru/

11.3 Доступ к сети Интернет, доступ в электронную информационно-образовательную среду университета.

12 Материально-техническое обеспечение для обучения по дисциплине

Планируемые помещения для проведения всех видов учебной деятельности

Наименование учебных предметов, курсов, дисциплин (модулей), практики, иных видов учебной деятельности, предусмотренных учебным планом образовательной программы	Наименование помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом, в том числе помещения для самостоятельной работы, с указанием перечня основного оборудования, учебно-наглядных пособий и используемого программного обеспечения	Адрес (местоположение) помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом (в случае реализации образовательной программы в сетевой форме дополнительно указывается наименование организации, с которой заключен договор)
Химия неорганическая	Помещение №412 ЗОО, посадочных мест — 144; площадь — 131,7м ² ; учебная аудитория для проведения учебных занятий. сплит-система — 2 шт.; технические средства обучения, наборы демонстрационного оборудования и учебно-наглядных пособий (ноутбук, проектор, экран); доступ к сети «Интернет»; доступ в электронную образовательную среду университета; программное обеспечение: Windows, Office; специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	350044, Краснодарский край, г. Краснодар, ул. им. Калинина, 13
Химия неорганическая	Помещение №132 ЗОО, площадь — 64,6м ² ; посадочных мест — 12; Учебная специализированная лаборатория общей химии (кафедры химии) . лабораторное оборудование (микроскоп — 1 шт.; шкаф лабораторный — 1 шт.; центрифуга — 3 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	350044, Краснодарский край, г. Краснодар, ул. им. Калинина, 13
Химия неорганическая	Помещение №411 ЗОО, площадь — 28,8м ² ; помещение для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования.	350044, Краснодарский край, г. Краснодар, ул. им. Калинина, 13