

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Пекаревский Борис Владимирович
Должность: Проректор по учебной и методической работе
Дата подписания: 12.09.2021 20:57:51
Уникальный программный ключ:
3b89716a1076b80b2c167df0f27c09d01782ba84



МИНОБРНАУКИ РОССИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования
«Санкт-Петербургский государственный технологический институт
(технический университет)»

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной и методической работе

_____ Б.В. Пекаревский

« ____ » _____ 2016 г.

Рабочая программа дисциплины
Общая и неорганическая химия.

Направление подготовки

19.03.01 Биотехнология

Направленность программы бакалавриата

Биотехнология

Квалификация

Бакалавр

Форма обучения

заочная

Факультет **химии веществ и материалов**

Кафедра **неорганической химии**

Санкт-Петербург

2016

Б.1.Б.08

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ

Должность	Подпись	Ученое звание, фамилия, инициалы
Разработчик		Проф. Беляев А.Н. Доц . Хохряков К.А.

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» обсуждена на заседании кафедры неорганической химии

Протокол от «10» ноября 2016 № 3

Заведующий кафедрой

А.Н. Беляев

Одобрено учебно-методической комиссией факультета химии веществ и материалов протокол от « 15 » декабря 2016 №4

Председатель

С.Г.Изотова

СОГЛАСОВАНО

Руководитель направления подготовки «Биотехнология»		Лисицкая Т.Б.
Директор библиотеки		Т.Н. Старостенко
Начальник методического отдела учебно-методического управления		Т.И.Богданова
Начальник УМУ		С.Н.Денисенко

СОДЕРЖАНИЕ

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы	04
2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы.....	04
3. Объем дисциплины	05
4. Содержание дисциплины	06
4.1. Разделы дисциплины и виды занятий.....	06
4.2. Занятия лекционного типа.....	06
4.3. Занятия семинарского типа.....	07
4.3.1. Семинары, практические занятия	07
4.3.2. Лабораторные занятия.....	09
4.4. Самостоятельная работа.....	09
5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине	10
6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации.....	10
7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины	11
8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины	12
9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины.....	12
10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине	
10.1. Информационные технологии.....	12
10.2. Программное обеспечение.....	12
10.3. Информационные справочные системы.....	12
11. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине.....	13
12. Особенности освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья	13
Приложения: 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации.	

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

В результате освоения образовательной программы бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Коды компетенции	Результаты освоения ООП (содержание компетенций)	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОПК-3	Способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы.	Знать: теоретические основы химии, периодическую систему элементов, основные законы химии. Уметь: ориентироваться в современной неорганической химии и осмысленно использовать полученные теоретические и практические знания в других химических дисциплинах. Владеть: основами теории фундаментальных разделов неорганической химии, методами обращения с химическими материалами с учётом их физических и химических свойств.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы¹.

Дисциплина относится к базовым дисциплинам (Б1.Б.08.) и изучается на 1 курсе.

¹ Место дисциплины будет учитываться при заполнении таблицы 1 в Приложении 1 (Фонд оценочных средств)

В методическом плане дисциплина опирается на элементы компетенций, сформированные при изучении школьного курса химии и базовую физико-математическую подготовку.

Полученные при изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия» знания, умения и навыки могут быть использованы в научно-исследовательской работе магистранта и при выполнении выпускной квалификационной работы.

3. Объем дисциплины.

Вид учебной работы	Всего, академических часов
	Заочная форма обучения
Общая трудоемкость дисциплины	360/10
Контактная работа с преподавателем:	36
занятия лекционного типа	20
занятия семинарского типа, в т.ч.	
семинары, практические занятия	8
лабораторные работы	8
курсовое проектирование (КР или КП)	
КСР	
другие виды контактной работы	
Самостоятельная работа	298
Форма текущего контроля (Кр, реферат, РГР, эссе)	4 Кр
Форма промежуточной аттестации (КР, КП, зачет, экзамен)	2 Зачета 2 Экзамена (26)

4. Содержание дисциплины.

4.1. Разделы дисциплины и виды занятий.

№ п/ п	Наименование раздела дисциплины	Занятия лекционного типа, акад. часы	Занятия семинарского типа, акад. часы		Самостоятельная работа, акад. часы	Формируемые компетенции
			Семинары и/или практические	Лабораторные работы		
1.	<p>Теоретические основы неорганической химии (Общая химия).</p> <p>Периодический закон, строение атома, химическая связь и строение молекул.</p> <p>Химическое равновесие. Кинетика химических реакций.</p> <p>Растворы электролитов. Равновесия.</p> <p>Окислительно-восстановительные процессы.</p>	10	8	4	134	ОПК-3
2.	<p>Неорганическая химия «Химия элементов».</p> <p>Химия s и p элементов Периодической Системы.</p> <p>Химия d элементов Периодической Системы</p>	10		4	100	ОПК-3

4.2. Занятия лекционного типа.

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
1	Периодический закон и строение атома. Химическая связь и строение молекул.	4	
2	Химическое равновесие. Кинетика химических реакций.	2	
3	Растворы электролитов и равновесия в растворах	4	
4	Окислительно-восстановительные процессы.	2	
5	Химия s и p элементов Периодической Системы.	2	
6	Химия s и p элементов Периодической Системы.	2	
7	Химия d элементов Периодической Системы	2	
8	Химия d элементов Периодической Системы	2	

4.3. Занятия семинарского типа.

4.3.1. Семинары, практические занятия.

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
3	Растворы электролитов и равновесия в растворах	4	групповая дискуссия -
4	Окислительно-восстановительные реакции.	4	групповая дискуссия -

4.3.2. Лабораторные занятия.

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Примечание
----------------------------	---	----------------------	------------

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Примечание
4	Окислительно-восстановительные реакции, протекающие в кислой, нейтральной и щелочной средах. Окислители и восстановители.	2	
5 - 8	Качественные реакции катионов 1 – 5 аналитических групп, качественные реакции анионов.	6	

4.4. Самостоятельная работа обучающихся.

№ раздела дисциплины	Перечень вопросов для самостоятельного изучения	Объем, акад. часы	Форма контроля
1	Степени окисления элементов, оксиды, гидроксиды, их кислотно-основные свойства, номенклатура, эмпирические и графические формулы.	20	
1	Соли: средние, кислые, основные, номенклатура, эмпирические и графические формулы.	10	
4	Окислители и восстановители; изменение степеней окисления в ходе окислительно - восстановительных реакций.	20	
4	Составление уравнений окислительно - восстановительных реакций, протекающих в кислой, нейтральной и щелочной средах.	30	Контр. р-та №1
1	Строение электронных слоев; форма и расположение орбиталей в пространстве.	40	
1	Метод валентных связей (МВС); электронное строение и валентности атомов в соединениях.	30	
1	Геометрическое строение простых и комплексных соединений. Гибридизация	34	
2	Термохимические уравнения. Закон Гесса. Расчёт тепловых эффектов химических реакций.	20	Контр. р-та №2

№ раздела дисциплины	Перечень вопросов для самостоятельного изучения	Объем, акад. часы	Форма контроля
3	Скорость химической реакции; зависимость скорости реакции от концентрации веществ и температуры. Исходные и равновесные концентрации веществ. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.	20	Контр. р-та №3
5 - 8	Химия <i>p</i> - элементов III группы.	20	
5 - 8	Химия <i>p</i> - элементов IV группы (олово и свинец) и	20	
5 - 8	Химия <i>p</i> - элементов V и VI групп (азот, фосфор; сера, селен, теллур) и <i>p</i> - элементов VII группы. Химия <i>d</i> - элементов I и II групп. Химия <i>d</i> - элементов VI, VII и VIII групп.	34	Контр. р-та №4

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

Методические указания для обучающихся по организации самостоятельной работы по дисциплине, включая перечень тем самостоятельной работы, формы текущего контроля по дисциплине и требования к их выполнению размещены в электронной информационно-образовательной среде СПбГТИ(ТУ) на сайте Медия: <http://media.technolog.edu.ru>.

6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

Своевременное выполнение обучающимся мероприятий текущего контроля позволяет превысить (достигнуть) пороговый уровень («удовлетворительно») освоения предусмотренных элементов компетенций.

Результаты дисциплины считаются достигнутыми, если для всех элементов компетенций превышен (достигнут) пороговый уровень освоения компетенции на данном этапе.

