Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Максимов Алексей Борисович
Должность: директор департамента по образовательной политике
Дата подписания: 20.11.2023 11:13:46
Уникальный программный ключ:
8db180d1a3f02ac9e60521a5672742735c18b1d6

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета
Урбанистики и городского хозяйства
_____ / Л.А. Марюшин /
“ 28 ” апреля 2022 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
ХИМИЯ

21.05.04 горное дело

Шахтное и подземное строительство

Специалист

Заочная

Москва, 2022 г.

Разработчик Доцент кафедры «ХимБиотех», к.х.н И.В. Артамонова/

1. Цели, задачи и планируемые результаты обучения по дисциплине

Цель дисциплины *состоит в формировании и развитии у обучающихся личностных и профессиональных качеств, позволяющих обеспечить выполнение требований ФГОС ВО с учетом особенностей научно-образовательной школы Университета и актуальных потребностей рынка труда в кадрах с высшим образованием в соответствии с направлением подготовки:*

способности применять знания закономерностей химии при решении профессиональных задач, умения проводить анализ и обработку научно-технической информации на основе теоретических представлений химии; умения проведения стандартных измерений и обработки результатов эксперимента;

К ***основным задачам*** *освоения дисциплины «Химия» следует отнести:*

- подготовка студентов к деятельности в соответствии с квалификационной характеристикой инженера-строителя;

- формирование общетехнических знаний и умений по данному направлению;

- целенаправленное применение базовых знаний в области химии в профессиональной деятельности;

- изучение и развитие практических навыков по вопросам, связанным с применением основных химических законов, закономерностей протекания химических реакций для решения конкретных практических задач в области строительства высотных и большепролетных сооружений.

Планируемые результаты *обучения заключаются формировании у обучающегося необходимого объема знаний в области химии, а также навыков применения этих знаний для решения практических задач.*

Обучение по дисциплине «Химия» направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование компетенций	Индикаторы достижения компетенции
ОПК-1. Способен решать прикладные задачи строительной отрасли, используя теорию и методы фундаментальных наук	ИОПК-1.1 Использует методы математического анализа и моделирования для решения прикладных задач в профессиональной сфере ИОПК-1.2 Умеет использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования теоретических и экспериментальных исследований ИОПК-1.3 Определяет возможные направления химических взаимодействий, константы равновесия химических превращений.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к обязательной части блока Б1 «Дисциплины (модули)» Б1.1.6.4 основной образовательной программы специалитета.

«Химия» взаимосвязана логически, содержательно и методически со следующими дисциплинами и практиками ООП:

В обязательной части (Б1.1.):
- Математический анализ;
- Линейная алгебра;
- Безопасность жизнедеятельности.

3. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 7 зачетных единицы (252 часа).

3.1 Виды учебной работы и трудоемкость
(по формам обучения)

3.1.1. Очная форма обучения

№ п/п	Вид учебной работы	Количество часов	Семестр
1	**Аудиторные занятия**	**24**	**3**
	В том числе:		
1.1	Лекции	12	3
1.2	Семинарские/практические занятия	4	4
1.3	Лабораторные занятия	8	4
2	**Самостоятельная работа**	**238**	**3**
	В том числе:		
2.1	промежуточное тестирование	50	3
2.2	решение расчетных задач по вариантам	100	4
2.3	подготовка к лабораторным работам	88	4
3	**Промежуточная аттестация**		
	Зачет/диф.зачет/экзамен	**экзамен**	4
	Итого	**252**	1

3.2 Тематический план изучения дисциплины

(по формам обучения)

3.2.1. Очная форма обучения

№ п/п	Разделы/темы дисциплины	Трудоемкость, час					
		Всего	Аудиторная работа				Самостоятельная работа
			Лекции	Семинарские/ практические занятия	Лабораторные занятия	Практическая подготовка	
1	**Раздел 1.** Введение. Основные законы и понятия химии						
1.1	Тема 1. Основные стехиометрические законы химии	18	2	3	3		10
1.2	Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов (ПСЭ) Д.И. Менделеева.	18	2	3	3		10
1.3	Тема 3. Химическая связь и строение молекул	18	2	3	3		10
2	**Раздел 2.** Основы химической термодинамики						
2.1	Тема 1. Термохимия	18	2	3	3		10
3	**Раздел 3.** Химическая кинетика и катализ						
3.1	Тема 1. Химическая кинетика и катализ	18	2	3	3		10
4	**Раздел 4.** Растворы						
4.1	Тема 1. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.	18	2	3	3		10
5	**Раздел 5.** Электрохимия						
5.1	Тема 1. Электрохимические процессы	18	2	3	3		10
5.2	Тема 2. Коррозия и защита металлов и сплавов	18	2	3	3		10
	Итого	**252**	**24**	**12**	**4**	**8**	**238**

3.3 Содержание дисциплины

Раздел 1. Введение. Основные законы и понятия химии

Тема 1. Основные стехиометрические законы химии. Закон сохранения материи, закон постоянства состава, закон эквивалентов. Газовые законы. Закон Авогадро. Применение основных законов химии к количественным расчетам по уравнениям реакции.

Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли. Их классификация, номенклатура и химические свойства.

Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Тема 2. Строение атомов. Периодический закон Д.И. Менделеева

Квантово-механическая модель строения атома. Уравнение Планка. Уравнение волны Де Бройля. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера и волновые функции электронов.

Квантовые числа. Главное квантовое число. Энергетические уровни. Основное и возбужденное состояние атома. Орбитальное квантовое число. Энергетические подуровни. Форма атомных орбиталей. Магнитное квантовое число. Атомные орбитали. Ориентация атомных орбиталей в пространстве. Спин электрона. Спиновое квантовое число.

Принцип наименьшей энергии. Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах. Правило Клечковского. Принцип Паули. Максимальное количество электронов на энергетическом уровне, подуровне и атомной орбитали. Правило Хунда. Электронное строение многоэлектронных атомов и ионов. Семейства s-, p-, d- и f- элементов. Их расположение в периодической системе Д.И. Менделеева.

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Периоды и группы. Строение периодической системы и строение электронной оболочки атома. Электронные аналоги. Атомные параметры. Атомные и ионные радиусы. Энергия ионизации (ионизационный потенциал). Сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодичность в изменении атомных параметров и химических свойств элементов.

