

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

ОТДЕЛЕНИЕ ЯДЕРНОЙ ФИЗИКИ И ТЕХНОЛОГИЙ

Одобрено на заседании
Ученого совета ИАТЭ НИЯУ МИФИ
Протокол от 24.04.2023 № 23.4

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине

Химия

название дисциплины

для студентов направления подготовки

14.03.02 Ядерные физика и технологии

код и название направления подготовки

образовательная программа
Инновационные ядерные технологии

Форма обучения: очная

г. Обнинск 2023 г.

Область применения

Фонд оценочных средств (ФОС) – является обязательным приложением к рабочей программе дисциплины «Химия» и обеспечивает проверку освоения планируемых результатов обучения (компетенций и их индикаторов) посредством мероприятий текущей и промежуточной аттестации по дисциплине.

Цели и задачи фонда оценочных средств

Целью Фонда оценочных средств является установление соответствия уровня подготовки обучающихся требованиям федерального государственного образовательного стандарта.

Для достижения поставленной цели Фондом оценочных средств по дисциплине «Химия» решаются следующие задачи:

- контроль и управление процессом приобретения обучающимися знаний, умений и навыков, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
- контроль и оценка степени освоения компетенций, предусмотренных в рамках данной дисциплины;
- обеспечение соответствия результатов обучения задачам будущей профессиональной деятельности через совершенствование традиционных и внедрение инновационных методов обучения в образовательный процесс в рамках данной дисциплины.

1. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

1.1 В результате освоения ОП бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Код компетенций	Наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
ОПК-1	Способен использовать базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.	З- ОПК- 1 - Знать: роль естественных наук (химии в том числе) в выработке научного мировоззрения; взаимосвязь между основными химическими открытиями и научными умозаключениями на их основе; границы применимости физических и математических моделей и теорий, их роль в выработке научного мировоззрения. У- ОПК- 1 - Уметь: использовать теоретические знания при объяснении результатов экспериментов; правильно соотносить содержание конкретных задач с общими законами физики, химии и математики; применять научные подходы в решении конкретных задач; ставить и решать простейшие экспериментальные задачи, обрабатывать, анализировать и оценивать точность и достоверность полученных результатов. В- ОПК-1- Владеть: теоретическим материалом по основным разделам дисциплины в объеме достаточном для идентификации, описания и объяснения явлений; теоретическими и экспериментальными методами исследования явлений; методологией научного познания.

1.2. Этапы формирования компетенций в процессе освоения ОП бакалавриата

Компоненты компетенций, как правило, формируются при изучении нескольких дисциплин, а также в немалой степени в процессе прохождения практик, НИР и во время самостоятельной работы обучающегося. Выполнение и защита ВКР являются видом учебной деятельности, который завершает процесс формирования компетенций.

Этапы формирования компетенции в процессе освоения дисциплины:

- **начальный** этап – на этом этапе формируются знаниевые и инструментальные основы компетенции, осваиваются основные категории, формируются базовые умения. Студент воспроизводит термины, факты, методы, понятия, принципы и правила; решает учебные задачи по образцу;
- **основной** этап – знания, умения, навыки, обеспечивающие формирование компетенции, значительно возрастают, но еще не достигают итоговых значений. На этом этапе студент осваивает аналитические действия с предметными знаниями по дисциплине, способен

самостоятельно решать учебные задачи, внося коррективы в алгоритм действий, осуществляя коррекцию в ходе работы, переносит знания и умения на новые условия;

- **завершающий** этап – на этом этапе студент достигает итоговых показателей по заявленной компетенции, то есть осваивает весь необходимый объем знаний, овладевает всеми умениями и навыками в сфере заявленной компетенции. Он способен использовать эти знания, умения, навыки при решении задач повышенной сложности и в нестандартных условиях.

Этапы формирования компетенций в ходе освоения дисциплины отражаются в тематическом плане (см. РПД).

1.3. Связь между формируемыми компетенциями и формами контроля их освоения

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Индикатор достижения компетенции	Наименование оценочного средства текущей и промежуточной аттестации
Текущая аттестация, I семестр			
1.	1. Основные понятия в химии 2. Химическая кинетика и химическое равновесие	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство № 3.1 и 3.2 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
2.	3. Растворы	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №3.3 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
Промежуточная аттестация, 1 семестр			
зачет		3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №2</i>
Текущая аттестация, 2 семестр			
3.	3. Растворы 4. Основы химической термодинамики 5. Основы электрохимии	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №3.4, 3.5 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
4.	6. Строение вещества и химическая связь 7. Дисперсные системы. Коллоидные растворы.	3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство №3.6, 3.7 – контрольная работа; Оценочное средство № 4 – защита лабораторных работ.</i>
Промежуточная аттестация, 2 семестр			
Экзамен		3-ОПК-1, У-ОПК-1, В – ОПК-1	<i>Оценочное средство № 1</i>

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Конечными результатами освоения программы дисциплины являются сформированные когнитивные дескрипторы «знать», «уметь», «владеть», расписанные по отдельным компетенциям, которые приведены в п.1.1. Формирование этих дескрипторов происходит в процессе изучения дисциплины по этапам в рамках различного вида учебных занятий и самостоятельной работы.

Выделяются три уровня сформированности компетенций на каждом этапе: пороговый, продвинутый и высокий.

Уровни	Содержательное описание уровня	Основные признаки выделения уровня	БРС, % освоения	ECTS/Пятибалльная шкала для оценки экзамена/зачета
Высокий <i>Все виды компетенций сформированы на высоком уровне в соответствии с целями и задачами дисциплины</i>	Творческая деятельность	<i>Включает нижестоящий уровень.</i> Студент демонстрирует свободное обладание компетенциями, способен применить их в нестандартных ситуациях: показывает умение самостоятельно принимать решение, решать проблему/задачу теоретического или прикладного характера на основе изученных методов, приемов, технологий	90-100	A/ Отлично/ Зачтено
Продвинутый <i>Все виды компетенций сформированы на продвинутом уровне в соответствии с целями и задачами дисциплины</i>	Применение знаний и умений в более широких контекстах учебной и профессиональной деятельности, нежели по образцу, большей долей самостоятельности и инициативы	<i>Включает нижестоящий уровень.</i> Студент может доказать владение компетенциями: демонстрирует способность собирать, систематизировать, анализировать и грамотно использовать информацию из самостоятельно найденных теоретических источников и иллюстрировать ими теоретические положения или обосновывать практику применения.	85-89	B/ Очень хорошо/ Зачтено
			75-84	C/ Хорошо/ Зачтено
Пороговый <i>Все виды компетенций сформированы на пороговом уровне</i>	Репродуктивная деятельность	Студент демонстрирует владение компетенциями в стандартных ситуациях: излагает в пределах задач курса теоретически и практически контролируемый материал.	65-74	D/Удовлетворительно/ Зачтено
			60-64	E/Посредственно/ Зачтено
Ниже порогового	Отсутствие признаков порогового уровня: компетенции не сформированы. Студент не в состоянии продемонстрировать обладание компетенциями в стандартных ситуациях.		0-59	Неудовлетворительно/ Зачтено

Оценивание результатов обучения студентов по дисциплине осуществляется по регламенту текущего контроля и промежуточной аттестации.

Критерии оценивания компетенций на каждом этапе изучения дисциплины для каждого вида оценочного средства и приводятся в п. 4 ФОС. Итоговый уровень сформированности компетенции при изучении дисциплины определяется по таблице. При этом следует понимать, что граница между уровнями для конкретных результатов освоения образовательной программы может смещаться.

Уровень сформированности компетенции	Текущий контроль	Промежуточная аттестация
высокий	высокий	высокий
	продвинутый	высокий
	высокий	продвинутый
продвинутый	пороговый	высокий
	высокий	пороговый
	продвинутый	продвинутый
	продвинутый	пороговый
пороговый	пороговый	продвинутый
ниже порогового	пороговый	пороговый
	ниже порогового	ниже порогового
		-

3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

– Итоговая аттестация по дисциплине является интегральным показателем качества теоретических и практических знаний и навыков обучающихся по дисциплине и складывается из оценок, полученных в ходе текущей и промежуточной аттестации.

– Текущая аттестация в семестре проводится с целью обеспечения своевременной обратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы обучающихся.

– Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оценивания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины.

– Текущая аттестация осуществляется два раза в семестр:

– контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 8 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 8 неделю учебного семестра.

– контрольная точка № 2 (КТ № 2) – выставляется в электронную ведомость не позднее 16 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 9 по 16 неделю учебного семестра.

– Исключение: текущая аттестация в 8 семестре обучения по образовательным программам бакалавриата, в котором единственная контрольная точка № 1 (КТ № 1) – выставляется в электронную ведомость не позднее 6 недели учебного семестра. Включает в себя оценку мероприятий текущего контроля аудиторной и самостоятельной работы обучающегося по разделам/темам учебной дисциплины с 1 по 6 неделю учебного семестра.

– Результаты текущей и промежуточной аттестации подводятся по шкале балльно-рейтинговой системы.

Этап рейтинговой системы / Оценочное средство	Неделя	Балл	
		Минимум*	Максимум**
Семестр 1			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
<i>Оценочное средство № 3.1</i>	8	9	15
<i>Оценочное средство № 4</i>	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
<i>Оценочное средство № 3.2</i>	16	5	8
<i>Оценочное средство № 3.3</i>	16	4	7
<i>Оценочное средство № 4</i>	9-16	9	15
Промежуточная аттестация	-	24	40
Зачет	-		
<i>Оценочное средство № 2</i>	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100
Семестр 2			
Текущая аттестация	1-16	36	60
Контрольная точка № 1	1-8	18	30
<i>Оценочное средство № 3.4</i>	8	5	8
<i>Оценочное средство № 3.5</i>	8	4	7
<i>Оценочное средство № 4</i>	1-8	9	15
Контрольная точка № 2	9-16	18	30
<i>Оценочное средство № 3.6</i>	15	5	8
<i>Оценочное средство № 3.7</i>	15	4	7
<i>Оценочное средство № 4</i>	9-16	9	15
Промежуточная аттестация	-	24	40
Экзамен	-		
<i>Оценочное средство № 1</i>	-	24	40
ИТОГО по дисциплине		60	100

* - Минимальное количество баллов за оценочное средство – это количество баллов, набранное обучающимся, при котором оценочное средство засчитывается, в противном случае обучающийся должен ликвидировать появившуюся академическую задолженность по текущей или промежуточной аттестации. Минимальное количество баллов за текущую аттестацию, в т.ч. отдельное оценочное средство в ее составе, и промежуточную аттестацию составляет 60% от соответствующих максимальных баллов.

4. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков

4.1 Типовые вопросы и билеты к экзамену:

а) Оценочное средство №1

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки	14.03.02 Ядерные физика и технологии
образовательная программа	Инновационные ядерные технологии
Дисциплина	Химия

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

1. Состав атома. Элементарные частицы. Характеристика электрона, протона, нейтрона. Химический элемент. Изотопы. Ионы. Основы атомно-молекулярного учения. Масса атомов. Атомная единица массы. Понятие количества вещества, моль.
2. Строение атома. Ядерная модель атома. Квантово-механическое описание строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Орбиталь.
3. Электронное строение атома. Квантовые числа n , l , m_l , m_s . Значение и физический смысл. Электронный слой (уровень). Электронные подуровни.
4. Электронная формула. Правила заполнения электронных орбиталей. Принцип Паули. Правило Гунда. Первое и второе правила Клечковского.
5. Электронное строение атомов и периодическое изменение свойств химических элементов. Периодическая система Д.И. Менделеева. s -, p -, d - и f - элементы, их расположение в периодической системе.
6. Понимание периодического закона с позиций современных представлений о строении атома. Закономерности изменения металлических и неметаллических свойств химических элементов в периодах и группах периодической системы (ПС). Закономерности в изменении радиусов атомов и ионов в ПС.
7. Энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности их изменения у элементов в периодах и группах.
8. Ковалентная химическая связь, её характеристики. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.
9. Метод валентных связей (основные положения). Кривая $E=f(r)$ молекул.
10. Понятия валентность атомов, валентные электроны, степень окисления атомов. Правила определения степени окисления элементов. Валентность атомов в основном и возбуждённом состояниях.
11. Основные типы химической связи. Электронная природа химической связи. Основные характеристики химической связи: энергия связи; длина связи; направленность связи; полярность связи; насыщенность связи.
12. Водородная связь. Энергия водородной связи. Изменение физических свойств веществ вследствие образования водородных связей. Особенности свойств воды.
13. Межмолекулярные взаимодействия и агрегатное состояние веществ. Газообразное и конденсированное состояние веществ.
14. Особенности газообразного, жидкого и твердого агрегатных состояний вещества. Сравнение свойств твердого кристаллического и твердого аморфного состояний вещества.
15. Кристаллы. Основные типы кристаллических решёток: атомная, молекулярная, ионная и металлическая. Связь строения и свойств кристаллов.

16. Электроотрицательность и основные типы химической связи. Ионная связь. Основные характеристики ионной связи.
17. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Концепция гибридизации орбиталей для определения конфигурации молекул (на примере атома углерода).
18. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Оценка углов между связями и формы молекул. Метод Гиллеспи для определения конфигурации молекул.
19. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Энергия межмолекулярного взаимодействия.
20. Основные классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания, соли. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксосоединений s и p-элементов в зависимости от положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. Схема Косселя. Связь с радиусами и степенями окисления. Амфотерные соединения.
21. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов. Свинцовый аккумулятор.
22. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод.
23. Скорость химической реакции. Закон действия масс для необратимых реакций. Механизм химических процессов. Элементарная реакция. Молекулярность реакции, порядок химической реакции.
24. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Энергетическая схема протекания химической реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Уравнение Аррениуса. Катализ. Ингибирование.
25. Обратимые химические реакции. Закон действия масс для обратимых реакций. Константа равновесия. Энергетическая схема обратимой реакции. Влияние изменения внешних условий (концентрации, давления, температуры, катализатора) на положение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
26. Первый закон термодинамики. Энтальпия и внутренняя энергия. Стандартные условия. Стандартная энтальпия образования веществ.
27. Закон Гесса и следствия из него. Тепловой эффект химических реакций и фазовых переходов. Расчет тепловых эффектов физико-химических процессов из стандартных теплот образования.
28. Энтропия. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Энтропия, как функция температуры, давления, объёма, фазового состояния вещества, строения молекул. Изменение энтропии при химических и фазовых превращениях.
29. Энергия Гиббса. Условия самопроизвольного протекания необратимых химических процессов. Влияние температуры.
30. Энергия Гиббса для обратимых химических реакций. Связь с константой равновесия. Уравнение Вант-Гоффа.
31. Растворы. Классификация растворов. Термодинамика процесса растворения. Понятие идеального раствора.
32. Способы выражения состава растворов: массовая и мольная доли; молярная, моляльная и нормальная концентрации. Связь между молярной концентрацией и массовой долей, между моляльной и молярной концентрацией.
33. Понятие эквивалент, фактор эквивалентности, эквивалентное число, эквивалентная масса, закон эквивалентов. Правила определения фактора эквивалентности для кислот, оснований, оксидов, солей, для химических элементов. Расчет фактора эквивалентности для окислителя и восстановителя в ОВР.
34. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации (степень диссоциации, константа диссоциации). Зависимость процесса диссоциации от температуры.
35. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчет водородного показателя (рН) растворов сильных и слабых кислот и оснований.

36. Зависимость степени диссоциации слабых электролитов от концентрации растворов. Закон разбавления Оствальда (вывод).
37. Растворимость веществ. Коэффициент растворимости. Ионное равновесие в системе раствор \square осадок. Произведение растворимости. Молярная растворимость. Связь между молярной растворимостью малорастворимых веществ и произведением растворимости. Влияние посторонних веществ на растворимость. Эффект общего иона.
38. Гидролиз солей. Степень гидролиза и константа гидролиза. Расчёт водородного показателя (рН) растворов гидролизующихся солей.
39. Обменные реакции в растворах электролитов (реакции с образованием осадков малорастворимых веществ, слабых электролитов, газов). Направление протекания реакций обмена для случая, когда одновременно среди исходных веществ и продуктов реакции имеются малорастворимые вещества или слабые электролиты.
40. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Классификация ОВР. Межмолекулярные, внутримолекулярные реакции, реакции диспропорционирования. Окислитель. Восстановитель.
41. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Фазовая диаграмма воды. Изменение температур замерзания и кипения водных растворов. Явление осмоса. Уравнение Вант-Гоффа для осмотического давления. Изотонический коэффициент, учитывающий процессы диссоциации и ассоциации частиц в растворах.
42. Эквивалент веществ в кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессах. Фактор эквивалентности. Эквивалентная масса. Закон эквивалентов.
43. Комплексные соединения. Номенклатура комплексных соединений. Строение, химическая связь. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных соединений.
44. Дисперсные системы и их классификация (в зависимости от соотношения агрегатного состояния дисперсная фаза/дисперсионная среда; характера взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой, структурно-механических свойств). Дисперсность и гетерофазность. Способы получения дисперсных систем (методы диспергирования и коденсации)
45. Коллоидные растворы как частный случай дисперсных систем. Особенности свойств коллоидных систем. Строение мицелл в лиофобных коллоидных растворах (агрегат, ядро, гранула, мицелла). Правило Панета – Фаянса.
46. Электрокинетические свойства коллоидных растворов. Строение двойного электрического слоя. Потенциалопределяющие ионы, противоионы. Электрокинетический (дзета-) потенциал. Электрофорез и электроэндоосмос – объяснение механизма с позиций строения мицеллы.
47. Агрегативная и кинетическая (седиментационная) неустойчивость коллоидных растворов. Коагуляция и коалесценция. Порог коагуляции, коагулирующее действие электролитов, правило Шульце – Гарди.
48. Жесткость воды. Методы ее устранения.

Примерные задачи, включенные в экзаменационные билеты

1. Задачи на основные законы химии (расчет по стехиометрии, газовые законы).
2. Написание электронных формул элементов Периодической системы.
3. Определение конфигураций простейших молекул, определение полярности связей в молекуле.
4. Задачи на приготовление растворов (с использованием понятий процентной, молярной и нормальной концентраций).
5. Задачи на вычисление тепловых эффектов реакций.
6. Задачи по кинетике реакций, связанные с использованием закона действия масс, правила Вант - Гоффа.
7. Задачи по равновесию реакций (определение констант равновесия, расчет равновесных концентраций). Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.
8. Написание реакций гидролиза и определение среды раствора.
9. Написание окислительно - восстановительных реакций по методу полуреакций.
10. Написание формулы мицеллы

Типовые задачи для экзамена

1. Написать схему гидролиза и определить pH 0,1M раствора K_3PO_4 , если известно, что 1) гидролиз протекает по первой ступени; 2) константы диссоциации ортофосфорной кислоты по первой, второй и третьей ступеням соответственно равны $K_{d1}=7,910^{-3}$; $K_{d2}=1*10^{-7}$; $K_{d3}=4,5*10^{-12}$.
2. Рассчитать pH 2 %-ного раствора $NaNO_2$ (плотность раствора 1,02 г/мл).
3. Написать схему гидролиза KF. Определить степень гидролиза этой соли в 0,01M растворе и pH раствора, если $K_d(HF) = 6,6*10^{-4}$.
4. Для растворения 1,16 г PbJ_2 потребовалось 2 л воды. Найти ПР PbJ_2 .
5. Растворимость карбоната серебра Ag_2CO_3 в воде при 25⁰C равна 1,16 мкмоль/л. Определить произведение растворимости этой соли в воде.
6. Выяснить, можно ли полностью растворить 7 г $Zn(OH)_2$ в 1 л воды при комнатной температуре, если известно, что произведение растворимости гидроксида цинка при этой температуре равно $1*10^{-17}$. Изменением объема раствора при растворении $Zn(OH)_2$ пренебречь.
7. Определить степень диссоциации уксусной кислоты (CH_3COOH) в 0,1M растворе, если константа диссоциации CH_3COOH равна $1,8*10^{-5}$.
8. Сравнить pH 1M растворов уксусной кислоты (CH_3COOH) и соляной кислоты (HCl). $K_d(CH_3COOH) = 1,8*10^{-5}$, Рассчитать степень диссоциации уксусной кислоты.
9. Какую массу гидроксида натрия необходимо растворить в 3 л воды, чтобы pH полученного раствора стал равен 11?
10. Константа нестойкости иона $[Ag(CN)_2]^-$ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05M растворе $K[Ag(CN)_2]$, содержащем, кроме того, 0,01 моля KCN в литре раствора.
11. Константа нестойкости иона $[Cd(CN)_4]^{2-}$ составляет $7,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 M- растворе $K_2[Cd(CN)_4]$, содержащем в избытке 0,1 моля KCN в литре раствора.
12. Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2A(g)+B(g)\leftrightarrow C(g)$ при уменьшении парциального давления всех веществ в системе в три раза и одновременном понижении температуры системы на 30⁰C? Температурный коэффициент скорости реакции - 2.
13. Вычислите температурный коэффициент и энергию активации химической реакции, если константа скорости этой реакции при 120⁰C равна $5,88*10^{-4}$, а при 170⁰C равна $6,7*10^{-2}$.
14. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298⁰K, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?
15. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции
$$H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \leftrightarrow S \downarrow + Mn SO_4 + \dots$$
16. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции
$$Al + NaOH + H_2O \leftrightarrow Na_3[Al(OH)_6] + H_2$$
17. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать ЭДС, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания при стандартных условиях химической реакции
$$KJ + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \leftrightarrow J_2 + Cr^{3+} + \dots$$
18. Вычислить изменение энергии Гиббса в реакции димеризации диоксида азота $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ при стандартной температуре. Сделать вывод о направлении протекания процесса, определить константу равновесия реакции димеризации.
19. Какое количество тепла выделится при сгорании 8 г CH_4 при P=1 атм и T=25⁰C.
20. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$ установилось при концентрациях $[NO]=0.4$ моль/л, $[NO_2]=0.2$ моль/л, $[O_2]=0.1$ моль/л. Найти константу равновесия и исходную концентрацию NO_2 , если исходная концентрация кислорода равна нулю. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону образования NO, если прямая

реакция эндотермическая.