Текущая аттестация проводится в форме контрольных работ. Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме зачетов и экзаменов.

К сдаче зачета допускаются студенты, выполнившие все формы текущего контроля.

Зачет предусматривают выборочную проверку освоения предусмотренных элементов компетенций и комплектуются вопросами двух видов: теоретический вопрос (для проверки знаний) и расчётная задача, либо несколько химических реакций (для проверки умений и навыков).

При сдаче зачета, студент получает три вопроса, время подготовки студента к устному ответу - до 30 мин.

Пример варианта вопросов на зачете:

1. Для следующих веществ напишите эмпирические формулы; укажите число σ и π связей центрального атома и механизм их образования; укажите полярность связей; определите тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома и пространственную конфигурацию соединения: хлорид висмута(III), серная кислота, гексаакваникеля(II) хлорид.

2. Напишите уравнения реакций: а) серная кислота + иодид калия; б) перманганат натрия + бромид калия + серная кислота (разб.); в) сульфат хрома + гидроксид калия (изб.); г) арсенат натрия + вода.

3. Рассчитайте pH следующих растворов: а) 0.03M фосфористая кислота; б) 0.002M фосфат калия; в) 0.05M хлорид цинка.

К сдаче экзамена допускаются студенты, получившие зачёт.

При сдаче экзамена студент получает экзаменационный билет время подготовки к устному ответу - до 30 мин.

Пример варианта экзаменационного билета:

Учебная дисциплина «Общая и неорганическая химия»

Экзаменационный билет №

1. Радиусы атомов, их изменение в периодах и группах Периодической системы. Зависимость кислотно-основных свойств соединения от радиуса центрального атома.
2. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Изменение стандартной энтальпии в химической реакции.
3. Роль молекул растворителя в процессах электролитической диссоциации. Гидратация и гидратная оболочка ионов. Аквакомплексы металлов, их кислотные свойства.

Фонд оценочных средств по дисциплине представлен в Приложении № 1

7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

а) основная литература:

1. Суворов, Л.В. Общая химия: Учебник / Л.В. Суворов - СПб: Химия, 2007.-623с.
2. Гольбрайх, З.Е. Практикум по неорганической химии./ З.Е. Гольбрайх - М.: Альянс, 2013.- 350с.

б) дополнительная литература:

3. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник / Н.С. Ахметов- М.: Высшая школа, 2014. - 752с.
4. Башмаков, В.И. Классы неорганических соединений: учеб. пособие/ В.И. Башмаков- СПб.: СПбГТИ (ТУ) каф. неорг. химии, 2007. - 34 с.
5. Башмаков, В.И. Таблицы основных свойств элементов и их соединений: Метод. Указания / В.И. Башмаков и др. – СПб: СПбГТИ (ТУ), 2013. – 38с.
6. Киселева, Н.П. Стехиометрические законы химии. Атомные, молекулярные и молярные массы: учеб. пособие/Н.П. Киселёва- СПб: СПбГТИ (ТУ), 2007.- 26с.
7. Химия элементов. Часть 1. S-элементы: учеб. пособие / В.И. Башмаков и др. - СПб: СПбГТИ (ТУ) каф. неорг. химии, 2008. -78с.

в) вспомогательная литература:

8. Общая и неорганическая химия: учеб. пособие: в 2 т. Т.1. Теоретические основы химии. Под ред. А.Ф. Воробьева.- М.: Академкнига. 2004. - 371с.
9. Общая и неорганическая химия: Т.2. Химические свойства неорганических веществ. Под ред. А.Ф. Воробьева.- М.: Академкнига. 2006.- 544 с.
10. Гольбрайх, З.Е. Сборник задач и упражнений по химии./ З.Е. Гольбрайх - М.: Астрель, 2004.- 383с.

8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины.

учебный план, РПД и учебно-методические материалы:

<http://media.technolog.edu.ru>

электронно-библиотечные системы:

«Электронный читальный зал – БиблиоТех» <https://technolog.bibliotech.ru/>;

«Лань» <https://e.lanbook.com/books/>.

Для создания индивидуальных заданий для самостоятельной работы студентов сформирован компьютерный банк данных, содержащий материал по всем темам, представленным для самостоятельной работы. На основе банка данных создана и эффективно используется компьютерная программа для формирования содержания самостоятельных работ индивидуально для каждого студента. Программа дает широкие возможности варьировать не только содержание заданий по различным темам и их сочетаниям, но также их объем.

9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины.

Все виды занятий по дисциплине «Общая и неорганическая химия» проводятся в соответствии с требованиями следующих СТП:

СТО СПбГТИ 020-2011. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Лабораторные занятия. Общие требования к организации и проведению.

СТП СПбГТИ 040-02. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Лекция. Общие требования;

СТО СПбГТИ 018-2014. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Семинары и практические занятия. Общие требования к организации и проведению.

СТП СПбГТИ 048-2009. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Самостоятельная планируемая работа студентов. Общие требования к организации и проведению.

СТП СПбГТИ 016-2014. КС УКДВ. Порядок проведения зачетов и экзаменов.

Планирование времени, необходимого на изучение данной дисциплины, лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала.

Основными условиями правильной организации учебного процесса для студентов является:

плановость в организации учебной работы;

серьезное отношение к изучению материала;

постоянный самоконтроль.

На занятия студент должен приходить, имея багаж знаний и вопросов по уже

изученному материалу.

10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине.

10.1. Информационные технологии.

В учебном процессе по данной дисциплине предусмотрено использование информационных технологий:

чтение лекций с использованием слайд-презентаций;

взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты.

Разработана и используется в учебном процессе компьютерная программа “Тренажер-контролер” по трем основополагающим темам начального периода обучения:

- классы неорганических соединений
- окислительно-восстановительные реакции
- реакции ионного обмена.

По теме “Классы неорганических соединений” создана компьютерная “Тест-программа”, позволяющая оперативно проверять знания студентов.

10.2. Программное обеспечение.

Microsoft Office (Microsoft Excel);

10.3. Информационные справочные системы.

Справочно-поисковая система «Консультант-Плюс»,
<http://www.maik.ru/ru/journal/kordkhim/>, <http://genchem.ru>, <http://www.russchembull.ru/rus/>, <http://zhurnal.mipt.rssi.ru>.

11. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине.

Для ведения лекционных и практических занятий используется Большая химическая аудитория, имеющая демонстрационный мультимедийный комплекс, коллекция реактивов и приборов для демонстрации химических реакций во время лекций. Аудитории для проведения семинарских и практических занятий. Три лабораторных зала (лабораторный комплекс), общей площадью 300 кв.м., укомплектованных типовым химическим оборудованием (вытяжные шкафы, термостаты,

весы, центрифуги, дистилляторы, насосы, муфельные печи, нагревательные бани, микроскопы), наборами реактивов и лабораторной посуды. Локальная компьютерная сеть с выходом в интернет, с принтерами, сканерами. В указанном лабораторном комплексе возможно проведение лабораторных работ по изучению химических свойств неорганических соединений: гомогенных и гетерогенных равновесий, кислотно-основных равновесий, окислительно-восстановительных реакций; по синтезу неорганических соединений, установлению и изучению их состава, строения, свойств и д.р..

12. Особенности освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья.

Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями учебные процесс осуществляется в соответствии с Положением об организации учебного процесса для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья СПбГТИ(ТУ), утвержденным ректором 28.08.2014г.

**Фонд оценочных средств
для проведения промежуточной аттестации по
дисциплине «Общая и неорганическая химия».**

1. Перечень компетенций и этапов их формирования.

Компетенции		
Индекс	Формулировка²	Этап формирования³
ОПК-3	Способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы.	Начальный

2. Показатели и критерии оценивания компетенций на различных этапах их формирования, шкала оценивания.

Показатели оценки результатов освоения дисциплины	Планируемые результаты	Критерий оценивания	Компетенции
Освоение раздела № 1,2	Знает: Структуру Периодической Системы элементов (периоды, группы, подгруппы)	Правильные ответы на вопросы к зачету № 1 – 5, к экзамену № 1-16	ОПК-3

² **жирным шрифтом** выделена та часть компетенции, которая формируется в ходе изучения данной дисциплины (если компетенция осваивается полностью, то фрагменты)

³ этап формирования компетенции выбирается по п.2 РПД и учебному плану (начальный – если нет предшествующих дисциплин, итоговый – если нет последующих дисциплин (или компетенция не формируется в ходе практики или ГИА), промежуточный - все другие.)