Тема 3. Химическая связь. Ковалентная связь и ее свойства. Основные характеристики ковалентной связи: энергия (энтальпия) связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Метод валентных связей. Сигма- и пи-связи. Представления о гибридизации атомных орбиталей при описании геометрической конфигурации молекул. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы.

Ионная связь и ее свойства. Металлическая связь. Межмолекулярные взаимодействия. Природа межмолекулярных сил. Силы Ван-дер-Ваальса. Водородная связь.

Раздел 2. Основы химической термодинамики

Внутренняя энергия и энтальпия. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения реакций. Стандартные энтальпии образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. Расчет стандартных тепловых эффектов химических реакций. Второй и третий законы термодинамики. Понятие об энтропии и ее изменении в химических превращениях. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в изобарно-изотермических условиях.

Раздел 3. Химическая кинетика и катализ

Скорость гомогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ. Основной закон химической кинетики (кинетический закон действующих масс). Константа скорости. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Основной закон химической кинетики для гетерогенных реакций.

Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия. Смещение положения равновесия и принцип Ле Шателье - Брауна. Химическое равновесие в гетерогенных системах.

Раздел 4. Растворы

Определение и классификация растворов. Растворение как физико-химический процесс. Сольватация и гидратация. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Растворы электролитов и неэлектролитов.

Закон Рауля. Идеальные растворы. Коллигативные свойства растворов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Активность компонента раствора, коэффициент активности.

Водные растворы электролитов. Количественные характеристики электролитической диссоциации: степень диссоциации, константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации. Особенности воды как растворителя. Водородный показатель среды (pH).

Гидролиз солей. Ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Необратимый гидролиз.

Равновесие «малорастворимый электролит − насыщенный раствор». Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.

Раздел 5. Основы электрохимии

Тема 1. Электрохимические процессы

Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродном потенциале. Гальванический элемент Даниэля-Якоби. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста. Расчет ЭДС гальванического элемента. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Поляризация электродов.

Химические источники тока. Гальванические элементы. Топливные элементы. Аккумуляторы.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Законы Фарадея.

Тема 2. Коррозия и защита металлов и сплавов

Классификация коррозионных процессов. Электрохимическая коррозия. Коррозия с кислородной и водородной деполяризацией. Контактная коррозия. Электрохимическая коррозия малоуглеродистой стали.

Химическая коррозия. Газовая коррозия. Химическая коррозия в жидких неэлектролитах.

Методы защиты от коррозии. Защитная атмосфера. Ингибиторы коррозии. Защитные покрытия: металлические, неметаллические. Электрохимическая защита.

3.4 Тематика семинарских/практических и лабораторных занятий

3.4.1. Лабораторные занятия

Раздел 1. Основные стехиометрические законы химии

Лабораторная работа №1. Техника безопасности при работе в химической лаборатории. Знакомство с лабораторным оборудованием.

Лабораторная работа №2. Расчет длины химической связи

Раздел 2. Основы химической термодинамики

Лабораторная работа №3. Энергетические эффекты химических реакций

Раздел 3. Химическая кинетика и катализ

Лабораторная работа № 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Раздел 4. Растворы

Лабораторная работа №5. Растворы электролитов

Лабораторная работа №6. Окислительно-восстановительные реакции

Тема 5. Основы электрохимии

Лабораторная работа №7. Ряд напряжений металлов и электрохимическая коррозия

Лабораторная работа №8. Электролиз растворов электролитов

3.5 Тематика курсовых проектов (курсовых работ)

Курсовые работы не предусмотрены

4. Учебно-методическое и информационное обеспечение

4.1 Основная литература

1. Мартынова, Т. В. Химия: учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов ; под редакцией Т. В. Мартыновой. — Москва: Издательство Юрайт, 2015. — 393 с. — (Бакалавр. Прикладной курс). — ISBN 978-5-9916-4223-1.

4.2 Дополнительная литература

1. Химия [Электронный ресурс]: учеб. / Л.Н. Блинов [и др.]. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2012. — 480 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/4040. — Загл. с экрана.

2. Белкина, Е.И. Общая и неорганическая химия: учебно-методическое пособие [Электронный ресурс]: учеб.-метод. пособие / Е.И. Белкина, К.П. Чуглова. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: НИУ ИТМО, 2015. — 56 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/91516. — Загл. с экрана.

3. Коношина, С.Н. Малый лабораторный практикум по химии. Для студентов направления подготовки 190600 - "Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов" [Электронный ресурс]: учеб. пособие / С.Н. Коношина, В.А. Пискурева. — Электрон. дан. — Орел: ОрелГАУ, 2014. — 128 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/71384. — Загл. с экрана.

4.3 Электронные образовательные ресурсы

1. Электронные образовательные ресурсы (онлайн-курс), содержащие материал лекций (текст лекций и презентации), видео и описание лабораторных работ, промежуточные

и итоговые тесты по материалам курса доступны для изучения на платформе LMS по ссылке: https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=567

2. Интернет-ресурсы включают учебно-методические материалы в электронном виде, представленные на сайте http://mospolytech.ru/ в разделе «Библиотека» http://lib.mami.ru/lib/ebs

3. Полезные учебно-методические и информационные материалы представлены на сайтах: http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/welcome.html

4.4. ЭОР по данной дисциплине ссылке:
https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=567

5. Материально-техническое обеспечение

- Аудитории и лаборатории кафедры «Химбиотех» оборудованы компьютерной и мультимедийной техникой.
- Для проведения лабораторного практикума на современном уровне при выполнении лабораторных работ предусмотрено использование следующего оборудования:

1. Фотоэлектрический калориметр
2. Аквадистиллятор
3. Аналитические весы
4. Технические весы
5. Электрический полупроводниковый выпрямитель
6. Миллиамперметры
7. Сушильный шкаф
8. Фторопластовые калориметры
9. Термометры
10. Электролизеры
11. pH-метр-иономер
12. Вытяжные шкафы

6. Методические рекомендации

6.1 Методические рекомендации для преподавателя по организации обучения

Методика преподавания дисциплины «Химия» и реализация компетентностного подхода в изложении и восприятии материала предусматривает использование следующих активных и интерактивных форм проведения групповых, индивидуальных, аудиторных и внеаудиторных занятий:

- чтение лекций с использованием интерактивных средств наглядности (презентации, видеофильмы с демонстрацией химического эксперимента);

- выполнение студентами индивидуальных самостоятельных работ и работ лабораторного практикума.