21. В какую сторону протекает реакция $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$ в стандартных условиях? Чему равна константа равновесия данной реакции?

22. Составить формулы мицелл образованных а) добавлением (по каплям) раствора хлорида бария ($BaCl_2$) к раствору сульфата натрия (Na_2SO_4), находящемуся в избытке; а) добавлением (по каплям) раствора сульфата натрия Na_2SO_4 к раствору хлорида бария ($BaCl_2$), находящемуся в избытке. Объяснить различие в знаках зарядов гранул.

Типовые билеты к экзамену

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки 14.03.02 Ядерные физика и технологии

образовательная программа Инновационные ядерные технологии

Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Состав атома. Элементарные частицы. Характеристика электрона, протона, нейтрона. Химический элемент. Изотопы. Ионы. Масса атомов. Атомная единица массы. Понятие количества вещества, моль.

2. Скорость химической реакции. Закон действия масс для необратимых реакций. Механизм химических процессов. Элементарная реакция. Молекулярность реакции, порядок химической реакции.

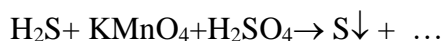
3. Константа нестойкости иона $[Ag(CN)_2]^-$ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05М растворе $K[Ag(CN)_2]$, содержащем, кроме того, 0,01 моля KCN в литре раствора.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2

1. Строение атома. Ядерная модель атома. Квантово-механическое описание строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Атомная орбиталь.

2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчёт водородного показателя (pH) растворов сильных и слабых кислот и оснований.

3. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать E° и ΔG° химической реакции, энергию Гиббса, сделать вывод о направлении протекания хим. реакции:



ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 3

1. Электронное строение атома. Квантовые числа n , l , m_l , m_s . Значение и физический смысл. Электронный слой (уровень). Электронные подуровни.
2. Зависимость степени диссоциации слабых электролитов от концентрации растворов. Закон разбавления Оствальда (вывод).
3. Вычислите температурный коэффициент и энергию активации химической реакции, если константа скорости этой реакции при 120°C равна $5,88 \times 10^{-4}$, а при 170°C равна $6,7 \times 10^{-2}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 4

1. Электронная формула. Правила заполнения электронных орбиталей. Принцип Паули. Правило Гунда. Первое и второе правила Клечковского.
2. Обратимые химические реакции. Закон действия масс для обратимых реакций. Константа равновесия. Энергетическая схема обратимой реакции. Влияние изменения внешних условий (концентрации, давления, температуры, катализатора) на положение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
3. Сколько воды необходимо прибавить к 200 мл 0.01 М раствора синильной кислоты HCN, чтобы степень диссоциации кислоты возросла в 10 раз? Как изменится pH раствора?

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 5

1. Электронное строение атомов и периодическое изменение свойств химических элементов. Структура периодической системы Д.И. Менделеева (периоды, группы). s-, p-, d- и f- элементы, их расположение в периодической системе.
2. Закон Гесса и следствия из него. Тепловой эффект химических реакций и фазовых переходов. Расчёт тепловых эффектов физико-химических процессов из стандартных теплот образования.
3. Рассчитать pH 2 %-ного раствора Na_3PO_4 (плотность раствора 1,02 г/мл). Считать, что гидролиз идет только по первой ступени.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 6

1. Понимание периодического закона с позиций современных представлений о строении атома. Закономерности изменения металлических и неметаллических свойств химических элементов в периодах и группах периодической системы (ПС). Закономерности в изменении радиусов атомов и ионов в ПС.
2. Первый закон термодинамики. Энтальпия и внутренняя энергия. Стандартные условия. Стандартная энтальпия образования веществ.
3. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$ при повышении давления в системе в 4 раза и одновременном повышении температуры на 40°C . Реагирующие вещества - газы. Температурный коэффициент реакции равен 2.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 7

1. Энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности их изменения у элементов в периодах и группах.
2. Энтропия. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Энтропия, как

функция температуры, давления, объёма, фазового состояния вещества, строения молекул. Изменение энтропии при химических и фазовых превращениях.

3. Константа нестойкости иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ составляет $7,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М- растворе $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащем в избытке 0,1 моля KCN в литре раствора.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 8

1. Ковалентная химическая связь, её характеристики. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Различие валентных возможностей элементов второго и третьего периодов на примере атомов кислорода и серы, фтора и хлора.

2. Энергия Гиббса. Энтальпийный и энтропийный факторы протекания процессов. Условия самопроизвольного протекания необратимых химических процессов. Влияние температуры на направление протекания химических реакций.

3. Можно ли в 1 л воды растворить 7 г хлорида серебра? Определить в каком минимально возможном объеме воды можно растворить это количество AgBr.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 9

1. Метод валентных связей (основные положения). Кривая $E=f(r)$ молекул.

2. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей в воде. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации (степень диссоциации, константа диссоциации).

3. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать E° и ΔG° .



ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 10

1. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Концепция гибридизации орбиталей (на примере атома углерода). σ -и π - связи. Оценка углов между связями и формы молекул.

2. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Классификация ОВР. Межмолекулярные, внутримолекулярные реакции, реакции диспропорционирования. Окислитель. Восстановитель.

3. Написать схему гидролиза KF. Определить степень гидролиза этой соли в 0,01М растворе, вычислить константу гидролиза KF и pH раствора. $K_d(\text{HF}) = 6,6 \times 10^{-4}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 11

1. Гидролиз солей. Степень гидролиза и константа гидролиза. Расчёт водородного показателя (pH) растворов гидролизующихся солей.

2. Растворы. Классификация растворов. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процесса электролитической диссоциации (степень диссоциации, константа диссоциации).

3. Вычислить изменение энергии Гиббса в реакции димеризации диоксида азота $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow$

$N_2O_4(g)$ при стандартной температуре. Сделать вывод о направлении протекания процесса, определить константу равновесия реакции димеризации.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 12

1. Водородная связь. Изменение физических свойств веществ вследствие образования водородных связей. Особенности свойств воды. Энергия водородной связи.
2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Энергетическая схема протекания химической реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Уравнение Аррениуса. Катализ. Ингибирование.
3. Какое количество тепла выделится при полном сгорании 8 г CH_4 при $P=1$ атм и $T=25^\circ C$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 13

1. Электроотрицательность и основные типы химической связи. Ионная связь. Основные характеристики ионной связи.
2. Ионное равновесие в системе раствор \leftrightarrow осадок. Произведение растворимости. Связь между растворимостью малорастворимых веществ и произведением растворимости. Влияние посторонних веществ на растворимость.
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298^0K , если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 14

1. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Кривые $E=f(r)$ взаимодействия молекул. Энергия межмолекулярного взаимодействия.
2. Основные классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания, соли. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксосоединений Р-элементов в зависимости от положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева. Амфотерные соединения.
3. Растворимость карбоната серебра Ag_2CO_3 в воде при 25^0C равна 1,16 мкмоль/л. Определить произведение растворимости этой соли в воде.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 15

1. Направленность химических связей и пространственное строение молекул. Концепция гибридизации орбиталей (на примере атома углерода). σ -и π -связи. Оценка углов между связями и формы молекул.
2. Гидролиз солей. Степень гидролиза и константа гидролиза. Расчёт водородного показателя (рН) растворов гидролизующихся солей.
3. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать E° и ΔG° .



ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 16

1. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Энергия межмолекулярного взаимодействия.
2. Обменные реакции в растворах электролитов (реакции с образованием осадков малорастворимых веществ, слабых электролитов, газов). Направление протекания реакций

обмена для случая, когда одновременно среди исходных веществ и продуктов реакции имеются малорастворимые вещества или слабые электролиты.

3. Вычислить константу равновесия реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2$ при 1000 К. Принять, что ΔH и ΔS не зависят от температуры. Сделайте вывод о соотношении равновесных концентраций участников реакции и о влиянии температуры на положение равновесия этой реакции.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 17

1. Кристаллы. Основные типы кристаллических решёток: атомная, молекулярная, ионная и металлическая. Связь строения и свойств кристаллов.

2. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов. Свинцовый аккумулятор.

3. Рассчитать pH раствора, состоящего из 0,1М уксусной кислоты и 0,1М раствора ацетата натрия.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 18

1. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный потенциал.

2. Электронное строение атомов и периодическое изменение свойств химических элементов. Периодическая система Д.И. Менделеева. s-, p-, d- и f- элементы, их расположение в периодической системе.

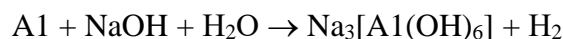
3. Путем сжигания серы получено 32 г оксида серы (IV), причем выделилась теплота, соответствующая 146,3 кДж. Составить термохимическое уравнение этой реакции.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 19

1. Коллоидные растворы. Особенности свойств коллоидных систем (оптические и электрокинетические свойства). Строение мицеллы. Правило Панета – Фаянса.

2. Диссоциация кислот, оснований и солей в воде. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчёт водородного показателя (pH) растворов сильных и слабых кислот и оснований.

3. Методом полуреакций составить уравнение ОВР, указать окислитель и восстановитель. Рассчитать E° и ΔG° химической реакции, сделать вывод о направлении протекания хим. реакции:



ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 20

1. Электрокинетические свойства коллоидных растворов. Строение двойного электрического слоя. Потенциалопределяющие ионы, противоионы.

2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Энергетическая схема протекания химической реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Уравнение Аррениуса. Катализ. Ингибирование.

3. Записать формулы мицелл, образуемых а) при добавлении гидроксида натрия к избыточному количеству раствора сульфата алюминия (III), б) при добавлении сульфата алюминия (III) к избыточному количеству гидроксида натрия.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 21

1. Понятия валентность атомов, валентные электроны, степень окисления атомов. Правила определения степени окисления элементов. Валентность атомов в основном и возбуждённом состояниях.

2. Дисперсные системы и их классификация (в зависимости от соотношения агрегатного состояния дисперсная фаза/дисперсионная среда; размера частиц). Способы получения дисперсных систем.