Показатели оценки результатов освоения дисциплины	Планируемые результаты	Критерий оценивания	Компетенции
	Порядок заполнения электронных слоёв и оболочек многоэлектронных атомов; принцип минимума энергии, правило Гунда, принцип Паули.	Правильные ответы на вопросы к зачету № 1 – 5, к экзамену № 1-16	ОПК-3
	Основные характеристики химической связи.	Правильные ответы на вопросы к зачету № 1 – 5, к экзамену № 1-16	ОПК-3
Освоение раздела №3,4	Знает: Закон Гесса и следствия из него.	Правильные ответы на вопросы к зачету № 26 - 28, к экзамену № 17-23	ОПК-3
	Зависимость константы равновесия химической реакции от стандартного значения изменения свободной энергии Гиббса.	Правильные ответы на вопросы к зачету № 26 - 28, к экзамену № 17-23	ОПК-3
Освоение раздела № 4	Знает: Характер зависимости скорости химической реакции от температуры,	Правильные ответы на вопросы к зачету № 13 – 24, 26 - 28,	ОПК-3

Показатели оценки результатов освоения дисциплины	Планируемые результаты	Критерий оценивания	Компетенции
	<p>уравнение Аррениуса.</p> <p>Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.</p> <p>Ионное произведение воды и водородный показатель.</p> <p>Буферное действие смесей слабых электролитов и их солей.</p> <p>Основные положения теорий кислот и оснований Бренстеда – Лоури и Льюиса.</p> <p>Гомогенные и гетерогенные равновесия в растворах.</p>	<p>к экзамену № 17-23, 24 – 35.</p>	
Освоение раздела № 5	<p>Умеет: Составлять уравнения окислительно – восстановительных реакций.</p>	<p>Правильные ответы на вопросы к зачету № 7 - 12, к экзамену № 36 - 41</p>	ОПК-3
	<p>Определять возможность</p>	<p>Правильные ответы на вопросы</p>	ОПК-3

Показатели оценки результатов освоения дисциплины	Планируемые результаты	Критерий оценивания	Компетенции
	<p>протекания окислительно – восстановительных реакций по величинам стандартных окислительно – восстановительных потенциалов.</p>	<p>к зачету № 7 - 12, к экзамену № 36 - 41</p>	
<p>Освоение раздела № 6</p>	<p>Знает: роль комплексообразования в химическом поведении элементов и их соединений. Определять геометрическую конфигурацию комплексного соединения, писать выражения констант нестойкости комплексных соединений.</p>	<p>Правильные ответы на вопросы к зачету № 7 - 12, 25, к экзамену № 42-47</p>	<p>ОПК-3</p>
<p>Освоение раздела № 7-8</p>	<p>Знает: Химию элементов главных и побочных подгрупп Периодической Системы. Строение атомов, их степени окисления, валентные</p>	<p>Правильные ответы на вопросы к зачету № 31 – 35, к экзамену № 48 – 77.</p>	<p>ОПК-3</p>

Показатели оценки результатов освоения дисциплины	Планируемые результаты	Критерий оценивания	Компетенции
	<p>возможности.</p> <p>Состав и строение типичных соединений.</p>		

Шкала оценивания соответствует СТО СПбГТИ(ТУ):

если по дисциплине промежуточная аттестация проводится в форме зачета, то результат оценивания – «зачтено», «не зачтено»;

если по дисциплине промежуточная аттестация проводится в форме экзамена и (или) курсового проекта (работы), то шкала оценивания – балльная.

3. Контрольные задания для проведения текущей и промежуточной аттестации.

Вопросы к контрольным работам:

Контрольная работа №1

I. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

серная кислота (конц.) + медь →
 перманганат калия + нитрит калия + серная кислота →
 азотная кислота (разб.) + сероводородная кислота → сера
 хлорат калия + сульфат олова (II) + гидроксид калия → хлорид калия
 дихромат натрия + хлороводородная кислота (конц., t⁰) →

2. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

азотная кислота (разб.) + медь →
 бромат калия + сульфит калия + серная кислота (разб.) →
 перманганат натрия + оксид серы(IV) + гидроксид натрия → манганат натрия
 гипохлорит калия + иодид калия + вода → хлорид калия
 пероксид водорода + сероводородная кислота → сера

3. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

хромат калия + сульфид калия + серная кислота (разб.) → сера
 алюминий + нитрит калия + гидроксид калия → аммиак

бромид кальция + серная кислота (конц.) → оксид серы (IV)
оксид марганца(IV) + хлороводородная кислота (конц.) → хлор
пероксид водорода + сульфат железа (II) + серная кислота →

4. . Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

перманганат калия + сероводород + серная кислота (разб.) → сера
хромат калия + фосфористая кислота + серная кислота (разб.) → фосфорная кислота
хлорат калия + оксид марганца (IV) + гидроксид калия → манганат калия
бром + нитрит натрия + гидроксид натрия →
сульфат железа (II) + пероксид водорода + серная кислота →

5. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

цинк + серная кислота (конц.) →
хромат калия + сульфид калия + серная кислота (разб.) → сера
нитрат натрия + цинк + гидроксид натрия → аммиак
иод + гидроксид натрия (нагревание) →
перманганат калия + сульфит натрия + вода →

6. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

оксид марганца(IV) + иодид калия + серная кислота (разб.) →
иодид калия + серная кислота (конц.) → сероводород
гипохлорит натрия + хлорид хрома (III) + гидроксид натрия → хромат натрия
бром + гидроксид кальция (нагревание) →
цинк + нитрат натрия + гидроксид натрия → аммиак

7. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

серная кислота (конц.) + медь →
перманганат калия + нитрит калия + серная кислота →
азотная кислота (разб.) + сероводородная кислота → сера
хлорат калия + сульфат олова (II) + гидроксид калия → хлорид калия
дихромат натрия + хлороводородная кислота (конц., t⁰) →

8. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты:

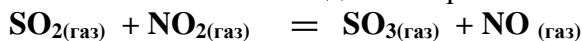
азотная кислота (разб.) + медь →
бромат калия + сульфит калия + серная кислота (разб.) →
перманганат натрия + оксид серы(IV) + гидроксид натрия → манганат натрия
гипохлорит калия + иодид калия + вода → хлорид калия
пероксид водорода + сероводородная кислота → сера

Контрольная работа №2

9

I. Используя метод валентных связей, дайте описание перечисленных ниже соединений. Укажите орбитали центрального атома, участвующие в образовании химических связей, механизм образования связей, их кратность и полярность. Определите тип гибридизации орбиталей центрального атома, геометрическую конфигурацию и полярность соединения.
1) OF_2 ; 2) POCl_3 ; 3) NO_2^{1-} ; 4) $[\text{Cd}(\text{OH})_4]^{2-}$.

II. Пользуясь табличными данными, вычислите изменение энтальпии, энтропии реакции, а также изменение свободной энергии Гиббса (в стандартных условиях):



III. В каком направлении будет смещаться равновесие в системе:



при повышении: 1) температуры, 2) давления?

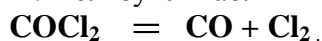
IV. В системе $2\text{NO} + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOBr}$ равновесные концентрации веществ составляют: $[\text{Br}_2] = 0,4$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,5$ моль/л; $[\text{NOBr}] = 1,8$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы, а также исходные концентрации Br_2 и NO .

10

I. Используя метод валентных связей, дайте описание перечисленных ниже соединений. Укажите орбитали центрального атома, участвующие в образовании химических связей, механизм образования связей, их кратность и полярность. Определите тип гибридизации орбиталей центрального атома, геометрическую конфигурацию соединения.

1) AsH_3 ; 2) SO_3^{2-} ; 3) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

II. Пользуясь табличными данными, вычислите ΔG^0 реакции:



Сделайте вывод о возможности её протекания в стандартных условиях.

III. В каком направлении будет смещаться равновесие в системе:



при понижении давления?

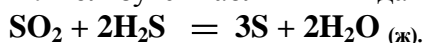
IV. В системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ исходные концентрации SO_2 и O_2 составляли 0,03 моль/л и 0,04 моль/л соответственно. $[\text{SO}_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации SO_3 и O_2 .