Предусмотрена возможность использования электронного обучения, дистанционных образовательных технологий. Все материалы размещаются в СДО Московского Политеха (https://online.mospolytech.ru).

6.2 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

В процессе обучения используются следующие оценочные формы самостоятельной работы студентов, оценочные средства текущего контроля успеваемости и промежуточных аттестаций:

1) контрольные вопросы,
2) индивидуальные задания,
3) подготовка и защита лабораторных работ,
4) тестовые задания в системе LMS.

Для завершения работы в семестре студент должен выполнить все лабораторные работы, контрольные мероприятия, иметь полный комплект подготовленных домашних заданий.

Промежуточная аттестация по результатам семестра по дисциплине проходит в форме экзамена.

7. Фонд оценочных средств

7.1 Методы контроля и оценивания результатов обучения

Промежуточная аттестация обучающихся в форме экзамена проводится по результатам выполнения всех видов учебной работы, предусмотренных учебным планом по данной дисциплине (модулю), при этом учитываются результаты текущего контроля успеваемости в течение семестра. Оценка степени достижения обучающимися планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю) проводится преподавателем, ведущим занятия по дисциплине (модулю) методом экспертной оценки. Допускается использование балльно-рейтинговой системы, учитывающей достижения обучающего в течение семестра. По итогам промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) выставляется оценка «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» или «неудовлетворительно».

К промежуточной аттестации допускаются только студенты, выполнившие все виды учебной работы, предусмотренные рабочей программой по дисциплине «Химия»: выполнили и оформили лабораторные работы, выполнили контрольные работы.

7.2 Шкала и критерии оценивания результатов обучения

Шкала оценивания	**Описание**
Отлично	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные учебным планом. Студент демонстрирует соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, оперирует приобретенными знаниями, умениями, навыками, применяет их в ситуациях повышенной сложности. При этом могут быть допущены незначительные ошибки, неточности, затруднения при аналитических операциях, переносе знаний и умений на новые, нестандартные ситуации.
Хорошо	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные учебным планом. Студент демонстрирует частичное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей.

	Допускаются незначительные ошибки, неточности, затруднения при аналитических операциях.
Удовлетворительно	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные учебным планом. Студент демонстрирует неполное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей. Допускаются значительные ошибки, проявляется недостаточность умений, по ряду показателей, обучающийся испытывает значительные затруднения при оперировании умениями при их переносе на новые ситуации.
Неудовлетворительно	Не выполнен один или более видов учебной работы, предусмотренных учебным планом. Студент демонстрирует неполное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, допускаются значительные ошибки, проявляется отсутствие знаний, умений, навыков по ряду показателей, студент испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые ситуации.

7.3 Оценочные средства

7.3.1. Текущий контроль

Перечень оценочных средств по дисциплине «Химия»

№ ОС	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в ФОС
1	Разноуровневые задачи и задания (РЗЗ)	Различают задачи и задания: а) репродуктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать знание фактического материала (базовые понятия, алгоритмы, факты) и умение правильно использовать специальные термины и понятия, узнавание объектов изучения в рамках определенного раздела дисциплины; б) реконструктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-следственных связей; в) творческого уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения.	Комплект разноуровневых задач и заданий

2	Устный опрос, собеседование, (УО)	Средство контроля, организованное как специальная беседа педагогического работника с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний, обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.	Вопросы по темам/разделам дисциплины
3	Тест (Т)	Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося.	Фонд тестовых заданий

Примеры разноуровневых задач и заданий по разделу «Основы электрохимии»

Задание 1. В соединении с каким полуэлементом указанный электрод будет анодом? Напишите уравнения соответствующих полуреакций.

№ варианта	Электрод	Полуэлементы
1	Fe/Fe^{2+}	Co/Co^{2+}, Zn/Zn^{2+}
2	Sn/Sn^{2+}	Fe/Fe^{2+}, Cu/Cu^{2+},
3	Zn/Zn^{2+}	Cd/Cd^{2+}, Mn/Mn^{2+}
4	Cr/Cr^{3+}	Zn/Zn^{2+},Co/Co^{2+}
5	Mn/Mn^{2+}	Ni/Ni^{2+}, Al/Al^{3+}
6	Cd/Cd^{2+}	Sn/Sn^{2+}, Zn/Zn^{2+}
7	Co/Co^{2+}	Cr/Cr^{3+}, Ni/Ni^{2+}
8	Ni/Ni^{2+}	Cu/Cu^{2+}, Fe/Fe^{2+}
9	Pb/Pb^{2+}	Co/Co^{2+}, Cu/Cu^{2+}
10	Cu/Cu^{2+}	Ni/Ni^{2+}, Hg/Hg^{2+}
11	Al/Al^{3+}	Mg/Mg^{2+}, Cr/Cr^{3+}
12	Ag/Ag^{+}	Pb/Pb^{2+}, Hg/Hg^{2+}
13	Hg/Hg^{2+}	Au/Au^{3+}, Ni/Ni^{2+}
14	Fe/Fe^{2+}	Pb/Pb^{2+}, Mn/Mn^{2+}
15	Co/Co^{2+}	Zn/Zn^{2+}, Cu/Cu^{2+}

Задание 2. Решите расчетную задачу.

1. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgBr ($ПР=6\cdot10^{-13}$), содержащего 0,01 моль/л KBr.

2. Рассчитайте электродный потенциал магния в 0,1 М растворе его соли.

3. Рассчитайте электродный потенциал цинка в растворе его соли с концентрацией ионов Zn^{2+}0,01 моль/л.

4. Рассчитайте электродный потенциал марганца в 0,001 М растворе его соли.

5. Рассчитайте электродный потенциал хрома в 0,1 М растворе его соли.

6. Вычислите потенциал свинцового электрода в насыщенном растворе $PbBr_2$($ПР=9\cdot10^{-6}$), если концентрация ионов Br^- в растворе равна 1 моль/л.