3. Рассчитать рН раствора, состоящего из 0,1М гидроксида аммония и 0,01М раствора хлорида аммония.

Составитель _____ О.А. Ананьева
(подпись)

« ____ » _____ 2022 г.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

Оценка	Критерии оценки
Отлично 36-40	Студент должен: - продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала; - исчерпывающе, последовательно, грамотно и логически стройно изложить теоретический материал; - правильно формулировать определения; - продемонстрировать умения самостоятельной работы с литературой; - уметь сделать выводы по излагаемому материалу.
Хорошо 30-35	Студент должен: - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала; - продемонстрировать знание основных теоретических понятий; достаточно последовательно, грамотно и логически стройно излагать материал; - продемонстрировать умение ориентироваться в литературе; - уметь сделать достаточно обоснованные выводы по излагаемому материалу.
Удовлетворительно 24-29	Студент должен: - продемонстрировать общее знание изучаемого материала; - показать общее владение понятийным аппаратом дисциплины; - уметь строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - знать основную рекомендуемую программой учебную литературу.
Неудовлетворительно 23 и меньше	Студент демонстрирует: - незнание значительной части программного материала; - не владение понятийным аппаратом дисциплины; - существенные ошибки при изложении учебного материала; - неумение строить ответ в соответствии со структурой излагаемого вопроса; - неумение делать выводы по излагаемому материалу.

в) *Описание шкалы оценивания:* 4х балльная: отлично, хорошо, удовлетворительно, неудовлетворительно. Пересчет шкалы в 100 балльную осуществляется в соответствии с п. 3.4.2. СМК-ПЛ-7.5-06 «Положения о кредитно-модульной системе НИЯУ МИФИ».

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки	14.03.02 Ядерные физика и технологии
образовательная программа	Инновационные ядерные технологии
Дисциплина	Химия

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ К ЗАЧЕТУ

Вариант 1

- Какие из перечисленных веществ являются гидроксидами?
1) HCl ; 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; 3) MnO_2 ; 4) MgOHNO_3 .
- Какие кислоты могут образовывать кислые соли?
1) HCl ; 2) HClO ; 3) H_3PO_4 ; 4) HNO_3 .
- Основные соли – это
1) продукты неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки;
2) продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла;
3) продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла;
4) продукты полного замещения гидроксогрупп основания кислотными остатками.
- NaHSO_3 является:
1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) кислотой.
- $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$ является:
1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) основной солью.
- Кислые соли могут быть получены:
1) основание + кислота (избыток); 2) кислота + основание (избыток); 3) кислая соль + щелочь.
- Молярная концентрация определяется по формуле:
1) $C_M = v / V$; 2) $C_M = V / v$; 3) $C_M = n / V$; 4) $C_M = n / v$.
- Процентная концентрация (ω) представляет собой:
1) $\omega = m_{\text{вещества}} / m_{\text{воды}}$; 2) $\omega = m_{\text{вещества}} / m_{\text{раствора}}$;
3) $\omega = m_{\text{воды}} / m_{\text{вещества}}$.
- Зависимость скорости химической реакции от концентрации определяется:
1) законом эквивалентов; 2) законом действующих масс; 3) правилом Вант-Гоффа.
- В соответствии с правилом Вант-Гоффа, с ростом температуры скорость реакции
1) возрастает; 2) уменьшается; 3) не изменяется.
- Один катализатор снижает энергию активации на 4 кДж, другой – на 10 кДж. Какой эффективнее?
1) 1; 2) 2.
- Процесс диссоциации серной кислоты описывается уравнением:
1) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.
- Константа диссоциации уксусной кислоты выражается соотношением:
1) $K = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$;
2) $K = [\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]$;
3) $K = [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{H}^+]$.

14. Какие из перечисленных кислот являются сильными?
 1) HCl; 2) H₂SO₃; 3) H₃PO₄; 4) CH₃COOH.
15. Какие из перечисленных оснований являются сильными?
 1) Al(OH)₃; 2) NaOH; 3) NH₄OH; 4) Ba(OH)₂.
16. В кислой среде pH имеет значение:
 1) < 7; 2) > 7; 3) = 7.
17. Водородный показатель это:
 1) pH = -lg[H⁺]; 2) pH = -ln[H⁺]; 3) pH = -lg[OH⁻].
18. Гидроксильный показатель это:
 1) pOH = -lg[H⁺]; 2) pOH = -ln[H⁺]; 3) pOH = -lg[OH⁻].
19. Степень диссоциации (α) для слабых электролитов равна:
 α = 1; 2) α ≥ 1; 3) α < 1.
20. При увеличении концентрации уксусной кислоты в 100 раз степень диссоциации
 1) увеличится в 10 раз; 2) уменьшится в 10 раз; 3) увеличится в 100 раз; 4) уменьшится в 100 раз.
21. pH раствора равен 3. Концентрация ионов OH⁻ в этом растворе равна:
 1) 11 M; 2) 10⁻³ M; 3) 3M; 4) 10⁻¹¹M.
22. Константа диссоциации воды определяется уравнением:
 K = [H⁺]·[H₂O] / [OH⁻]; 2) K = [H⁺]·[OH⁻] / [H₂O]; 3) K = [H₂O] / [H⁺]·[OH⁻].
23. Сколько мл 0,1M раствора кислоты потребуется для нейтрализации 10 мл 0,05 M раствора NaOH?
 1) 10 мл; 2) 20 мл; 3) 5мл; 4) 25мл.
24. 50 г Na₂SO₄ добавили к 500 г воды. Массовая доля получившегося раствора равна:
 1) 0,1; 2) 0,09; 3) 0,5; 4) 0,15.
25. В 400 г раствора содержится 40 г KCl. Массовая доля раствора равна:
 9%; 2) 10%; 3) 4%; 4) 12%.
26. Закон действующих масс для реакции A+B → C+D:
 1) K_c = [A]·[B] / [C]·[D]; 2) v = k · [A]·[B];
 3) v = k · [C]·[D]; 4) K_c = [C]·[D] / [A]·[B].
27. При увеличении температуры на 20⁰ C скорость реакции выросла в 9 раз. Температурный коэффициент равен:
 1) 4,5; 2) 3; 3) 2; 4) 0,5.
28. Как изменится скорость реакции при снижении температуры на 20⁰ C? Температурный коэффициент равен 2:
 1) увеличится в 2 раза; 2) уменьшится в 4 раза; 3) уменьшится в 2 раза.
29. Как изменится скорость химической реакции A + 2B → C, если концентрацию вещества B увеличить в 2 раза?
 1) увеличится в 2 раза; 2) уменьшится в 2 раза; 3) не изменится; 4) увеличится в 4 раза.
30. Увеличение давления в системе 2CO + O₂ ⇌ 2CO₂ сместит равновесие
 1) вправо; 2) влево; 3) не сместит

Вариант 2

1. Какие из перечисленных веществ являются кислотами?
 1) HCl; 2) Fe(OH)₃; 3) NaNH₂; 4) H₂Se; 5) H₂SeO₃; 6) NH₃.
2. Какие основания могут образовывать основные соли?
 1) NH₄OH;
 2) KOH;
 3) Fe(OH)₃;
 4) CsOH.
3. Кислые соли – это
 1) продукты неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки;
 2) продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла;
 3) продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла;
 4) продукты полного замещения гидроксогрупп основания кислотными остатками.
4. Ca(H₂PO₄)₂ является:

- 1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) кислотой.
5. CoOHNO_3 является:
- 1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) основной солью.
6. Средние соли могут быть получены:
- 1) основание + кислота (избыток); 2) кислота + основание (избыток); 3) кислая соль + щелочь.
7. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота:
- 1) N_2O_5 ; 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 3) CaO ; 4) AgNO_3 ; 5) H_3PO_4 ; 6) H_2SO_4
8. Зависимость скорости химической реакции от концентрации определяется:
- 1) законом эквивалентов; 2) законом действующих масс; 3) правилом Вант-Гоффа; 4) уравнением Аррениуса.
9. Закон действующих масс для реакции $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$:
- 1) $K_c = \frac{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}$; 2) $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$; 3) $v = k \cdot [\text{C}] \cdot [\text{D}]$; 4) $K_c = \frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]^2}$.
8. В соответствии с правилом Вант-Гоффа, с ростом температуры скорость реакции
- 1) не изменяется; 2) уменьшается; 3) возрастает.
11. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора:
- 1) уменьшением энергии активации; 2) возрастанием числа столкновений;
12. Степень диссоциации (α) для слабых электролитов равна:
- 1) $\alpha = 1$; 2) $\alpha \geq 1$; 3) $\alpha < 1$.
13. Процесс диссоциации ортофосфорной кислоты описывается уравнением:
- 1) $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$; 2) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
14. Константа диссоциации плавиковой кислоты выражается соотношением:
- 1) $K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$; 2) $K = \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}^+]}$; 3) $K = \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}] \cdot [\text{H}^+]}$.
15. Какие из перечисленных кислот являются слабыми?
- 1) HCl ; 2) H_2SO_4 ; 3) HClO_4 ; 4) CH_3COOH .
16. Какие из перечисленных оснований являются сильными?
- 1) $\text{Si}(\text{OH})_2$; 2) KOH ; 3) NH_4OH ; 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
17. В щелочной среде pH имеет значение:
- 1) < 7 ; 2) > 7 ; 3) $= 7$.
18. Водородный показатель это:
- 1) $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$; 2) $\text{pH} = -\ln[\text{H}^+]$; 3) $\text{pH} = -\lg[\text{OH}^-]$.
19. Гидроксильный показатель это:
- 1) $\text{pOH} = -\lg[\text{H}^+]$; 2) $\text{pH} = -\ln[\text{H}^+]$; 3) $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$.
20. Понижение давления в системе $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ сместит равновесие
- 1) вправо; 2) влево; 3) не сместит.
21. pH раствора равен 9. Концентрация ионов OH^- в этом растворе равна:
- 1) 11 M; 2) 10^{-5} M; 3) 5M; 4) 5^{-10} M.
22. Константа диссоциации воды определяется уравнением:
- 1) $K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{OH}^-]}$; 2) $K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$; 3) $K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}$.
23. Диссоциация воды может быть выражена уравнением:
- 1) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$; 2) $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$; 3) $\text{H}_2\text{O} \leftarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$
24. Сколько мл 0,1M раствора кислоты потребуется для нейтрализации 10 мл 0,1 M раствора KOH ?
- 1) 10 мл; 2) 20 мл; 3) 5мл; 4) зависит от фактора эквивалентности кислоты.
25. 10 г Na_2CO_3 добавили к 100 г воды. Массовая доля получившегося раствора равна:
- 1) 0,1; 2) 0,09; 3) 0,5; 4) 0,15.
26. В 40 г раствора содержится 4 г CaCl_2 . Массовая доля раствора равна:
- а. 9%; 2) 10%; 3) 40%; 4) 12%.
27. При увеличении температуры на 20°C скорость реакции выросла в 9 раз. Температурный коэффициент равен:
- 1) 4,5; 2) 3; 3) 2; 4) 0,5.
28. Как изменится скорость реакции при снижении температуры на 20°C ? Температурный коэффициент равен 2:
- 1) увеличится в 2 раза; 2) уменьшится в 4 раза; 3) уменьшится в 2 раза.