11

I. Используя метод валентных связей, дайте описание перечисленных ниже соединений. Укажите орбитали центрального атома, участвующие в образовании химических связей, механизм образования связей, их кратность и полярность. Определите тип гибридизации орбиталей центрального атома, геометрическую конфигурацию соединения.

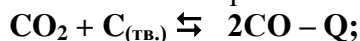
1) GeH_4 ; 2) IO_4^{1-} ; 3) $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

II. Пользуясь табличными данными, вычислите ΔG^0 реакции:



Определите возможность её протекания в стандартных условиях.

III. В каком направлении будет смещаться равновесие в системе:



при повышении: 1) температуры, 2) давления?

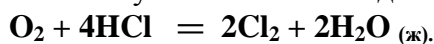
IV. В системе $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - \text{Q}$ исходные концентрации азота и кислорода составляли по 3 моль/л., $[\text{NO}] = 1$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы.

12

I. Используя метод валентных связей, дайте описание перечисленных ниже соединений. Укажите орбитали центрального атома, участвующие в образовании химических связей, механизм образования связей, их кратность и полярность. Определите тип гибридизации орбиталей центрального атома, геометрическую конфигурацию соединения.

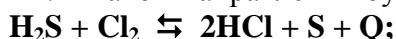
1) TeO_2 ; 2) AsO_3^{3-} ; 3) $[\text{PtCl}_4]^{2-}$.

II. Пользуясь табличными данными, вычислите ΔG^0 реакции:



Определите возможность её протекания в стандартных условиях.

III. В каком направлении будет смещаться равновесие в системе:



при понижении: 1) температуры, 2) давления?

IV. В системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равновесные концентрации веществ составляют: $[\text{N}_2] = 0,04 \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 0,06 \text{ моль/л}$, $[\text{NH}_3] = 0,02 \text{ моль/л}$. Вычислите исходные концентрации веществ.

Контрольная работа №3

13.

1. Рассчитайте величину pH и концентрации ионов в растворах:

а) 0.01 M азотистой кислоты; б) 0.05 M хлорной кислоты.

2. Рассчитайте pH растворов:

а) 0.02 M нитрата железа(II); б) 0.05 M сульфида калия.

3. Рассчитайте растворимость оксалата марганца: а) в воде; б) в 0.05 M растворе сульфата марганца.

4. Рассчитайте pH раствора, полученного смешиванием равных объёмов 0.02 M соляной кислоты и 0.01 M карбоната натрия.

5. Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций:

а) сульфат алюминия + гидроксид натрия (изб.);

б) фосфат кальция + азотная кислота;

в) вода + хлорид железа(III).

14.

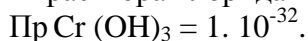
1. Рассчитайте величину pH и концентрации ионов в растворах:

а) 0.05 M бромоводородной кислоты; б) 0.1 M мышьяковой кислоты.

2. Рассчитайте pH растворов:

а) 0.1 M сульфита натрия; б) 0.02 M хлорида хрома.

3. Выпадет ли осадок гидроксида хрома при сливании равных объёмов 0.02 M раствора хлорида хрома(III) и 0.04 M раствора гидроксида натрия?



4. Рассчитайте pH смеси 50 мл 0.01 M гидроксида натрия и 50 мл 0.1 M соляной кислоты.

5. Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций:

а) нитрат никеля (II) + вода;

б) сульфит калия + соляная кислота;

в) хлорид олова(II) + сульфид натрия + вода.

15.

1. Рассчитайте величину pH и концентрации ионов в растворах:

а) 0.6 M угольной кислоты; б) 0.02 M гидроксида калия.

2. Рассчитайте pH растворов солей:

а) 0.1 M сульфата железа (III); б) 0.2 M арсенита калия.

3. Выпадет ли осадок бромид серебра при сливании равных объёмов 0.02 M раствора бромид натрия и 0.05 M раствора нитрата серебра?

4. Рассчитайте pH смеси 100 мл 0.02 M ацетата натрия и 100 мл 0.1 M уксусной кислоты.

5. Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций:

а) нитрат хрома(III) + гидроксид калия (изб.);

- б) карбонат стронция + серная кислота;
- в) формиат калия + азотная кислота (изб.).

16.

1. Рассчитайте величину рН и концентрации ионов в растворах:
 - а) 0.01 М селеноводородной кислоты; б) 0.03 М гидроксида кальция.
2. Рассчитайте рН растворов солей:
 - а) 0.5 М арсената калия; б) 0.02 М нитрата аммония.
3. Рассчитайте растворимость карбоната бария: а) в воде; б) в 0.5 М растворе карбоната натрия.
4. Рассчитайте рН смеси 100 мл 0.02 М раствора гидроксида калия и 100 мл 0,01 М раствора серной кислоты.
5. Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций:
 - а) сульфат цинка (II) + вода;
 - б) нитрат серебра + бромид калия;
 - в) ортофосфат алюминия (III) + азотная кислота.

Контрольная работа №4

17.

Бор. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Бораны (соединения бора с водородом). Борная и полиборные кислоты, их соли. Взаимодействие буры с кислотами и щелочами.

Алюминий. Получение металлического алюминия. Его химические свойства и применение. Аллюминотермия. Сплавы алюминия. Отношение алюминия к кислотам и щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты и гидроксокомплексы. Алюминиевые квасцы. Галогениды алюминия как кислоты Льюиса. Гидридоалюминаты, их свойства.

18.

Углерод. Аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Стеклоуглерод. Их применение. Углерода как восстановитель и адсорбент. Карбиды и их свойства. Отношение углерода к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксиды углерода. Восстановительные свойства оксида углерода (II). Карбонилы металлов. Угольная кислота, её неустойчивость. Карбонаты. Кальцинированная и питьевая сода. Сероуглерод. Галогениды и оксогалогениды углерода. Соединения углерода с азотом: дициан, циановодородная, циановая, изоциановая, тиоциановая кислоты и их соли. Цианиды и тиоцианаты как лиганды. Токсичность соединений углерода.

Кремний. Нахождение в природе. Получение кремния, его химические свойства и применение. Отношение кремния к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксид кремния (IV). Кремневые кислоты и силикаты. Жидкое стекло. Кварцевое и обычное стекло. Аллюмосиликаты и цеолиты. Соединения кремния с галогенами. Гексафторокремневая кислота.

Германий, олово, свинец. Нахождение в природе. Получение и химические свойства. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжений. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксиды XO и XO_2 , гидроксиды, гидроксокомплексы. α - и β - оловянные кислоты. Сульфиды и их свойства. Тиосоли

олова (IV). Соединения олова (II) как восстановители и соединения свинца (IV) как окислители в кислой и щелочной средах. Свинцовый сурик.

19.

Азот. Соединения азота с водородом. Аммиак, его химические свойства. Жидкий аммиак как растворитель. Амиды, имиды, нитриды. Равновесия в водном растворе аммиака. Восстановительные свойства аммиака и его солей в водных растворах. Аммиак как лиганд. Строение иона аммония. Соли аммония, их поведение при нагревании. Гидразин и гидроксилламин. Получение, строение, химические свойства. Соли гидразиния и гидроксилламиния и их свойства. Применение гидразина и гидроксилламина и их солей в качестве восстановителей. Азидоводородная кислота, азиды. Получение, строение, химические свойства.

Оксиды азота. Их получение. Оксид азота (I), строение и свойства. Оксид азота (II), строение, парамагнетизм молекулы, химические свойства. Нитрозил-ион как лиганд. Оксид азота (III), термическая устойчивость, химические свойства. Азотистая кислота, нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов. Нитрит-ион как лиганд. Оксид азота (IV), строение, парамагнетизм молекулы. Взаимодействие оксида азота (IV) со щелочами и водой. Оксид азота (V), строение и свойства. Азотная кислота, получение в промышленности. Химические свойства азотной кислоты и нитрат-иона. Свойства смесей азотной кислоты с соляной (царская водка), плавиковой, серной кислотами. Нитраты и их термическая устойчивость. Окислительные свойства нитратов в расплавах.

Фосфор. Нахождение в природе. Получение. Аллотропные модификации фосфора и их реакционная способность. Химические свойства, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Фосфин, его производные, их химические свойства. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, их соли. Получение, строение, основность, восстановительные свойства. Оксид фосфора (V), получение, химические свойства, осушающее действие. Фосфорные кислоты: метафосфорная, дифосфорная, ортофосфорная, их получение, взаимные переходы. Фосфаты, гидролиз фосфатов. Буферные растворы на основе фосфорной кислоты и её солей.