7. Каков потенциал водородного электрода при pH 3,5?

8. Рассчитайте электродный потенциал железа в 0,001 М растворе $FeSO_4$.

9. Рассчитайте электродный потенциал цинка в 0,1 М растворе $Zn(NO_3)_3$.

10. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен –82 мВ.

11. Рассчитайте электродный потенциал ртути в растворе, концентрация ионов Hg^{2+}в котором равна 0,001 моль/л.

12. Рассчитайте электродный потенциал марганца в 0,01 М растворе $MnSO_4$.

13. Каков потенциал медного электрода в 0,01 М растворе $CuSO_4$?

14. Рассчитайте электродный потенциал кобальта в 0,001 М растворе его соли.

15. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgCl (ПР=$1{,}6\cdot10^{-10}$), если концентрация ионов хлора в растворе равна 0,1 моль/л.

Задание 3. Расставьте коэффициенты в схеме реакции. Оцените вероятность протекания процесса в указанном направлении при стандартных условиях. Ответ подтвердите расчетом.

№ варианта	Схема реакции
1	$H_2SeO_3+HI\rightarrow I_2+Se+H_2O$
2	$NaClO_4+KI+H_2SO_4\rightarrow NaCl+I_2+K_2SO_4+H_2O$
3	$NaClO_3+KI+H_2O\rightarrow NaCl+I_2+KOH$
4	$KMnO_4+FeSO_4+H_2SO_4\rightarrow MnSO_4+ Fe_2(SO_4)_3+K_2SO_4+H_2O$
5	$K_2CrO_4+KCl+H_2O\rightarrow Cr(OH)_3+KOH+Cl_2$
6	$KBrO_3+KBr+H_2SO_4\rightarrow Br_2+K_2SO_4+H_2O$
7	$KClO_3+FeCl_2+HCl\rightarrow FeCl_3+KCl+H_2O$
8	$NaBr+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4\rightarrow Cr_2(SO_4)_3+Br_2+K_2SO_4+Na_2SO_4+H_2O$
9	$SnCl_2+HNO_2+HCl\rightarrow SnCl_4+NO+H_2O$
10	$NaBr+MnO_2+H_2SO_4\rightarrow MnSO_4+Br_2+Na_2SO_4+H_2O$
11	$HCl+MnO_2\rightarrow MnCl_2+Cl_2+H_2O$
12	$KBr+KClO+H_2O\rightarrow KCl+Br_2+KOH$
13	$K_2Cr_2O_7+KNO_2+HNO_3\rightarrow Cr(NO_3)_3+ KNO_3+H_2O$
14	$Cr(OH)_3+Cl_2+NaOH\rightarrow Na_2CrO_4+NaCl+H_2O$
15	$KClO_3+FeCl_2+HCl\rightarrow FeCl_3+KCl+H_2O$

Задание 4. Решите расчетную задачу.

1. Вычислете ЭДС элемента, состоящего из Zn в 0,1 М раствор $ZnSO_4$ и Pb в 0,02 м растворе $Pb(NO_3)_2$. Составьте схему элемента.

2. При какой концентрации ионов хрома ЭДС элемента, составленного из хромового и стандартного цинкового электрода, будет равен 0?

3. Чему равен ЭДС гальванического элемента, составленного из серебряного электрода в 0,1 М растворе $AgNO_3$ и стандартного водородного электрода?

4. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, состоящего из нормального водородного электрода и водородного электрода в растворе с pH=12.

5. ЭДС элемента, составленного из стандартного $H_2/2H^+$ и свинцового электрода в растворе 1 М соли свинца, равен 126 мВ. Каков потенциал свинцового электрода?

6. Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из медного и свинцового электродов в 0,01 М растворах их солей.

7. Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из магния в 0,01 М растворе его соли и серебра 0,1 М растворе $AgNO_3$.

8. Вычислите ЭДС элемента, состоящего из Zn в0,001 М раствореZnSO$_4$ и стандартного водородного электрода.

9. Вычислите ЭДС медно-цинкового элемента, если металлы погружены соответственно в 0,1 М и 0,2 М растворы их солей.

10. Рассчитайте ЭДС элемента из стандартного водородного и хромового электрода в 0,1 М растворе его соли.

11. Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из марганцевого и медного электродов в 0, 001 М и 0,1М растворах их солей соответственно.

12. Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из магния в 0,01 М растворе его соли и свинца в 0,1 М растворе $Pb(NO_3)_2$.

13. Чему равен ЭДС свинцово- цинкового элемента, если металлы погружены в 0,01 М растворы своих солей?

14. ЭДС элемента, состоящего из стандартного водородного и свинцового электродов, составляет -160 мВ. Какова концентрация соли свинца?

15. Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из кобальта в 0,1 М растворе своей соли и меди в 0,01 М растворе сульфата меди.

Задание 5. Написать уравнения реакций электролиза на инертных электродах расплава соли:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8
Соль	NaCl	$CaCl_2$	$CuBr_2$	$MgCl_2$	K_2S	NaI	$CuCl_2$	$BaBr_2$
Вариант	9	10	11	12	13	14	15	
Соль	$MgBr_2$	RbCl	Na_2S	K_2Se	$SrCl_2$	BaI_2	$MnBr_2$	

Задание 6. Написать уравнения реакций электролиза на инертных электродах растворов солей:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8
Соли	$NiSO_4$ K_2SO_4	$CaCl_2$ $Ba(NO_3)_2$	$CuSO_4$ Na_2CO_3	Na_2SO_4 $CrCl_3$	$AgNO_3$ KNO_3	$FeCl_3$ Li_2SO_4	$Cu(NO_3)_2$ $Al(NO_3)_3$	BaS K_2CO_3
Вариант	9	10	11	12	13	14	15	
Соли	$BaCl_2$ $LiNO_3$	Na_2S CH_3COOK	$CuCl_2$ $NaNO_3$	MgI_2 K_2SO_4	$CaCl_2$ K_2CO_3	K_2Se Rb_2SO_4	$Ca(ClO)_2$ $Pb(CH_3COO)_2$	

Задание 7. Какие из ионов, имеющихся в растворе, и в какой последовательности будут разряжаться на катоде и аноде?