29. Как изменится скорость химической реакции $A + 2B \rightarrow C$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза?
1) увеличится в 2 раза; 2) уменьшится в 2 раза; 3) не изменится; 4) увеличится в 4 раза.
30. При увеличении концентрации уксусной кислоты в 100 раз степень диссоциации
1) увеличится в 10 раз; 2) уменьшится в 10 раз; 3) увеличится в 100 раз; 4) уменьшится в 100 раз.

Вариант 3

- Какие из перечисленных веществ являются кислотами?
1) HCl ; 2) $Fe(OH)_3$; 3) $NaNH$; 4) $MgOHNO_3$; 5) $HClO$; 6) NH_3 .
- Соль $NaHS$ называется:
1) гидросульфат натрия; 2) гидрокосульфат натрия; 3) гидросульфид натрия.
- Указать кислотные оксиды:
1) SO_3 ; 2) CaO ; 3) NO ; 4) CO_2 ; 5) MgO .
- Какие из перечисленных соединений относятся к оксидам:
1) NO_2 ; 2) MnO_2 ; 3) K_2O_2 .
- $Co(HSO_4)_2$ является:
1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) основной солью.
- Кислые соли могут быть получены:
1) основание + кислота (избыток); 2) кислота + основание (избыток); 3) кислая соль + щелочь.
- Какие из перечисленных ниже кислот образуют кислые соли:
1) HI ; 2) H_2Se ; 3) H_2SeO_3 ; 4) CH_3COOH .
- $(CuOH)CO_3$ является:
1) основанием; 2) средней солью; 3) кислой солью; 4) основной солью.
- Молярная концентрация рассчитывается по формуле:
1) $C_m = m/(V_{p-ра} \cdot M)$; 2) $C_m = m/V_{p-ра} \cdot M$; 3) $C_m = v/V_{p-ра}$.
- Закон действующих масс для реакции $2A+B \rightarrow C+D$:
1) $K_c = [A]^2 [B] / [C] [D]$; 2) $v = k [A]^2 [B]$; 3) $v = k [C] [D]$; 4) $K_c = [C] [D] / [A]^2 [B]$.
- Ангидридом какой кислоты является P_2O_5 (какая кислота соответствует данному оксиду):
1) фосфористой; 2) дифосфорной; 3) ортофосфорной.
- Какие из перечисленных кислот являются сильными?
1) $HClO$; 2) H_2SO_4 ; 3) H_3PO_4 ; 4) CH_3COOH .
- В 0,02 М растворе одноосновной кислоты $pH=6$. Какое утверждение о силе этой кислоты правильно: 1) кислота сильная 2) кислота слабая.
- В щелочной среде pH 1) < 7 ; 2) > 7 ; 3) $= 7$.
- Концентрация ионов водорода в растворе равна 10^{-4} . pH данного раствора равен:
1) 4; 2) -4; 3) 10.
- Определить pH 0,01 М раствора HCl :
1) 14; 2) 12; 3) 2.
- Ионное произведение воды это:
1) $K_w = [H^+][OH^-] / [H_2O]$; 2) $K_w = [H^+][OH^-]$; 3) $K_w = [H_2O] / [H^+][OH^-]$.
- Определить pH 0,1 М раствора $NaOH$:
1) 11; 2) 13; 3) 3.
- Водородный показатель это:
1) $pH = -\lg[H^+]$; 2) $pH = -\ln[H^+]$; 3) $pH = -\lg[OH^-]$.
- Определить pH 0,01 М раствора NH_4OH ($K_d = 1,75 \times 10^{-5}$):
1) 14; 2) 12; 3) 2; 4) 11.
- Масса 22,4 л газа O_2 (объем измерен при н.у.):
1) 16 г; 2) 32 г; 3) 24 г.
- Сколько грамм KOH содержится в 1 л 1М раствора KOH ?
1) 46 г; 2) 50 г; 3) 56 г; 4) 112 г.
- В 1 л раствора содержится 20 г $NaOH$, молярная концентрация данного раствора:
1) 1 М; 2) 0,5М; 3) 2 М.
- В 100 г воды растворили 25 г KCl . Массовая доля KCl в растворе равна:

- 1) 9%; 2) 20%; 3) 4%; 4) 12%.
25. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза: 1) уменьшится в 4 раза; 2) уменьшится в 8 раз; 3) возрастет в 4 раза
г) возрастет в 8 раз.
26. Как изменится скорость реакции при снижении температуры на 20°C ? Температурный коэффициент равен 3:
1) увеличится в 3 раза; 2) уменьшится в 9 раз; 3) уменьшится в 27 раз.
27. Как изменится скорость химической реакции $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$, если концентрацию вещества В увеличить в 4 раза?
1) увеличится в 4 раза; 2) уменьшится в 4 раза; 3) не изменится; 4) увеличится в 16 раз.
28. В каком направлении сместится равновесие при понижении температуры
 $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$, $\Delta H^\circ = -566 \text{ кДж}$:
1) вправо ; 2) влево.
29. Как повлияет на равновесие повышение давления следующей реакции
 $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$, $\Delta H^\circ = -566 \text{ кДж}$:
1) равновесие сместится вправо ; 2) равновесие сместится влево; 3) не повлияет.
30. Указать, какими изменениями концентраций реагирующих веществ можно сместить вправо равновесие реакции: $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв.}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$:
1) C_{CO_2} ; 2) C_{C} ; 3) C_{CO} .

Вариант 4

1. Какие из перечисленных веществ являются солями?
1) $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$, 2) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, 3) MgOHNO_3 , 4) H_2CrO_4 , 5) H_2S , 6) $\text{Be}(\text{OH})_2$
2. Какие гидроксиды могут образовывать основные соли?
1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 2) KOH , 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, 4) LiOH , 5) NH_4OH .
3. Какие кислоты могут образовывать кислые соли?
 HNO_3 , 2) H_2SO_3 , 3) HF , 4) H_3PO_4 , 5) H_2S .
4. $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)$ является : 1) основанием, 2) средней солью, 3) кислой солью, 4) кислотой, 5) основной солью
5. Какие кислоты соответствуют следующим оксидам
1) SO_2 , 2) P_2O_5 , 3) Cl_2O_5 , 4) N_2O_3 , 5) SO_3 .
А) H_2SO_4 , Б) HNO_2 , В) HClO , Г) H_2SO_3 , Д) HNO_3 , Е) HClO_3 , Ж) H_3PO_4
6. Основная соль образуется:
1) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl}_{\text{недост.}} \rightarrow \dots$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
7. KOH будет реагировать с
1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 2) Na_2SO_4 , 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, 5) Al_2O_3 , 6) P_2O_5
8. H_2SO_4 будет реагировать с
1) SO_3 , 2) BaO , 3) N_2O_5 , 4) Al_2O_3 , 5) Na_2O
9. Массовая доля определяется по формуле:
а) $\omega = m(\text{в-ва}) / m(\text{H}_2\text{O})$; б) $\omega = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра})$; в) $\omega = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ля})$
10. Единицей измерения скорости гомогенной химической реакции:
1) моль/л·с; 2) (кмоль·м³) / ч; 3) (моль·с) / мл; 4) (л·с) / моль
11. Во сколько раз изменится скорость реакции, уравнение которой
 $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$,
если концентрацию $[\text{A}]$ увеличить в 3 раза, а концентрацию $[\text{B}]$ уменьшить в 3 раза
1) уменьшится в 3 раза; 2) увеличится в 9 раз; 3) увеличится в 6 раз; 4) увеличится в 3 раза.
12. Один катализатор снижает энергию активации на 10 кДж, другой – на 30 кДж. Какой эффективнее?
а) 1; б) 2.
13. Какие из перечисленных оснований являются сильными электролитами?
1) KOH , 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 3) NH_4OH , 4) CsOH , 5) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, 6) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
14. pH 0,01 М раствора KOH равен:
а) 2; б) 13; в) 3; г) 12
15. Какие из перечисленных кислот являются сильными?

- 1) CH_3COOH , 2) HClO_4 , 3) H_2S , 4) HF , 5) HBr , 6) HNO_3
16. Концентрация ионов водорода в кислой среде:
1) $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л, 2) $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л, 3) $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль /л
17. pH 0,01 М раствора HClO_4 равен
1) 2; 2) 3; 3) 12; 4) -2; 5) 13
18. Какие из перечисленных веществ являются сильными электролитами:
 H_2S , HF , CaCl_2 , H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, LiOH , NH_4OH , NaHCO_3
19. Можно ли с помощью фенолфталеина отличить кислую среду от нейтральной?
а) можно; б) нельзя
20. Концентрация ионов SO_4^{2-} в 1 М растворе $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равна:
1 моль/л; 2) 3 моль/л; 3) 6 моль/л; 4) 2 моль/л
21. pH раствора равен 3. Концентрация ионов $[\text{OH}^-]$ в этом растворе равна:
11 М; 2) 10^{-3} М; 3) 3М; 4) 10^{-11} М
22. В реагирующей системе, уравнение которой
 $2 \text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}(\text{г}) \leftrightarrow 2 \text{NOCl}(\text{г}) - Q$ равновесие сместится вправо:
1)при повышении давления; 2)при использования катализатора;
3)при понижении температуры; 4)при повышении концентрации NOCl .
23. Какое из воздействий не может повлиять на положение равновесия в обратимой реакции?
1)изменение температуры; 2)изменение концентрации реагирующих веществ;
3)изменение давления; 4)внесение катализатора.
24. При увеличении концентрации сернистой кислоты в 100 раз степень диссоциации
1) увеличится в10 раз, 2) уменьшится в 10 раз, 3) увеличится в100 раз, 4) уменьшится в 100 раз,
5) не изменится.
25. pH раствора равен 2. Концентрация ионов $[\text{H}^+]$ в этом растворе равна:
1) 12 моль/л; 2) 10^{-2} моль/л; 3) 2 моль/л; 4) 10^{-12} моль/л
26. 30 г NaCl добавили к 300 г воды. Массовая доля получившегося раствора равна:
1) 0,09; 2) 1; 3) 0,5.
- 27 В 100 г раствора содержится 10 г K_2CO_3 . Массовая доля раствора равна:
5%, 2) 10%, 3) 1%.
27. ри увеличении температуры на 30°C скорость реакции выросла в 27 раз.
Температурный коэффициент равен:4,5; 2) 3; 3) 2.
29. Во сколько раз изменится скорость реакции, уравнение которой
 $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{SO}_3$,
при повышении давления в системе в 3 раза?
1) увеличится в 9 раз, 2)увеличится в 6 раз, 3)увеличится в 27 раз, 4)увеличится в 18 раз.
29. Как изменится скорость реакции при увеличении температуры на 30°C ? Температурный коэффициент равен 3.
увеличится в 3 раза, 2)уменьшится в 9 раз, 3) увеличится в 9 раз, 4)увеличится в 27 раз.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

Оценка	Критерии оценки
Отлично 36-40	Студент должен правильно ответить на 27-40 вопросов
Хорошо 30-35	Студент должен правильно ответить на 26-23 вопроса
Удовлетворительно 24-29	Студент должен правильно ответить на 22-18 вопросов
Неудовлетворительно 23 и меньше	Студент правильно ответил менее, чем на 18 вопросов

в) Описание шкалы оценивания: 4х балльная: отлично, хорошо, удовлетворительно, неудовлетворительно. Пересчет шкалы в 100 балльную осуществляется в соответствии соответствует п. 3.4.2. СМК-ПЛ-7.5-06 «Положения о кредитно-модульной системе НИЯУ МИФИ».