Вопросы к зачёту.

1. Для следующих веществ напишите эмпирические формулы; укажите число σ и π связей центрального атома и механизм их образования; укажите полярность связей и полярность молекулы в целом; определите тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома и пространственную конфигурацию соединения: хлорид висмута, бромангидрид фосфорной кислоты, натрия тетраиодопалладат(II).

2. Для следующих веществ напишите эмпирические формулы; укажите число σ и π связей центрального атома и механизм их образования; укажите полярность связей и полярность молекулы в целом; определите тип гибридизации атомных орбиталей централь-

ного атома и пространственную конфигурацию соединения: хлористый тионил; метакремниевая кислота; калия гексабромоиридат(III).

3. Для следующих веществ напишите эмпирические формулы; укажите число σ и π связей центрального атома и механизм их образования; укажите полярность связей и полярность молекулы в целом; определите тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома и пространственную конфигурацию соединения: дифторид кислорода; тетраиодид теллура; натрия тетрагидроксоцинкат(II).

4. Для следующих веществ напишите эмпирические формулы; укажите число σ и π связей центрального атома и механизм их образования; укажите полярность связей и полярность молекулы в целом; определите тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома и пространственную конфигурацию соединения: диоксид серы; гексафторид селена; диаминосеребра(I) нитрат.

5. Для следующих веществ напишите эмпирические формулы; укажите число σ и π связей центрального атома и механизм их образования; укажите полярность связей и полярность молекулы в целом; определите тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома и пространственную конфигурацию соединения: трифторид йода; фосфина; нитрат-иона, гексафторосиликата водорода.

6. Для следующих веществ напишите эмпирические формулы; укажите число σ и π связей центрального атома и механизм их образования; укажите полярность связей и полярность молекулы в целом; определите тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома и пространственную конфигурацию соединения: трифторид хлора; карбонат -иона; тетрагидроксоплюмбата(II) калия.

7. Напишите уравнения реакций: а) азотная кислота (конц.) + серебро; б) гипохлорит калия + вода; в) гидрид натрия + вода; в) фосфор + гидроксид бария; д) йодноватая кислота + пероксид водорода; е) сульфат магния + вода.

8. Напишите уравнения реакций: а) диоксид марганца + хлорид железа(II) + серная кислота; б) дихромат калия + пероксид водорода; в) бромат калия + бромид натрия + серная кислота; г) хлорит кальция + вода; д) сульфат железа(III) + вода; е) теллуригид натрия + вода.

9. Напишите уравнения реакций: а) хлорид хрома + гипохлорит натрия + гидроксид натрия; б) дихромат калия + фосфорноватистая кислота + серная кислота; в) сульфат марганца + хлорат калия + гидроксид калия (изб.); г) сульфат алюминия + вода; д) гипоиодит натрия + вода; е) нитрат железа(II) + гидрокарбонат калия + вода; ж) висмутат калия + нитрат хрома + азотная кислота.

10. Напишите уравнения реакций: а) серная кислота + фторид кальция; б) перманганат натрия + иодид олова(II) + гидроксид натрия; в) иодат калия + сульфид натрия + серная кислота; г) сульфат свинца + гидроксид калия (недост.; изб.); д) арсенат натрия + вода; е) нитрат магния + вода.

11. Напишите уравнения реакций: а) серная кислота + бромид кальция; б) перманганат натрия + нитрат марганца + гидроксид натрия; в) сульфид натрия + серная кислота; г) сульфат олова(II) + гидроксид калия (недост.; изб.); д) арсенат натрия + вода; е) нитрат бериллия + вода.

12. Напишите уравнения реакций: а) серная кислота + иодид кальция; б) манганат натрия + дихлорид олова(II) + гидроксид натрия; в) бромат калия + сульфит натрия + серная кислота; г) сульфат хрома + гидроксид калия (недост.; изб.); д) арсенат натрия + вода; е) нитрат марганца + вода.

13. Рассчитайте рН следующих растворов: а) 0.005М хлорид цинка; б) 0.02М карбонат калия; в) 0.03М арсенат натрия; г) 1.5М формиат аммония.

14. Рассчитайте рН следующих растворов: а) 0.004М перхлората аммония; б) 0.75М фосфорная кислота; в) 0.02М сульфат марганца.

15. Рассчитайте рН в следующих растворах: а) 0.05М бромноватистая кислота; б) 0.01М гидроксид калия; в) 0.001М нитрат серебра.

16. Рассчитайте рН следующих растворов: а) 0.03М фосфорная кислота; б) 0.002М фосфат калия; в) 0.05М хлорид бериллия; г) 0.4М муравьиная кислота.

17. Рассчитайте рН следующих растворов: а) 0.03М фосфорноватистая кислота; б) 0.002М дифосфат калия; в) 0.05М хлорид никеля.

18. Рассчитайте рН следующих растворов: а) 0.03М фосфористая кислота; б) 0.002М фосфат калия; в) 0.05М хлорид бериллия.

19. Рассчитайте растворимость фосфата магния (в моль/л и г/л): а) в воде; б) в присутствии 0.005М фосфата калия.

20. Рассчитайте растворимость фосфата серебра: а) в воде; б) в присутствии 0,01М фосфата калия.

21. Рассчитайте растворимость карбоната серебра (в моль/л и г/л): а) в воде; б) в присутствии 0.01М карбоната натрия.

22. Рассчитайте растворимость сульфата стронция: а) в воде; б) в присутствии 0,01М сульфата калия.

23. Рассчитайте растворимость сульфата свинца: а) в воде; б) в присутствии 0,01М сульфата калия.

24. Рассчитайте растворимость сульфата серебра: а) в воде; б) в присутствии 0.4М нитрата серебра.
25. На конкретном примере покажите различия между первичной и вторичной диссоциацией комплексного соединения в растворе.
26. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
27. Для системы: $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$ вычислите ΔG^0 реакции и выведите выражение константы равновесия.
28. Факторы, влияющие на величину окислительно-восстановительного потенциала.
29. На конкретном примере покажите способы смещения химического равновесия.
30. На конкретном примере покажите способы увеличения растворимости малорастворимых солей.
31. Принципы деления катионов металлов на аналитические группы.
32. Понятие о групповом реагенте. Разделение катионов металлов: сульфидное осаждение.
33. Роль буферной смеси при сульфидном осаждении.
34. Качественные реакции катионов 1 – 5 аналитических групп.
35. Качественные реакции анионов.

Вопросы к экзамену.

1. Экспериментальные основы современной модели строения атома. Планетарная модель атома Резерфорда. Квантовый характер поглощения и излучения энергии атомами. Квантовая модель строения атома водорода по Бору.
2. Корпускулярно-волновые свойства микрообъектов. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция. Квантовомеханическая модель строения атома Шредингера.
3. Атомные орбитали. Квантовые числа. Энергия электрона в основном и валентно-возбужденных состояниях атома. *S*-, *p*-, *d*-, *f*- состояния электрона и соответствующие им формы электронных облаков.
4. Многоэлектронные атомы. Квантовые числа и порядок заполнения электронных слоёв и оболочек многоэлектронных атомов: принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда.

5. *S*-, *p*-, *d*- и *f*- элементы. Расположение электронных облаков *s*-, *p*- и *d*- орбиталей в пространстве вокруг ядра.
6. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система элементов как естественная классификация элементов по строению внешних электронных оболочек атомов. Структура Периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Полные и неполные электронные аналоги.
7. Периодические свойства атомов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, относительная электроотрицательность (ОЭО). Периодические свойства соединений: состав, строение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
8. Немонотонность изменения свойств элементов в подгруппах – вторичная периодичность. Непериодические свойства атомов. Диагональное сходство элементов в Периодической системе.
9. Причина образования химической связи. Квантовомеханическое описание химической связи в молекуле водорода по Гейтлеру - Лондону. Метод валентных связей. Ковалентная связь. Механизмы образования химической связи: обменный, донорно-акцепторный, дативный.
10. Валентные возможности и степени окисления элементов. Характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, полярность. Типы химических связей (σ -, π - и δ - связи). Направленность и насыщаемость ковалентной связи. Молекулы с нечетным числом электронов.
11. Гибридизация атомных орбиталей. Теория отталкивания σ - связывающих и неподеленных электронных пар Гиллеспи. Геометрическое строение молекул, ионов и комплексных соединений. Делокализованная π - связь.
12. Полярность молекул и ионов. Диамагнитные и парамагнитные молекулы. Связь магнитного момента с числом неспаренных электронов.
13. Метод молекулярных орбиталей. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие молекулярные орбитали. Качественное описание молекулярных орбиталей двухатомных молекул из элементов первого и второго периодов.
14. Объяснение магнитных свойств молекул и ионов с позиций метода МО ЛКАО. Сопоставление возможностей метода молекулярных орбиталей и метода валентных связей. Изоэлектронные частицы.