Вариант	Ионы в растворе	Вариант	Ионы в растворе
1	SO_4^{2-}, K^+, Fe^{2+}, Cl^-, Cu^{2+}	2	NO_3^-, Al^{3+}, Sn^{4+}, Cl^-, Ni^{2+}
3	Be^{2+}, CH_3COO^-, H^+, Pb^{2+}, I^-	4	Mg^{2+}, I^-, Cr^{3+}, SO_4^{2-}, Cu^{2+}
5	S^{2-}, H^+, Cl^-, PO_4^{3-}, Na^+	6	SO_4^{2-}, Hg^{2+}, Co^{2+}, NO_3^-, Na^+
7	NO_3^-, Fe^{2+}, H^+, I^-, Br^-	8	CH_3COO^-, Pb^{2+}, K^+, Cl^-, Ni^{2+}
9	Zn^{2+}, ClO_3^-, Na^+, Br^-, H^+	10	SO_4^{2-}, Cu^{2+}, Li^+, Br^-, H^+
11	Mg^{2+}, Cl^-, Ni^{2+}, NO_3^-, K^+	12	Co^{2+}, NO_3^-, Cl^-, Al^{3+}, Rb^+
13	S^{2-}, Br^-, H^+, CH_3COO^-, K^+	14	ClO_4^-, Na^+, Br^-, Zn^{2+}, Cu^{2+}
15	Ni^{2+}, SO_4^{2-}, Al^{3+}, Rb^+, Br^-		

Задание 8. Решите расчетную задачу.

1. Как изменятся массы медных катода и анода, если через раствор сульфата меди пропускать электрический ток силой 1,5 А в течение 3 часов?

2. Какое количество электричества потребуется для выделения из раствора серной кислоты 20 г водорода?

3. За 10 минут из раствора платиновой соли ток силой 5А выделил 1,517 г металла. Определите молярную массу эквивалента платины.

4. Сколько времени потребуется для осаждения 100 г свинца из раствора $Pb(CH_3COO)_2$ током силой 3 А?

5. Чему равна эквивалентная масса кадмия, если для выделения 1 г его из расплава соли надо пропустить через раствор 1717 Кл электричества?

6. Какое количество электричества потребуется для получения 1, 28 кг чистой меди из раствора ее соли?

7. Сколько времени потребуется для получения 10 л кислорода электролизом раствора NaOH при силе тока 2А?

8. Сколько времени потребуется для получения 2 молей водорода при силе тока 4 А?

9. Через раствор сульфата натрия в течение 10 минут пропускали ток силой 0,5 А. Какие продукты и в каких количествах образуются на платиновых катоде и аноде (электродные пространства разделены диафрагмой)?

10. Ток силой 2 А выделяет из раствора хлорида золота(III) в течение 1 часа 4,905 г золота. Вычислите эквивалент этого металла.

11. Какая масса серебра выделится при прохождении тока силой 6 А через раствор $AgNO_3$ в течении 30 минут?

12. При прохождении через раствор NaOH в течение 2 минут выделилось 30 $см^3$ водорода при н.у. Найдите силу тока.

13. При прохождении тока силой 0,5 А за 1 час из раствора $CuSO_4$ выделилось 0,5927 г меди. Определите молярную массу эквивалента меди.

14. Какой объем кислорода (н.у.) выделится при пропускании тока силой 6 А в течение 30 минут через водный раствор КОН?

15. Ток силой 1,5 А проходит через раствор $BiCl_3$ в течение 20 минут. Найдите массу разложившегося электролита.

Задание 9. Решите задачу на расчет выхода по току.

1. При прохождении 18000 Кл электричества через подкисленный раствор сульфата никеля на катоде выделилось 5 г никеля. Вычислите выход по току для процесса выделения никеля и объем образовавшегося водорода.

2. Вычислите выход по току, если из раствора $AuCl_3$ в течение 1 часа при силе тока 2 А выделилось 4,5 г золота.

3. Ток силой 1,5 А выделил из раствора $CdSO_4$ за 40 минут 2 г кадмия. Вычислите выход по току.

4. Какая масса серебра выделится при пропускании тока силой 3 А через раствор $AgNO_3$ в течение 30 минут, если выход по току составляет 95%?

5. Вычислите выход по току, если при прохождении 8000 А·ч электричества выделилось 4,48 кг кальция из расплава $CaCl_2$.

6. Сколько меди выделится на катоде, при пропускании тока силой 1,5 А в течение 2 часов, если выход по току составляет 80%?

7. При рафинировании меди из раствора соли выделяется 338 г меди при прохождении 300 а·ч электричества. Вычислите выход потоку.

8. Вычислите выход по току, если в ванне при силе тока 400000 А в течение 5 ч выделилось 72,6 кг магния из расплава $MgCl_2$.

9. Какая масса свинца выделится при электролизе $Pb(NO_3)_2$ в течение 1 часа при силе тока 5 А, если выход по току составляет 75%?

10. Ток силой 3 А выделяет из раствора соли кадмия за 1 час 6 г металла. Вычислите выход по току.

11. При прохождении тока силой 0,5 А за 30 минут из раствора $CuSO_4$ выделилось 0,27 г меди. Определите выход по току.

12. Какой объем водорода выделится при пропускании через раствор серной кислоты тока силой 2 А в течение 2 часов, выход по току составляет 93%?

13. При пропускании тока силой 2,5 А через раствор $ZnSO_4$ в течение 2 часов на катоде выделилось 5,1 г цинка. Определите выход по току.

14. Вычислите массу никеля, выделившегося при электролизе $NiCl_2$ током 2 А в течение 30 минут, если выход по току составляет 90%.

15. Сколько Кл электричества потребуется для получения 2 молей водорода электролизом воды, если выход по току составляет 85%?

Задание 10. Какой из находящихся в контакте металлов будет подвергаться коррозии в агрессивной среде? Напишите уравнения катодного и анодного процессов в а) кислой, б) нейтральной средах.