4.2 Контрольные работы

Оценочное средство № 3.1

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки	14.03.02 Ядерные физика и технологии
образовательная программа	Инновационные ядерные технологии
Дисциплина	Химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Основные понятия в химии. Концентрации».

Вариант 1

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$.
2. Как доказать амфотерность $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Привести уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2$.
4. Выразить в процентах концентрацию раствора, содержащего в 250 г воды 50 г глюкозы.
5. Сколько граммов CuSO_4 содержится в 10 мл 0,2 М раствора?
6. Раствор H_2SO_4 содержит 49 г H_2SO_4 в 1 литре. Рассчитать молярность этого раствора.
7. Найти молярность и нормальность 15 % - раствора H_2SO_4 (плотность 1,1 г/мл).
8. Какой объем 6,0 М раствора HCl надо взять для приготовления 25 мл 2,5 н раствора HCl ?

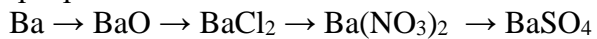
Вариант 2

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
2. Как доказать амфотерность $\text{Al}(\text{OH})_3$. Привести уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
4. Вычислить процентное содержание раствора, содержащего: 60 г AgNO_3 в 750 г воды.
5. Сколько граммов BaCl_2 содержится в 25 мл 0,5 н раствора?
6. Рассчитать S_m и S_n раствора H_2SO_4 с массовой долей 20 %. Плотность раствора 1,15 г/мл.
7. Сколько миллилитров 0,5 н раствора H_2SO_4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора?
8. Сколько миллилитров 10 %- раствора карбоната натрия, плотность которого 1,105 г/мл, надо прибавить к 1 л 2 %- раствора, плотность которого 1,020 г/мл, чтобы получить 3 %- раствор?

Вариант 3

1. Напишите уравнение получения нерастворимого основания $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
2. Как доказать амфотерность $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Привести уравнения соответствующих реакций.
3. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные

превращения:



4. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 50 г 3 % -раствора хлорида натрия?
5. Вычислить молярную и нормальную концентрацию раствора сульфата калия, в 20 мл которого содержится 1,74 г растворенного вещества.
6. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25 М раствора?
7. Рассчитать См раствора с массовой долей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 20 % и плотностью 1,23г/см³.
8. Какой объем 0,1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н раствора?

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

За каждое задание - по 2 балла, за первое задание 1 балл. Если задание сделано частично ставится дробные баллы. Суммарный балл – 15.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки	14.03.02 Ядерные физика и технологии
образовательная программа	Инновационные ядерные технологии
Дисциплина	Химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Химическая кинетика», «Химическое равновесие».

Вариант №1

1. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию Cl_2 - от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
2. При 20°C реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет протекать эта реакция при 50°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если в результате использования катализатора удалось уменьшить энергию активации на 4 кДж/моль?
4. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightarrow 2\text{C}(\text{г})$ при уменьшении давления всех веществ в системе в 3 раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент реакции равен 2.
5. Реакция между газообразными веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации веществ составляют $C_0(\text{A}) = 0,05$ моль/л и $C_0(\text{B}) = 0,05$ моль/л. По истечении некоторого времени концентрация веществ уменьшилась вдвое. Определить, как необходимо изменить температуру, чтобы скорость реакции стала равной первоначальной скорости, если а) температурный коэффициент реакции равен 2, б) энергия активации равна 70 кДж, температура протекания реакции – 27°C?

Вариант №2

1. Реакция между оксидом углерода (II) и хлором протекает по уравнению $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$. Как изменится скорость реакции при увеличении а) концентрации CO в 2 раза; б) концентрации Cl_2 в 2 раза; в) концентрации обоих веществ в 2 раза?
2. При температуре 30°C реакция протекает за 25 минут, а при 50°C за 4 минуты. Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции.
3. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации составляют $C_0(\text{A}) = 0,03$ моль/л, $C_0(\text{B}) = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация образовавшегося вещества С станет равна 0,01 моль/л.
4. Энергия активации реакции $\text{O}_3(\text{г}) + \text{NO}(\text{г}) \rightarrow \text{O}_2(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г})$ равна 40 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37°C?

1. Один катализатор снижает энергию активации при 300 К на 20 кДж/моль, а другой - на 40 кДж/моль. Какой катализатор эффективнее? Ответ обосновать расчетом отношения скоростей реакций при использовании того или иного катализатора.

Вариант №3

1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

2. При температуре 20°C реакция протекает за 25 минут, а при 40°C за 4 минуты. Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции.

3. При 20°C скорость химической реакции равна 0,04 моль/(л*с). Рассчитать скорость этой реакции при 70°C, если известно, что энергия активации равна 70 кДж/моль.

4. Реакция между газообразными веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации веществ составляют $C_0(\text{A}) = 0,05$ моль/л и $C_0(\text{B}) = 0,05$ моль/л. По истечении некоторого времени концентрация веществ уменьшилась вдвое. Определить, как необходимо изменить температуру, чтобы скорость реакции стала равной первоначальной скорости, если температурный коэффициент реакции равен 2.

5. Каково значение энергии активации реакции, скорость которой при 300 К в 10 раз больше, чем при 280 К.

Вариант №4

1. Реакция между оксидом углерода (II) и хлором протекает по уравнению $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$. Как изменится скорость реакции при увеличении а) концентрации CO в 2 раза; б) концентрации Cl_2 в 2 раза; в) концентрации обоих веществ в 2 раза?

2. Скорость реакции при 0°C равна 1 моль/л*с. Вычислить скорость этой реакции при 30°C, если температурный коэффициент скорости равен 3.

3. Реакция проходит в газовой фазе. В реакции участвуют два вещества А и В. Известно, что при увеличении концентрации компонента А в 2 раза скорость возросла в 2 раза, а при увеличении концентрации компонента В в 2 раза скорость увеличилась в 4 раза. Составить уравнение протекающей реакции. Как изменится скорость реакции при увеличении общего давления в 3 раза?

4. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightarrow 2\text{C}(\text{г})$ при уменьшении давления всех веществ в системе в 3 раза и одновременном понижении температуры системы на 30°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

5. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 К до 400 К, если температурный коэффициент 2? Чему равна энергия активации этой реакции?

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание - 1, 2 задание - 2, 3 задание - 1, 4 задание - 2, 5 задание - 2. Если задание сделано частично ставятся дробные баллы. Суммарный балл – 8.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки	14.03.02 Ядерные физика и технологии
образовательная программа	Инновационные ядерные технологии
Дисциплина	Химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Электролитическая диссоциация».

Вариант 1

1. Насыщенный раствор BaCrO_4 содержит $1,5 \cdot 10^{-5}$ моля Ba^{2+} в 1л раствора. Вычислить Pr BaCrO_4 .
2. Произведение растворимости AgBr равно $4,0 \cdot 10^{-13}$. Вычислить концентрацию ионов Ag^+ в насыщенном растворе AgBr .
3. Написать в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:
а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \dots$ б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
в) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$ г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$ д) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaJ} \rightarrow \dots$
4. Для 0,2 М раствора некоторой кислоты $\text{pH} = 3$. Найти константу диссоциации этой кислоты.
5. Рассчитать pH 0,3% раствора HClO_4 (плотность раствора 1,002г/мл).

Вариант 2

1. Исходя из произведения растворимости CaCO_3 , найти массу CaCO_3 , содержащуюся в 100мл его насыщенного раствора. $\text{PP}(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$.
2. Растворимость $\text{Ba}(\text{JO}_3)_2$ равна $2,8 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить PP .
3. Написать в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:
а) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_2 \rightarrow \dots$ б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$ в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
г) $\text{SrSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$ д) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$
4. Вычислить концентрацию нитрат-ионов в 0,02М растворе $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
5. Вычислить степень диссоциации и pH в 0,01М растворе HClO .

Вариант 3

1. Растворимость Ag_2SO_4 равна $2,68 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислить Pr .
2. Произведение растворимости PbCO_3 равно $1,5 \cdot 10^{-13}$. Вычислить массу ионов Pb^{2+} , содержащихся в 1 л насыщенного раствора PbCO_3 , выразив ее в миллиграммах.
3. Составить по три молекулярных уравнения к каждому из молекулярно-ионных уравнений:
а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ б) $\text{HClO} + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
г) $\text{HCN} + \text{KOH} \rightarrow \dots$ д) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
4. Вычислить pH 0,2% раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (плотность раствора 1,002г/мл).
5. Рассчитать концентрацию HClO , при которой ее степень диссоциации равна 0,2%. Вычислить pH такого раствора.

Вариант 4

1. $\text{Pr}(\text{PbJ}_2)$ при 15°C равно $8,7 \cdot 10^{-9}$. Вычислить концентрацию ионов Pb^{2+} и J^- в насыщенном растворе PbJ_2 .

2. Растворимость BaCO_3 равна $8,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить ПР BaCO_3 .
3. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:
- а) $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ б) $\text{HCOONa} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
в) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$ г) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$ д) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
4. Какую массу KOH надо растворить в 1л воды, чтобы pH полученного раствора стал равен 12.
5. Степень диссоциации HBrO в растворе и pH раствора соответственно равны 0,04% и 5,3. Определить концентрацию раствора кислоты и константу ее диссоциации.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание - 1, 2 задание - 1, 3 задание - 1, 4 задание - 2, 5 задание - 2. Если задание сделано частично ставится дробные баллы. Суммарный балл – 7.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки 14.03.02 Ядерные физика и технологии

образовательная программа Инновационные ядерные технологии

Дисциплина Химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Гидролиз солей», «Окислительно-восстановительные процессы».