15. Газообразное и конденсированные состояния вещества. Валентные и невалентные силы сцепления между атомами, молекулами в твёрдых и жидких веществах.

16. Ионная и металлическая связь. Кристаллические и аморфные вещества. Атомные, металлические, ионные и молекулярные кристаллические решетки. Силы Ван Дер Ваальса (ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействие). Водородная связь, её проявление в свойствах веществ.

17. Понятие о термодинамической системе. Равновесные и неравновесные химические процессы. Функции состояния. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Экзотермические и эндотермические реакции. Термохимическое уравнение. Изменение энтальпии как характеристики теплового эффекта химической реакции.

18. Закон Гесса и его применение для расчета тепловых эффектов химических реакций. Стандартные условия. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энтальпии образования веществ. Энергии связей в молекулах.

19. Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в ходе химических реакций и различных процессов.

20. Химическое равновесие. Свободная энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса как термодинамический критерий возможности самопроизвольного протекания реакции. Стандартное изменение энергии Гиббса в реакции. Связь стандартного изменения энергии Гиббса с константой равновесия. Расчет константы равновесия. Исходные и равновесные концентрации веществ. Влияние температуры на величину энергии Гиббса, константу равновесия.

21. Обратимые и необратимые химические реакции. Динамический характер химического равновесия. Смещение химического равновесия при внешних воздействиях - принцип Ле Шателье - Брауна и его объяснение с позиций термодинамики. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие.

22. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Порядок реакции и молекулярность элементарной стадии химической реакции.

23. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Зависимость константы

скорости от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о механизмах химических реакций.

24. Катализ и инициирование реакции. Образование промежуточных соединений при катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Адсорбция и ее роль в гетерогенном катализе.

25. Растворы как гомогенные системы. Представления Д.И. Менделеева, И.А. Каблукова, В.А. Кистяковского о природе жидких растворов. Гидраты и сольваты. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов в процентах по массе и в единицах молярности.

26. Идеальные и неидеальные растворы. Растворы электролитов. Роль молекул растворителя в процессе распада электролита на ионы. Сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации электролита. Зависимость степени диссоциации электролита от его концентрации (закон разбавления Оствальда).

27. Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.

28. Константы диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Концентрационные и термодинамические константы диссоциации.

29. Сильные электролиты. Активности ионов. Ионная сила раствора. Расчёт концентраций ионов в растворах сильных электролитов.

30. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. **pH** как единый параметр описания кислых, нейтральных и щелочных растворов. Кислотно-основные индикаторы.

31. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Протолитические равновесия. Амфолиты. Роль растворителя в кислотно-основных взаимодействиях. Кислотные свойства аквакомплексов (аквокислот). Представления об электронной теории кислот и оснований Льюиса и теории сольвосистем. Представление о теории ЖМКО Басоло – Пирсона.

32. Ионные реакции в растворах. Константы равновесия ионных реакций и их расчет. Смещение ионных равновесий. Расчет равновесных концентраций в кислотно-основных системах. Материальные балансы в кислотно-основных системах. Мольные доли компонентов равновесных систем.

33. Гидролиз солей и галогенангидридов. Зависимость степени гидролиза и pH раствора от концентрации соли и температуры раствора. Особые случаи гидролиза.

34. Буферные растворы. Соотношение рН буферного раствора и константы диссоциации слабого электролита. Буферная ёмкость. Применение буферных растворов в химической практике. Ацетатный и аммиачный буферные растворы. Образование буферных растворов при протекании ионных реакций.

35. Гетерогенные равновесия. Произведение растворимости. Расчет растворимости малорастворимой соли по величине произведения растворимости. Влияние на растворимость температуры, кислотности раствора, присутствия одноименных ионов, процессов комплексообразования. Перевод в раствор малорастворимых солей.

36. Степени окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Наиболее употребляемые окислители и восстановители и их превращения в различных средах. Окислительно-восстановительная двойственность веществ. Реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования). Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, нахождение стехиометрических коэффициентов с помощью ионно-электронных схем и электронного баланса.

37. Гальванические элементы. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы металлов. Ряды стандартных электродных потенциалов металлов (электрохимические ряды напряжения металлов) в кислой и щелочной средах и их применение для решения химических задач.

38. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение равновесного окислительно-восстановительного потенциала (уравнение Нернста). Константа равновесия и оценка возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в водных растворах.

39. Влияние на величину окислительно-восстановительного потенциала кислотности раствора, присутствия комплексообразующего реагента, образования малорастворимого соединения.

40. Электролиз растворов и расплавов. Катодный и анодный процессы и общее уравнение реакции электролиза. Перенапряжение выделения веществ при электролизе. Законы Фарадея. Химические источники тока.

41. Электрохимическая коррозия металлов и методы защиты от нее.

42. Определение комплексного соединения. Координационная теория Вернера. Центральный атом (ион)-комплексообразователь, лиганды. Внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Координационное число. Координаци-

онная ёмкость (дентатность) лигандов. Основные типы комплексных соединений: аквокомплексы, ацидокомплексы, гидроксокомплексы, аммиакаты.

Номенклатура комплексных соединений.

43. Карбонилы, кластеры, хелаты. Концепция эффективного атомного номера.

44. Геометрическая конфигурация комплексного иона (молекулы) и гибридизация атомных орбиталей центрального атома (иона). Изомерия комплексных соединений.

45. Электролитическая диссоциация комплексных соединений — первичная и вторичная. Равновесия в растворах комплексных соединений: сольватационные, гидратационные, кислотно-основные, реакции замещения, инертные и лабильные комплексные соединения. Закономерность трансвлияния И.И.Черняева.

46. Основные положения теории кристаллического поля. Расщепление энергии *d*-электронов в полях различной симметрии: октаэдрическом, тетраэдрическом, квадратном. Энергия стабилизации полем лигандов. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Спектрохимический ряд лигандов. Комплексы сильного и слабого полей, их конфигурации и магнитные свойства.

47. Влияние комплексообразования на протекание обменных и окислительно-восстановительных реакций.

48. Водород.

Нахождение в природе. Изотопы водорода. Строение атома и молекулы. Положение водорода в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства водорода. Методы получения водорода в промышленности и лаборатории.

Соединения водорода и их свойства. Тяжелая вода. Гидриды, гидрид-ион как лиганд.

Применение водорода и его соединений. Водородная энергетика.

49. Литий.

Нахождение в природе. Получение металлического лития, его химические свойства и применение. Отношение к кислотам, воде и различным окислителям. Соединения с кислородом, азотом и водородом – получение и химические свойства. Важнейшие соединения лития. Малорастворимые соли. Аквокомплекс лития.

50. Натрий, калий, рубидий, цезий.

Нахождение в природе. Природные соединения щелочных металлов как сырьё химической промышленности. Получение металлов в свободном состоянии, их химические свойства и применение. Отношение к кислотам, воде. Растворение щелочных металлов в жидком аммиаке.

Соединения с кислородом – оксиды, пероксиды, супероксиды и озониды, получение, химические свойства и применение.

Гидриды. Гидроксиды щелочных металлов, получение, химические свойства и применение. Важнейшие соли: галогениды, нитраты, карбонаты и гидрокарбонаты, получение и химические свойства. Сода, получение соды по Сольве и Леблану. Поташ. Калийные удобрения.

Комплексные соединения щелочных металлов.

51. Медь, серебро, золото. Нахождение в природе. Промышленное получение металлов. Сплавы меди и золота, их свойства и применение. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Химические свойства металлов, отношение к кислотам и щелочам, различным окислителям.

Соединения меди (I) и меди (II), их химические свойства и применение. Применение аммиаката меди (I) для очистки газов от кислорода. Аммиакат меди (II).