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	
Металлы	Fe - Zn	Pb - Sn	Cd- Co	Cu- Hg	Ni - Sn	Co-Mn	Al – Ni	
Вариант	8	9	10	11	12	13	14	15
Металлы	Sn- Cd	Fe - Al	Zn - Ni	Cu- Pb	Co- Fe	Cr- Mn	Zn - Al	Co-Cr

Пример теста по теме «Кинетика и катализ»

1. Константа скорости химической реакции не зависит от …

1) природы реагирующих веществ;
2) концентрации реагирующих веществ;
3) температуры.

2. Измерение интенсивности поглощения света –

1) рефрактометрия;
2) фотоэлектроколориметрия;
3) кулонометрия.

3. Частные кинетические порядки могут принимать значения:

1) целые, дробные;
2) нулевые, отрицательные;
3) все выше перечисленные.

4. $NO_2+CO=NO+CO_2$ – уравнение … реакции:

1) мономолекулярной,
2) бимолекулярной,
3) тримолекулярной.

5. Концентрация линейно уменьшается со временем в реакциях …порядка:

1) нулевого;
2) первого;
3) второго.

6. $\frac{1}{C}=\frac{1}{C_0}+k\tau$ -

1) кинетическое уравнение первого порядка;
2) кинетическое уравнение нулевого порядка;
3) кинетическое уравнение второго порядка.

7. Энергия света должна быть поглощена молекулой реагирующего соединения –

1) закон Гроттгуса-Дрейпера;
2) закон Штарка и Эйнштейна;
3) второй закон фотохимии.

8. $k = 2{,}303\frac{1}{\tau}\lg\frac{C_0}{C}$ - константа скорости реакции … порядка.

1) нулевого.
2) первого,
3) второго.

9. К разветвленным цепным реакциям относится реакция …

1) хлорирования углеводородов;

2) горение бензина в двигателе;
3) взрыв водорода и хлора.

10. Гетерогенный каталитический процесс при высокой температуре протекает под…
1) внешнедиффузионным контролем;
2) кинетическим контролем;
3) внутридиффузионным контролем.

Примерные варианты контрольной работы

Вариант 1

Задание 1. Термохимическое уравнение реакции образования хлорида фосфора (III):
$2P_{(т)} + 3Cl_{2(г)} = 2PCl_{3(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -574$ кДж.

Определить, какая масса фосфора вступила в реакцию, если выделилось 1200 кДж теплоты.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях: $NH_{3\,(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(т)}$.

Задание 3. Определить, как изменится скорость прямой реакции: $2NO_{2\,(г)} \rightarrow 2NO_{(г)} + O_{2(г)}$
при увеличении давления в системе в 3 раза? Считать эту реакцию элементарной.

Задание 4. Для некоторой реакции первого порядка были определены две константы скорости: при $T_1 = 313$ К $k_1 = 9\cdot10^{-3}$ мин $^{-1}$ и $T_2 = 318$ К $k_2 = 1{,}3\cdot10^{-2}$ мин$^{-1}$. Определить энергию активации E_a и предэкспоненциальный множитель k_o в уравнении Аррениуса для этой реакции.

Задание 5. Определить, в какую сторону сместится положение равновесия реакции:
$2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrows 2NOCl_{(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -73{,}6$ кДж, если: а) повысить температуру в системе; б) понизить общее давление в системе; в) увеличить концентрацию хлора; г) ввести катализатор.

Вариант 2

Задание 1. Согласно термохимическому уравнению реакции горения метана:
$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -880$ кДж
выделилось 104 кДж теплоты. Определить, какая масса метана вступила в реакцию.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях:
$CH_{4\,(г)} + CO_{2(г)} = 2CO_{(г)} + 2H_{2(г)}$.

Задание 3. Определить, как изменится скорость прямой реакции: $2NO_{\,(г)} + O_{2\,(г)} = 2NO_{2\,(г)}$
при уменьшении давления в системе в 3 раза? Считать эту реакцию элементарной.

Задание 4. Для некоторой реакции первого порядка были определены две константы скорости: при $T_1 = 298$ К $k_1 = 2{,}2\cdot10^{-3}$ мин $^{-1}$ и $T_2 = 303$ К $k_2 = 4{,}1\cdot10^{-3}$ мин $^{-1}$. Определить энергию активации E_a и предэкспоненциальный множитель k_o в уравнении Аррениуса для этой реакции.

Задание 5. Определить, в какую сторону сместится положение равновесия реакции:
$2CuO_{(т)} + CO_{(г)} \leftrightarrows Cu_2O_{(т)} + CO_{2(г)}$, $\Delta_r H < 0$, если: а) увеличить температуру в системе;
б) уменьшить общее давление в системе; в) увеличить концентрацию оксида углерода (II);
г) уменьшить парциальное давление оксида углерода (II); д) ввести катализатор.

Вариант 3

Задание 1. В результате реакции, термохимическое уравнение которой:

$C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} \leftrightarrows 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -1374$ кДж,

выделилось 710 кДж теплоты. Вычислить массу этанола, участвующего в реакции окисления.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях:

$CO_{2\,(г)} + SO_{2(г)} = SO_{3(г)} + CO_{(г)}$.

Задание 3. Определить, как изменится скорость прямой реакции: $2NO_{(г)} + Cl_{2\,(г)} = 2NOCl_{(г)}$

при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 2 раза. Считать эту реакцию элементарной.

Задание 4. Для некоторой реакции первого порядка были определены две константы скорости: при $T_1 = 353$ К $k_1 = 7{,}5\cdot10^{-2}$ мин $^{-1}$ и $T_2 = 373$ К $k_2 = 9{,}4\cdot10^{-2}$ мин $^{-1}$. Определить энергию активации E_a и предэкспоненциальный множитель k_o в уравнении Аррениуса для этой реакции.

Задание 5. Определить, в какую сторону сместится положение равновесия реакции:

$CH_{4(г)} + 2H_2O_{(г)} \leftrightarrows CO_{2(г)} + 4H_{2\,(г)}$, $\Delta_r H < 0$, если: а) увеличить температуру в системе;

б) понизить общее давление в системе; в) увеличить концентрацию метана;

г) понизить парциальное давление метана; д) ввести катализатор.

Вариант 4

Задание 1. Термохимическое уравнение реакции гидролиза хлорида фосфора (V):

$PCl_{5(т)} + H_2O_{(г)} = POCl_{3(ж)} + 2HCl_{(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -170$ кДж.