Контрольная работа 1.

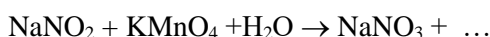
1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

Перманганат калия, сероводород, пероксид водорода, бромная вода, нитрит калия.

NO_3^- , SO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, MnO_4^{2-} , BrO_3^- .

2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



4. Рассчитать pH 0,01 М раствора фторида натрия ($K_d(\text{HF})=10^{-4}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: карбоната натрия, хлорида меди (II).

Контрольная работа 2.

1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

Манганат натрия, азотная кислота, хромат натрия, оксид свинца (IV), сульфит калия.

MoO_4^{2-} , NO_2^- , $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, MnO_4^- , BrO^- .

2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



4. Рассчитать pH 0,1 М раствора хлорида аммония ($K_d=10^{-5}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: карбоната калия, хлорида олова(II).

Контрольная работа 3.

1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

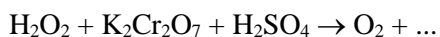
Манганат натрия, азотная кислота, хромат натрия, оксид свинца (IV), сульфит калия.

NO_3^- , SO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, MnO_4^{2-} , BrO_3^-

2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только

восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



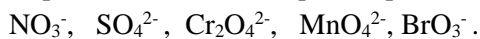
4. Рассчитать pH 0,01 М раствора нитрита калия ($K_d=10^{-4}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: сульфита калия, нитрата кобальта (II).

Контрольная работа 4.

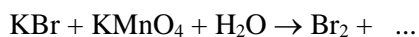
1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

Перманганат калия, сероводород, пероксид водорода, бромная вода, нитрит калия.



2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



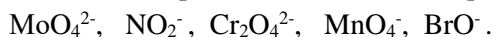
4. Рассчитать pH 0,001 М раствора иодида аммония ($K_d=10^{-5}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: сульфида натрия, хлорида никеля (II).

Контрольная работа 5.

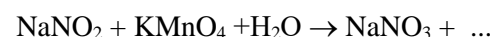
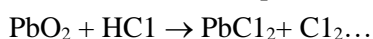
1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

Манганат натрия, азотная кислота, хромат натрия, оксид свинца (IV), сульфит калия.



2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



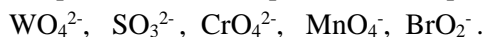
4. Рассчитать pH 0,1 М раствора фторида калия ($K_d=10^{-4}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: фосфата натрия, хлорида магния (II).

Контрольная работа 6.

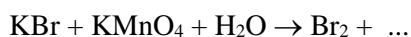
1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

Гидроксид цинка, перманганат натрия, нитрат кальция, иодоводород, сульфат железа (III).



2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



4. Рассчитать pH 0,1 М раствора хлорида аммония ($K_d=10^{-5}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: сульфита калия, нитрата алюминия.

Контрольная работа 7.

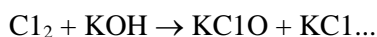
1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

Манганат натрия, азотная кислота, хромат натрия, оксид свинца (IV), сульфит калия.

NO_3^- , SO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, MnO_4^{2-} , BrO_3^-

2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



4. Рассчитать pH 0,01 М раствора нитрита калия ($K_d=10^{-4}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: карбоната натрия, хлорида олова(II).

Контрольная работа 8.

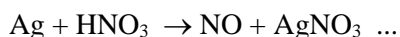
1. Определите степени окисления элементов в следующих веществах и ионах:

Манганат натрия, азотная кислота, хромат натрия, оксид свинца (IV), сульфит калия.

NO_3^- , SO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, MnO_4^{2-} , BrO_3^-

2. Привести примеры (не менее пяти) веществ, которые: а) могут быть только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями и восстановителями.

3. Пользуясь методом полуреакций, подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах:



4. Рассчитать pH 0,01 М раствора ацетата калия ($K_d=10^{-5}$).

5. Написать уравнения гидролиза солей: сульфида натрия, хлорида никеля (II).

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание - 1, 2 задание - 1, 3 задание - 3, 4 задание - 2, 5 задание - 1. Если задание сделано частично ставятся дробные баллы. Суммарный балл – 8.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки 14.03.02 Ядерные физика и технологии

образовательная программа Инновационные ядерные технологии

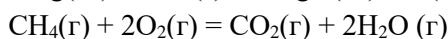
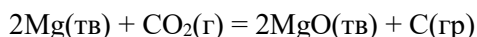
Дисциплина Химия

Комплект заданий для контрольной работы

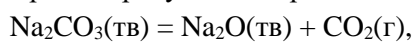
Тема: «Химическая термодинамика»

Контрольная работа 1.

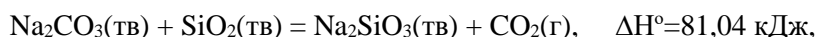
Вычислить ΔH°_{298} реакций и фазовых переходов, воспользовавшись справочными данными о ΔH°_{f298} веществ.



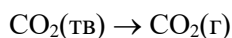
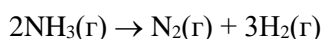
2. Вычислить количество теплоты, которое потребуется для разложения 10 кг карбоната натрия



если известно, что



3. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:



4. Можно ли получить при стандартных условиях пероксид водорода по реакции $2\text{H}_2\text{O(ж)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж})$?

5. В каком из следующих случаев возможно протекание реакции при любых температурах: а). $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$; б). $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$; в). $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$?

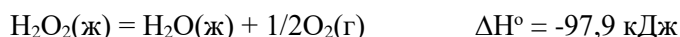
6. Рассчитать энергию Гиббса и определить направление протекания реакция $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ при 700 К из стандартного состояния, если константа равновесия реакции при этой температуре равна $K = 1,0685 \cdot 10^{-4}$.

Контрольная работа 2.

1. Вычислить ΔH°_{298} реакций и фазовых переходов, воспользовавшись справочными данными о ΔH°_{f298} веществ.



2. Исходя из теплоты образования $\text{H}_2\text{O(ж)}$ и теплового эффекта реакции

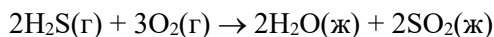
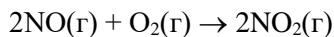


вычислить теплоту образования $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж})$.

3. При взаимодействии 4,2 г железа с серой выделилось 7,15 кДж тепла. Составить термическое

уравнение реакции $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$.

4. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:

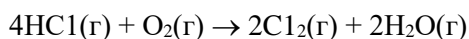


5. Пользуясь справочными данными, вычислить значение константы равновесия реакции образования $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ из $\text{H}_2(\text{г})$ и $\text{O}_2(\text{г})$ при стандартной температуре.

6. Благоприятствует ли протеканию реакции $\text{C}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ повышение температуры? Постарайтесь сначала ответить на этот вопрос не прибегая к вычислениям, затем подтвердите ваши предположения необходимыми расчетами.

Контрольная работа 3.

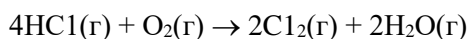
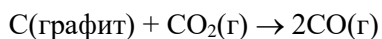
1. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:



2. Определить стандартную теплоту образования сероуглерода CS_2 , если известно, что для реакции $\text{CS}_2(\text{ж}) + 3\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$ $\Delta H^\circ = -1075$ кДж. Для решения использовать справочные данные.

3. При сгорании 9,3 г фосфора до оксида фосфора (V) выделяется 229,5 кДж теплоты. Рассчитать $\Delta H^\circ_{\text{f}298}(\text{P}_2\text{O}_5)$.

4. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:



5. Возможно ли при стандартных условиях горения Ca в атмосфере оксида углерода (II) по реакции $\text{Ca}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г}) \rightarrow \text{CaO}(\text{тв}) + \text{C}(\text{тв})$? Ответ подтвердить расчетом.

6. Определить стандартную энергию Гиббса химической реакции при 500 К, если при этой температуре константа равновесия $K = 10^7$.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание - 1, 2 задание - 1, 3 задание - 1, 4 задание - 1, 5 задание - 2, 6 задание - 1. Если задание сделано частично ставится дробные баллы. Суммарный балл - 7.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
 ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
 «Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
 филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
 «Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки 14.03.02 Ядерные физика и технологии

образовательная программа Инновационные ядерные технологии

Дисциплина Химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Комплексные соединения»

Варианты 1 и 2

1. Для данного комплексного соединения

- 1) определить структуру (комплексный ион, лиганды, внешнюю сферу);
- 2) определить типы химической связи между атомами и частицами;
- 3) написать уравнения первичной диссоциации;
- 4) написать уравнение вторичной диссоциации;
- 5) написать выражение для константы равновесия вторичной диссоциации (Кн);
- 6) дать рациональное название.

№ варианта	Формула комплексного соединения
1	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Cl}$
2	$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$

2. 1) Записать уравнение реакции образования комплексного иона в ионно-молекулярном виде, используя приближенное правило определения координационного числа. Дать рациональное название комплексному иону.

№ варианта	Уравнение реакции получения комплексного иона
1	$\text{Be}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$
2	$\text{Zn}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$

2) Данное комплексное соединение, записанное в нестандартной форме, представить в стандартной форме, используя указанное координационное число. Описать его структуру (комплексообразователь, лиганды и т.д.), дать рациональное название.

№	Комплексное соединение	КЧ	Примечание
1	$\text{KPt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5$	6	
2	$\text{PdCl}_2(\text{NH}_3)_3$	4	

3. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения

№ варианта	Исходные вещества (второе исходное вещество в избытке)	КЧ
1	$\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaOH} \rightarrow$	6
2	$\text{AgBr} \downarrow + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow$	2

4. Составить уравнения реакций обмена в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Используя справочные значения K_n и P_r , определить направление реакции. (Под индексом 1 - исходные вещества, под индексом 2 – продукты реакции)

Примечание: в процессе реакции происходит замена лигандов или комплексообразователя или образование малорастворимого вещества (\downarrow).

№	Исходные вещества	Примечание	
1	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{NiCl}_2$	Замена комплексообразователя и образование осадка	$P_r = 10^{-8}$ $K_{n1} = 10^{-5}$ $K_{n2} = 10^{-7}$
2	$\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4] + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	Замена комплексообразователя	$K_{n1} = 10^{-8}$ $K_{n2} = 10^{-11}$

5. 1. Константа нестойкости иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ составляет $7,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М- растворе $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащем в избытке 0,1 моля KCN в литре раствора.

2. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05 М- растворе $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, содержащем, кроме того, 0,01 моля KCN в литре раствора.

Варианты 3 и 4

1. Для данного комплексного соединения

- 1) определить структуру (комплексный ион, лиганды, внешнюю сферу);
- 2) определить типы химической связи между атомами и частицами;
- 3) написать уравнения первичной диссоциации;
- 4) написать уравнение вторичной диссоциации;
- 5) написать выражение для константы равновесия вторичной диссоциации (K_n);
- б) дать рациональное название.