Соединения серебра (I) и (II) и их химические свойства. Малорастворимые соединения серебра (I). Комплексные соединения серебра (I). Взаимодействие галогенидов серебра (I) с растворами аммиака, карбоната аммония, тиосульфата натрия. Светочувствительность соединений серебра (I).

Комплексные соединения золота (III) и (I), их получение и химические свойства. Комплексные кислоты золота (III). Цианидные комплексы золота (I).

52. Бериллий.

Нахождение в природе, получение металлического бериллия. Сплавы бериллия, их свойства и применение. Химические свойства бериллия, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид бериллия и их свойства. Акво-, гидроксо-, фторидные комплексы бериллия (II).

Токсичность соединений бериллия.

53. Магний, кальций, стронций, барий.

Нахождение в природе, получение и применение металлического магния. Сплавы магния, их свойства и применение. Отношение магния к кислотам, щелочам, различным окислителям. Использование магния для восстановления элементов из оксидов. Оксид и гидроксид магния, их свойства. Растворение гидроксида магния в солях аммония.

Щелочноземельные металлы – кальций, стронций, барий. Нахождение в природе. Получение и химические свойства металлов. Отношение к воде, кислотам, различным окислителям. Растворение металлов в жидком аммиаке. Взаимодействие металлов с кислородом. Оксиды, пероксиды и гидроксиды, их свойства. Малорастворимые соли: сульфаты, фосфаты, карбонаты, перевод их в раствор. Сульфатокomплекс кальция (II).

Термическая диссоциация карбонатов. Негашеная и гашеная известь. Жёсткость воды и её устранение.

54. Цинк, кадмий, ртуть. Нахождение в природе, получение металлов, их применение. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Окисление металлической ртути элементарной серой, хлоридом железа (III).

Акво-, гидроксо-, аммиачные комплексы цинка (II) и кадмия (II). Соединения ртути (I) и (II). Диспропорционирование солей ртути (I). Концепция инертной ($6s^2$) электронной пары. Взаимодействие солей ртути (II) с раствором аммиака. Амидореакция. Реактив Несслера. Особенности электролитической диссоциации солей ртути (II).

Токсичность кадмия, ртути и их соединений.

55. Бор.

Нахождение в природе, получение, химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Бораны (соединения бора с водородом). Трёхцентровые электронодефицитные связи в диборане. Применение боргидридов. Борная и полиборные кислоты, их соли. Мета-, орто-, тетрабораты. Тетраборат натрия (бура), буферные растворы на его основе. Взаимодействие буры с кислотами и щелочами.

Галогениды бора как кислоты Льюиса. Тетрафторобораты. Нитрид бора (эльбор, боразон), его сходство с алмазом и графитом по строению и свойствам.

Применение соединений бора, их токсичность.

56. Алюминий.

Нахождение в природе. Получение металлического алюминия. Его химические свойства и применение. Алюминотермия. Сплавы алюминия. Отношение алюминия к кислотам и щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты и гидроксокомплексы. Алюминиевые квасцы. Галогениды алюминия как кислоты Льюиса. Гидридоалюминаты, их свойства.

57. Галлий, индий, таллий.

Получение металлов, их химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксиды и гидроксиды, их химические свойства. Соединения таллия (I) и (III). Малорастворимые соли таллия (I). Окислительные свойства соединений таллия (III). Токсичность соединений таллия.

58. Скандий, иттрий, лантан, актиний, лантаниды и актиниды.

Нахождение элементов в природе. Получение металлов и их применение. Отношение металлов к кислотам, щелочам, различным окислителям. Сходство химических свойств скандия (III) и алюминия (III).

Лантаниды. Их применение в технике. Характерные степени окисления. Окислительные свойства церия (IV) и восстановительные свойства европия (II).

Актиниды. Их применение в технике. Характерные степени окисления. Соединения актинидов в высоких степенях окисления.

Роль актинидов как материалов для ядерной техники.

59. Углерод.

Нахождение в природе. Аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Стеклоуглерод. Их применение. Углерода как восстановитель и адсорбент. Карбиды и их свойства.

Отношение углерода к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксиды углерода. Восстановительные свойства оксида углерода (II). Карбонилы металлов. Угольная кислота, её неустойчивость. Карбонаты. Кальцинированная и питьевая сода.

Сероуглерод. Галогениды и оксогалогениды углерода. Соединения углерода с азотом: дициан, циановодородная, циановая, изоциановая, тиоциановая кислоты и их соли. Цианиды и тиоцианаты как лиганды. Токсичность соединений углерода.

60. Кремний.

Нахождение в природе. Получение кремния, его химические свойства и применение. Отношение кремния к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксид кремния (IV). Кремневые кислоты и силикаты. Жидкое стекло. Кварцевое и обычное стекло. Аллюмосиликаты и цеолиты. Соединения кремния с галогенами. Гексафторокремневая кислота. Силициды металлов, нитрид кремния.

Роль элементарного кремния и его соединений как материалов современной электроники. Применение соединений кремния.

61. Германий, олово, свинец.

Нахождение в природе. Получение и химические свойства. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксиды XO и XO_2 , гидроксиды, гидроксокомплексы. α - и β - оловянные кислоты. Сульфиды и их свойства. Тиосоли олова (IV).

Соединения олова (II) как восстановители и соединения свинца (IV) как окислители в кислой и щелочной средах. Свинцовый сурик.

Применение германия, олова и свинца и их соединений. Токсичность свинца и его соединений.

62. Титан, цирконий, гафний.

Получение металлов, их свойства и применение. Отношение к кислотам, щелочам и галогенам. Оксиды, гидроксиды, оксогидроксо соединения и их свойства. Старение гидроксидов.

Применение титана, циркония, гафния и их соединений.

63. Ванадий, ниобий, тантал.

Получение, химические свойства, применение в качестве конструкционных материалов. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Оксиды, галогениды, оксогалогениды и соли.

64. Хром, молибден, вольфрам.

Нахождение в природе. Получение. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Применение в качестве конструкционных материалов. Химические свойства, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Строение и свойства карбониллов.

Соединения хрома (II), их восстановительные свойства. Соединения хрома (III), оксид и гидроксид, хромиты и гидроксокомплексы. Окисление соединений хрома (III). Соединения хрома (VI): оксид, хромовая и дихромовая кислоты, хроматы и дихроматы, их получение, химические свойства и взаимные переходы. Окислительные свойства соединений хрома (VI) в кислой и щелочной средах. Пероксохромовые соединения.

Токсичность соединений хрома.

Устойчивые соединения молибдена (VI) и вольфрама (VI). Молибденовая жидкость как реагент на фосфат – ионы. Гетерополисомеждения. Биологическая роль соединений молибдена.

65. Марганец, технеций, рений.

Нахождение в природе, получение простых веществ и их свойства.

Карбонильные комплексы марганца (0) и рения (0). Оксид и гидроксид марганца (II), их свойства. Окисление соединений марганца (II) в различных средах. Соединения марганца (III).

Оксид марганца (IV) (пирролюзит) и его химические свойства, поведение в кислых и щелочных средах. Окислительно – восстановительная двойственность соединений марганца (IV). Соединения марганца (VI), их окислительно – восстановительные свойства и диспропорционирование.

Соединения марганца (VII), оксид, марганцевая кислота, перманганаты, получение, химические свойства. Взрывоопасность оксида марганца (VII). Перманганат калия, его окислительные свойства в кислой и щелочной средах, применение. Пиролиз перманганата калия.

66. Железо, кобальт, никель.

Нахождение в природе, получение металлов и их свойства. Сплавы железа, кобальта, никеля и их применение. Карбонильные комплексы железа (0), кобальта (0), никеля (0).

Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Железо (II, III), кобальт (II, III), никель (II, III), их оксиды, гидроксиды.

Аммиак, вода, фторид– ион, тиоцианат- ион, цианид- ион как лиганды в комплексах железа (II, III), кобальта (II, III), никеля (II). Условие устойчивости соединений кобальта (II) и (III) в водных растворах. Окислительные свойства соединений железа (III), восстановительные свойства соединений железа (II). Соль Мора. Ферраты.

Диметилглиоксимат никеля.

Роль соединений железа и кобальта в биологических процессах.

67. Платиновые металлы (рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина).