Определить, какая масса хлорида фосфора (V) вступила в реакцию, если тепловой эффект составил 520 кДж.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях:

$SO_{2\,(г)} + NO_{2(г)} = SO_{3\,(г)} + NO_{(г)}$.

Задание 3. Определить, во сколько раз изменится скорость условной прямой реакции:

$$2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow C_{(г)} + D_{\,(г)}$$

при увеличении объема системы в 2 раза, если эта реакция элементарная.

Задание 4. Определить, на сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 500 раз, если температурный коэффициент скорости реакции $\gamma = 2{,}5$.

Задание 5. Определить, в какую сторону сместится положение равновесия реакции:

$2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows 2CO_{2(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} < 0$, если: а) повысить общее давление в системе;

б) увеличить температуру в системе; в) увеличить концентрацию оксида углерода (II);

г) заменить кислород на воздух.

Вариант 5

Задание 1. В результате реакции, термохимическое уравнение которой

$4FeS_{2(т)} + 11O_{2\,(г)} \leftrightarrows 8SO_{2(г)} + 2Fe_2O_{3(т)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -3310$ кДж,

выделилось 350 кДж теплоты. Вычислить массу образовавшегося оксида железа (III).

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание данной реакции при стандартных условиях:

$$2CH_{4\,(г)} + CO_{2(г)} = CH_3COCH_{3\,(г)} + H_2O_{(г)}.$$

Задание 3. Определить, во сколько раз изменится скорость прямой реакции:

$$H_{2\,(г)} + I_{2\,(г)} = 2\,HI_{(г)}$$

при одновременном уменьшении концентрации водорода и йода в 3 раза? Считайте эту реакцию элементарной.

Задание 4. Вычислить, при какой температуре T_2 завершится некоторая реакция в течение $t_2 = 30$ мин, если при температуре $T_1 = 25°C$ она протекает за $t_1 = 3$ часа. Температурный коэффициент скорости реакции $\gamma = 3$.

Задание 5. Определить, в какую сторону сместится положение равновесия реакции:

$2H_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows 2H_2O_{(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} < 0$, если: а) понизить общее давление в системе;

б) повысить температуру в системе; в) добавить водород; г) добавить пары воды.

Вариант 6

Задание 1. Получение азотной кислоты происходит в соответствии с уравнением

$4NO_{2(г)} + O_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)} \leftrightarrows 4HNO_{3(ж)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -252$ кДж.

Определить массу образовавшейся кислоты, если выделилось 138 кДж теплоты.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях: $C_2H_5OH_{(ж)} = C_2H_{4(г)} + H_2O_{(ж)}$.

Задание 3. Определить, как изменится скорость условной элементарной реакции:

$$A_{(г)} + 2B_{(г)} = C_{(г)},$$

если концентрацию вещества А увеличили в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшили в 2 раза.

Задание 4. Начальная температура реакции $T_1 = 20°C$. Определить, до какого значения необходимо повысить температуру T_2, чтобы скорость реакции увеличилась в 150 раз. Температурный коэффициент скорости реакции $\gamma = 2{,}2$.

Задание 5. Определить, в каком направлении произойдет смещение равновесия: а) при понижении общего давления в системе; б) при понижении парциального давления кислорода; в) при понижении температуры в системе:

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows 2NO_{2(г)}, \quad \Delta_r H^o_{298} < 0.$$

Вариант 7

Задание 1. Дано термохимическое уравнение реакции разложения йодида галлия (III):

$2GaI_{3(т)} = 2Ga_{(т)} + 3I_{2(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = 440$ кДж.

Рассчитайте количество теплоты, необходимое для разложения 15,3 г GaI_3.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях: $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_{2(г)}$.

Задание 3. Определить, во сколько раз необходимо увеличить концентрацию вещества А для ускорения в 16 раз условной прямой реакции: $2A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)} + D_{(г)}$, если эта реакция элементарная.

Задание 4. Для некоторой гетерогенной реакции энергия активации

$E_a = 100$ кДж/моль. Определите, во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от $T_1 = 20°C$ до $T_2 = 60°C$.

Задание 5. Определить, в каком направлении сместится положение равновесия в системе:

$2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrows 2CO_{2(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = -566$ кДж, если: а) повысить температуру в системе;

б) увеличить концентрацию оксида углерода (II); в) повысить общее давление в системе;

г) ввести катализатор.

Вариант 8

Задание 1. Согласно термохимическому уравнению реакции окисления глюкозы:

$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 = 6CO_2 + 6H_2O$, $\Delta_r H^o_{298} = -2800$ кДж,

выделилось 730 кДж теплоты. Рассчитать массу прореагировавшей глюкозы.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях:

$C_6H_{6(г)} + 3H_{2(г)} = C_6H_{12(г)}$.

Задание 3. Определить, во сколько раз необходимо уменьшить концентрацию вещества В для замедления в 9 раз условной прямой реакции: $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C_{(г)} + D_{(г)}$, если эта реакция элементарная?

Задание 4. Для некоторой гетерогенной реакции энергия активации $E_a = 80$ кДж/моль. Определить, во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от $T_1 = 30°C$ до $T_2 = 70°C$.

Задание 5. Определить, в каком направлении произойдет смещение равновесия: а) при понижении общего давления в системе; б) при понижении парциального давления кислорода; в) при повышении температуры в системе:

$$N_{2\,(г)} + O_{2\,(г)} \leftrightarrows 2NO_{(г)}, \quad \Delta_r H^o_{298} = +180 \text{ кДж}.$$

Вариант 9

Задание 1. В результате реакции, термохимическое уравнение которой:

$S_{(т)} + 2CO_{2\,(г)} \leftrightarrows SO_{2(г)} + 2CO_{(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = 269$ кДж, поглотилось 810 кДж теплоты. Определить массу образовавшегося оксида серы (IV).

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях: $CO_{(г)} + 3H_{2(г)} = CH_{4\,(г)} + H_2O_{(г)}$.

Задание 3. Определить, как изменится скорость прямой реакции:

$$2CuS_{(т)} + 3O_{2(г)} = 2CuO_{(т)} + 2SO_{2(г)}$$

при уменьшении давления в системе в 2 раза, если это гетерогенная реакция 2-го порядка?