№ варианта	Формула комплексного соединения
3	$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
4	$\text{Ba}[\text{Cr}(\text{SCN})_4(\text{NH}_3)_2]_2$

2. 1). Записать уравнение реакции образования комплексного иона в ионно-молекулярном виде, используя приближенное правило определения координационного числа. Дать рациональное название комплексному иону.

№ варианта	Уравнение реакции получения комплексного иона
3	$\text{Be}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$
4	$\text{Zn}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$

2). Данное комплексное соединение, записанное в нестандартной форме, представить в стандартной форме, используя указанное координационное число. Описать его структуру (комплексообразователь, лиганды и т.д.), дать рациональное название.

№	Комплексное соединение	КЧ	Примечание
3	$\text{CoCl}(\text{SO}_4) \cdot 5 \text{NH}_3$	6	С раствором BaCl_2 образуется осадок
4	$\text{CoNa}_3(\text{CN})_6$	6	

3. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения

№ варианта	Исходные вещества (второе исходное вещество в избытке)	КЧ
3	$\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaOH} \rightarrow$	6
4	$\text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$	4

4. Составить уравнения реакций обмена в ионно-молекулярном и молекулярном виде. Используя справочные значения $K_{н}$ и $Пр$, определить направление реакции. (Под индексом 1 - исходные вещества, под индексом 2 – продукты реакции). Примечание: в процессе реакции происходит замена лигандов или комплексообразователя или образование малорастворимого вещества (\downarrow).

№	Исходные вещества	Примечание	
3	$Ag(NH_3)_2OH + KJ$	Образование осадка	$K_{н1} = 10^{-5}$ $ПР = 10^{-8}$
4	$K[Ag(CN)_2] + NH_3$	Замена лигандов	$K_{н1} = 10^{-10}$ $K_{н2} = 10^{-5}$

5. 3. Какова концентрация ионов серебра в 0,05 М- растворе $K_2[Ag(CN)_3]$, содержащем, кроме того, 0,05 моля

KCN ? Константа нестойкости иона $[Ag(CN)_3]^{2-}$ составляет $2,8 \cdot 10^{-21}$.

4. Константа нестойкости иона $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ составляет $3,5 \cdot 10^{-14}$. Сколько граммов серебра содержится в виде ионов 1 л 0,1М- раствора $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$, содержащем, кроме того, 25 г $Na_2S_2O_3$ в 1л раствора.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание-1, 2 задание - 1, 3 задание -2, 4 задание -2, 5 задание -2. Если задание сделано частично ставится дробные баллы. Суммарный балл – 8.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
Обнинский институт атомной энергетики –
филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»
(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки	14.03.02 Ядерные физика и технологии
образовательная программа	Инновационные ядерные технологии
Дисциплина	Химия

Комплект заданий для контрольной работы

Тема: «Электронное строение атома»

Контрольная работа №1

- 1). Написать электронные формулы атомов с зарядами ядер 30, 35, 81. Для последнего электрона этих атомов указать значения всех квантовых чисел.
- 2). К какому типу элементов (s, p, d, f) они относятся?
- 3). Описать их положение в периодической системе элементов.
- 4). Привести примеры электронных аналогов этих элементов.
- 5). Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $5s^25p^4$;
б) $3d^54s^1$, в) $6s^24f^4$. Определить порядковый номер и название элемента.
- 6) Какие валентности в основном и возбужденном состоянии возможны для элементов с порядковыми номерами 5, 16 и определить высшую и низшую степени окисления для этих элементов.

Контрольная работа №2

- 1). Написать электронные формулы атомов с зарядами ядер 13, 44, 83. Для последнего электрона этих атомов указать значения всех квантовых чисел.
- 2). К какому типу элементов (s, p, d, f) они относятся?
- 3). Описать их положение в периодической системе элементов.
- 4). Привести примеры электронных аналогов этих элементов.
- 5). Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $4s^24p^4$;
б) $5s^1$, в) $6s^25d^4$. Определить порядковый номер и название элемента.
- 6) Какие валентности в основном и возбужденном состоянии возможны для элементов с порядковыми номерами 6, 17 и определить высшую и низшую степени окисления для этих элементов. (2)

Контрольная работа №3

- 1). Написать электронные формулы атомов с зарядами ядер 7, 59, 73. Для последнего электрона этих атомов указать значения всех квантовых чисел.
- 2). К какому типу элементов (s, p, d, f) они относятся?
- 3). Описать их положение в периодической системе элементов.
- 4). Привести примеры электронных аналогов этих элементов.
- 5). Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $3s^23p^2$;
б) $5s^24d^8$, в) $2s^22p^3$. Определить порядковый номер и название элемента.
- 6) Какие валентности в основном и возбужденном состоянии возможны для элементов с порядковыми номерами 15, 12 и определить высшую и низшую степени окисления для этих элементов.

Контрольная работа №4

- 1). Написать электронные формулы атомов с зарядами ядер 17, 63, 24. Для последнего электрона этих атомов указать значения всех квантовых чисел.
- 2). К какому типу элементов (s, p, d, f) они относятся?
- 3). Описать их положение в периодической системе элементов.
- 4). Привести примеры электронных аналогов этих элементов.
- 5). Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $4s^23d^4$;
б) $4s^2$, в) $2s^22p^4$. Определить порядковый номер и название элемента.
- 6) Какие валентности в основном и возбужденном состоянии возможны для элементов с порядковыми номерами 3, 35 и определить высшую и низшую степени окисления для этих элементов.

Контрольная работа №5

- 1). Написать электронные формулы атомов с зарядами ядер 43, 56, 75. Для последнего электрона этих атомов указать значения всех квантовых чисел.
- 2). К какому типу элементов (s, p, d, f) они относятся?
- 3). Описать их положение в периодической системе элементов.
- 4). Привести примеры электронных аналогов этих элементов.
- 5). Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $5s^24d^7$;
б) $4s^24p^5$, в) $6s^24f^{10}$. Определить порядковый номер и название элемента.
- 6) Какие валентности в основном и возбужденном состоянии возможны для элементов с порядковыми номерами 11, 9 и определить высшую и низшую степени окисления для этих элементов.

б) критерии оценивания компетенций (результатов):

по уровню сложности за каждое задание ставится определенное количество баллов;

в) описание шкалы оценивания:

1 задание - 3, 2 задание - 0,5, 3 задание - 0,5, 4 задание - 1, 5 задание - 1, задание 6 - 1. Если задание сделано частично ставятся дробные баллы. Суммарный балл - 7.

4.3 Прием лабораторных работ

Оценочное средство № 4

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Направление подготовки	14.03.02 Ядерные физика и технологии
образовательная программа	Инновационные ядерные технологии
Дисциплина	Химия

Комплект заданий и вопросов для приема лабораторных работ

Вопросы и требования к защите лабораторной работы:

Основные классы неорганических веществ:

1. Оксиды – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
2. Кислоты – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
3. Основания – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
4. Соли – определение, классификация, получение, химические свойства. Обязательно приводить примеры.
5. Оформление отчета и составление выводов.

Химическая кинетика:

1. Определение скорости химической реакции.
2. Гомогенные и гетерогенные реакции.
3. Простые и сложные реакции.
4. Зависимость скорости химической реакции от температуры.
5. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент.
6. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Активированный комплекс.
7. Энергетическая диаграмма химической реакции.
8. Катализ. Катализатор. Механизм катализа.
9. Оформление отчета и составление выводов.

Объемный химический анализ:

1. Массовая доля, молярная концентрация.
2. Решение задач на расчет массовой доли, молярной концентрации растворов.
3. Разбавление растворов. Решение задач.

Водородный показатель:

1. Электролит. Электролитическая диссоциация.
2. Слабые и сильные электролиты. Примеры.
3. Степень и константа диссоциации.
4. Диссоциация кислот, оснований, солей. Примеры.
5. Закон разбавления Освальда.
6. Ионное произведение воды.

7. рН, рОН.
8. Расчет рН растворов сильных и слабых кислот и оснований.
9. Оформление отчета и составление выводов.

Реакции ионного обмена:

1. Написание реакций ионного обмена.
2. Решение задач на ПР и растворимость.
3. Оформление отчета и составление выводов.

Гидролиз солей:

1. Уметь писать уравнения гидролиза различных солей.
2. Рассчитывать рН растворов солей.
3. Писать уравнения гидролиза многоосновных солей.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Окислительно- восстановительные реакции:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными.
2. Окислитель, восстановитель.
3. Уметь расставлять коэффициенты методом ионно-электронного баланса. Уметь рассчитывать эдс и изменение Гиббса.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Химическая термодинамика

1. Термодинамическая система. Типы систем.
2. Термодинамические параметры, функции. Функции состояния
3. Термодинамический процесс. Обратимый, необратимый процесс. Равновесный, неравновесный процесс. Самопроизвольный процесс.
4. Внутренняя энергия.
5. Работа, теплота.
6. Первый закон термодинамики.
7. Энтальпия.
8. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Теплота образования. Теплота сгорания.
9. Задачи на расчет тепловых эффектов химических реакций.
10. Оформление отчета и составление выводов.

Основы электрохимии

1. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный потенциал.
2. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы.
3. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Комплексные соединения

1. Строение комплексных соединений. Классификация комплексных соединений.
2. Химическая связь в комплексных соединениях.
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Диссоциация комплексных соединений.
5. Решение задач.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Коллоидные растворы

1. Какие системы называются дисперсными.
2. Классификация дисперсных систем.

3. Коллоидные растворы. Получение, оптические и электрокинетические свойства.
4. Строение мицеллы.
5. Устойчивость дисперсных систем. Коагуляция.
6. Правила коагуляции.
7. Оформление отчета и составление выводов.

б) Критерии оценивания результатов:

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, знающие правила техники безопасности и разобравшие методику проведения опытов. Защиты лабораторной работы проводится при наличии отчета (с кратким описанием методики проведения опытов, уравнениями реакций, наблюдениями, выводами).

Прием лабораторных работ- собеседование, предусматривающее самостоятельный ответ студента в свободной форме на поставленные вопросы. В качестве вопросов могут использоваться вопросы, входящие, как в план лекционных занятий, так и сформулированные преподавателем дополнительно в соответствии с тематикой лабораторных работ и/или темами, предусмотренными для самостоятельного изучения.

Время приема лабораторной работы – не более 10 мин на работу.

в) Описание шкалы оценивания:

Сумма баллов за все лабораторные работы – 30 баллов (оценивается: допуск к работе, выполнение работы, в том числе составление отчета, защита работы).

Балл 30 – если студент смог продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала, может работать самостоятельно;

Балл 24-29 - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала, при выполнении практических задач необходима небольшая консультация;

Балл 18- 24 продемонстрировать общее знание изучаемого материала, при выполнении практических задач требует основательных консультаций и обязательного присмотра.