Нахождение в природе. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Применение платиновых металлов и их соединений в современной технике и медицине. Способы перевода платиновых металлов в растворимые соединения. Отношение палладия и платины к царской водке. Роль координационных соединений в химии платиновых металлов.

68. Азот.

Нахождение в природе. Получение и применение азота. Химическая инертность молекулярного азота и способы его связывания. Соединения азота с водородом. Аммиак, его химические свойства. Жидкий аммиак как растворитель. Амиды, имиды, нитриды. Равновесия в водном растворе аммиака. Восстановительные свойства аммиака и его солей в водных растворах. Аммиак как лиганд. Строение иона аммония. Соли аммония, их поведение при нагревании.

Гидразин и гидроксилламин. Получение, строение, химические свойства. Соли гидразония и гидроксилламиния и их свойства. Применение гидразина и гидроксилламина и их солей в качестве восстановителей. Азидоводородная кислота, азиды. Получение, строение, химические свойства.

Оксиды азота. Их получение. Оксид азота (I), строение и свойства. Оксид азота (II), строение, парамагнетизм молекулы, химические свойства. Нитрозил-ион как лиганд. Оксид азота (III), термическая устойчивость, химические свойства. Азотистая кислота, нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов. Нитрит-ион как лиганд. Оксид азота (IV), строение, парамагнетизм молекулы. Взаимодействие оксида азота (IV) со щелочами и водой. Оксид азота (V), строение и свойства. Азотная кислота, получение в промышленности. Химические свойства азотной кислоты и нитрат-иона. Свойства смесей азотной кислоты с соляной (царская водка), плавиковой, серной кислотами. Нитраты и их термическая устойчивость. Окислительные свойства нитратов в расплавах.

69. Фосфор.

Нахождение в природе. Получение. Аллотропные модификации фосфора и их реакционная способность. Химические свойства, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Фосфин, его производные, их химические свойства. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, их соли. Получение, строение, основность, восстановительные свойства.

Оксид фосфора (V), получение, химические свойства, осушающее действие. Фосфорные кислоты: метафосфорная, дифосфорная, ортофосфорная, их получение, взаимные переходы. Фосфаты, гидролиз фосфатов. Буферные растворы на основе фосфорной кислоты и её солей.

Галогениды и оксогалогениды фосфора, их получение, свойства, взаимодействие с водой.

Применение фосфора и его соединений. Фосфорные удобрения.

70. Мышьяк, сурьма, висмут.

Нахождение в природе. Получение. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Соединения с активными металлами и водородом. Свойства водородных соединений, строение молекул. Оксиды, гидроксиды, галогениды мышьяка(III), сурьмы(III), висмута(III), их химические свойства. Оксогалогениды сурьмы (III) и висмута (III).

Соединения мышьяка (V), сурьмы (V). Оксиды, гидроксиды, галогениды, их химические свойства. Висмутаты, их получение и окислительные свойства.

Сульфиды мышьяка (III, V), сурьмы (III, V). Тиосоли. Сульфид висмута (III).

Токсичность соединений мышьяка, сурьмы и висмута.

71. Кислород.

Нахождение в природе. Аллотропия кислорода. Строение атома и молекулы кислорода. Физические и химические свойства кислорода и его применение. Получение кислорода в промышленности и лаборатории. Оксиды основные, кислотные и амфотерные. Гидроксиды и гидроксокомплексы.

Озон, его получение и химические свойства, строение молекулы. Озоныды. Озон в атмосфере, “озоновые дыры”.

Вода. Аномалия её некоторых физических свойств. Строение молекулы воды. Ассоциация молекул воды. Вода как растворитель. Электролитическая и термическая диссоциация воды. Химические свойства воды. Аквокомплексы и кристаллогидраты. Газовые клатраты на основе воды.

Пероксид водорода, его получение, химические свойства и применение. Пероксид водорода как окислитель и восстановитель. Пероксиды и пероксокислоты, супероксиды – их получение, химические свойства и применение.

72. Сера.

Нахождение в природе, получение элементарной серы. Аллотропия. Химические свойства серы и её применение. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям.

Сероводород, его получение и химические свойства. Малорастворимые сульфиды, способы перевода в раствор. Окисление малорастворимых сульфидов азотной кислотой. Полисульфиды, сульфат (многосернистый водород), их свойства.

Оксид серы (IV), его получение в промышленности и лаборатории, химические свойства. Токсичность диоксида серы. Сернистая кислота и её устойчивость. Сульфиты и гидросульфиты, их гидролиз. Сульфит- ион как лиганд. Восстановительные свойства оксида серы (IV), сернистой кислоты, сульфитов. Дитиониты, дитионаты – их химические свойства.

Тиосерная кислота и тиосульфат натрия. Тиосульфат натрия как восстановитель и лиганд. Разложение тиосульфата серебра.

Оксид серы (VI). Получение, строение молекулы. Серная кислота. Нитрозный и контактный способы получения. Химические свойства серной кислоты. Применение. Дегидратирующее действие концентрированной серной кислоты. Дисерная кислота. Олеум. Пероксосерные кислоты и их соли. Получение и свойства. Галогениды и оксогалогениды серы. Получение, взаимодействие с водой и с растворами щелочей.

73. Селен, теллур.

Нахождение в природе, получение. Аллотропия. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям.

Соединения с водородом. Оксиды HO_2 и HO_3 . Кислоты на их основе. Орто- и мета- формы теллурической кислоты. Окислительно – восстановительная двойственность соединений селена (IV) и теллура (IV). Токсичность селена и его соединений.

74. Фтор.

Нахождение в природе (плавиковый шпат). Получение фтора, его химические свойства и применение. Материалы, устойчивые по отношению к фтору. Взаимодействие фтора с водой, растворами щелочей. Фториды кислорода. Фтороводород, фтороводородная (плавиковая) кислота, химические свойства и применение. Роль водородных связей в свойствах фтороводородной кислоты. Гидрофториды. Фторид – ион как лиганд. Соединения фтора с благородными газами.

75. Хлор.

Нахождение в природе. Получение в промышленности и лаборатории, химические свойства и применение. Хлороводород и хлороводородная (соляная) кислота, получение, химические свойства, применение. Хлорид – ион как лиганд.

Взаимодействие хлора с водой (хлорная вода), растворами щелочей, константы равновесия.

Соединения хлора с кислородом. Оксид хлора (I), хлорноватистая кислота, гипохлориты, получение, свойства. Диспропорционирование гипохлоритов. Хлорная (белильная известь), её свойства и применение. Оксид хлора (IV). Диспропорционирование в водных и щелочных растворах. Хлористая кислота, хлориты. Хлорноватая кислота, хлораты, химические свойства и применение. Хлорат калия (бертолетова соль) и его окислительные свойства. Хлорат калия как твёрдофазный окислитель. Диспропорционирование хлоратов.

Оксиды хлора (VI) и (VII), их взаимодействие с водой. Хлорная кислота и перхлораты, их получение, химические свойства и применение. Взрывоопасность перхлоратов тяжёлых металлов.

Сопоставление кислотных и окислительных свойств кислородсодержащих кислот хлора. Токсичность хлора и его соединений.

76. Бром, иод.

Нахождение в природе, получение, химические свойства и применение. Растворимость брома и иода в воде и органических растворителях. Полигалогениды. Поведение брома и иода в воде и щелочных растворах, константы равновесия. Реакция брома и иода с тиосульфатом натрия.

Бромоводород, бромоводородная кислота, бромиды. Иодоводород, иодоводородная кислота, иодиды. Получение и химические свойства. Бромид- и иодид- ионы как лиганды.

Кислородсодержащие кислоты брома и иода и их соли. Способы получения и химические свойства. Бромноватая и иодноватая кислоты, бромная и иодная кислоты и их соли. Особенности гидратных форм иодной кислоты.

Интергалогениды. Фтор-хлор углеводороды, экологические последствия применения.

77. Благородные газы (гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон).

Нахождение в природе, получение и применение. Особенности строения электронных оболочек атомов благородных газов. Способы получения соединений благородных газов.

Оксофториды, оксиды и кислородсодержащие кислоты ксенона. Взаимодействие фторидов ксенона с водой и растворами щелочей. Химические соединения других благородных газов. Применение благородных газов и их соединений.

4. Методические материалы для определения процедур оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в соответствии с требованиями СПб

СТО СПбГТИ(ТУ) 016-2014. КС УКВД. Порядок проведения зачетов и экзаменов.