Задание 4. При $T_1 = 120°C$ некоторая реакция заканчивается за 15 мин. Рассчитайте, через какое время закончится эта реакция при $T_2 = 140°C$, если температурный коэффициент скорости реакции $\gamma = 3{,}5$.

Задание 5. Определить, в какую сторону сместится положение равновесия реакции:

$CCl_{4(г)} + 2H_2O_{(г)} \leftrightarrows CO_{2(г)} + 4HCl_{(г)}$, $\Delta_r H < 0$, если:

а) уменьшить температуру в системе; б) понизить общее давление в системе;

в) повысить парциальное давление четырёххлористого углерода;

г) уменьшить концентрацию исходных веществ; д) ввести катализатор.

Вариант 10

Задание 1. Термохимическое уравнение реакции получения железа имеет вид:

$Fe_2O_{3(т)} + 3CO_{(г)} \leftrightarrows 2Fe_{(т)} + 3CO_{2(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} = 27$ кДж.

Определить массу оксида железа (III), которая вступила в реакцию, если тепловой эффект составил 310 кДж.

Задание 2. Пользуясь справочными данными, рассчитать стандартную энергию Гиббса данной реакции при температуре 298 К и указать, возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях:

$C_2H_{2(г)} + H_2O_{(г)} = CH_3CHO_{(г)}$.

Задание 3. Определить, как изменится скорость прямой реакции: $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$

при увеличении концентрации оксида азота (II) в 3 раза. Считать эту реакцию элементарной.

Задание 4. Вычислите, на сколько градусов необходимо увеличить температуру для увеличения скорости реакции в 100 раз. Температурный коэффициент скорости реакции равен $\gamma = 2{,}3$.

Задание 5. Определить, в каком направлении произойдет смещение положения равновесия в системе: $C_{(графит)} + 2N_2O_{(г)} \leftrightarrows CO_{2\,(г)} + 2N_{2\,(г)}$, $\Delta_r H^o_{298} > 0$,

если: а) повысить общее давление в системе; б) понизить температуру в системе; в) увеличить концентрацию оксида азота (I); г) ввести катализатор.

Критерии оценки: каждое задание оценивается из 4-баллов;

- оценка «зачтено» выставляется студенту, если набрано 10 – 20 баллов;
- оценка «не зачтено» выставляется студенту, если набрано 0 – 9 баллов.

Вопросы по разделам дисциплины
(для подготовки к коллоквиумам и экзамену)

1. Классификация и химические свойства оксидов.
2. Классификация и химические свойства кислот.
3. Классификация и химические свойства оснований.
4. Классификация и химические свойства солей.
5. Квантово-механическая модель строения атома. Уравнение волны Л. Де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция. Атомная орбиталь.
6. Квантовые числа и их физический смысл. Формы *s*-, *p*-, *d*- атомных орбиталей.
7. Электронная структура атомов. Принципы заполнения энергетических уровней и подуровней атомах. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Хунда.
8. Электронные конфигурации атомов элементов Периодической системы. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-электронные семейства элементов. Электронные формулы и электроно-графические диаграммы атомов в основном и возбужденных состояниях. Электронные формулы и электроно-графические диаграммы ионов.
9. Современная формулировка Периодического закона Д.И. Менделеева. Периодическое изменение свойств элементов в соответствии с положением в Периодической системе (размер атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность).
10. Химическая связь. Основные виды химической связи. Характеристики химической связи: длина, энергия, кратность связи, валентный угол. Кривая потенциальной энергии молекулы водорода.
11. Ковалентная химическая связь. Основные положения метода валентных связей (МВС). Понятие валентности элементов. σ- и π- связи. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, полярность.
12. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.
13. Полярность ковалентной связи. Дипольный момент химической связи. Дипольный момент многоатомных молекул. Рассмотреть молекулы CO_2 и SO_2.
14. Основные положения теории гибридизации атомных орбиталей. Привести примеры соединений с типами гибридизации: *sp*-, sp^2-, sp^3- гибридизацией. Геометрическая форма молекул.
15. Ионная связь. Свойства ионной связи: ненасыщыемость, ненаправленность. Свойства соединений с ионной кристаллической решёткой.

16. Металлическая связь. Свойства металлической связи.

17. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Тепловой эффект изохорного и изобарного процессов.

18. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования вещества. Расчет стандартной энтальпии химической реакции.

19. Второй и третий законы термодинамики. Энтропия. Стандартная энтропия вещества. Расчет стандартной энтропии химической реакции.

20. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов в закрытых системах. Расчет стандартной энергии Гиббса химической реакции.

21. Основные понятия химической кинетики. Элементарные реакции. Механизм реакции. Скорость гомогенной химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.

22. Основной закон химической кинетики (кинетический закон действующих масс). Кинетическое уравнение реакции. Константа скорости реакции. Порядок реакции и молекулярность реакции. Размерность константы скорости реакции.

23. Влияние температуры на скорость реакции. Температурный коэффициент скорости реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

24. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие. Константа равновесия. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье-Брауна.

25. Растворы. Современные представления о физико-химических процессах образования растворов. Энергетика процесса растворения. Сольватация (гидратация). Ненасыщенный, насыщенный и пересыщенный растворы.

26. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация, молярная концентрация эквивалента.

27. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации, константа диссоциации. Факторы, влияющие на них. Сильные и слабые электролиты.

28. Равновесия в водных растворах слабых электролитов. Закон разведения Оствальда. Ступенчатая диссоциация.

29. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксидный показатели среды.

30. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

31. Метод электронного баланса для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

32. Электрохимические процессы. Понятие об электроде и электродном потенциале. Возникновение двойного электрического слоя и скачка потенциала на границе металл − электролит.

33. Принцип работы гальванических элементов (на примере элемента Даниэля-Якоби). Анод и катод. Токообразующая реакция. Электродвижущая сила гальванического элемента.

34. Стандартный водородный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Зависимость электродного потенциала от концентрации ионов и от температуры. Уравнение Нернста.

35. Гальванические элементы. Расчет ЭДС и работы гальванического элемента. Концентрационные гальванические элементы.

36. Поляризация электродов. Концентрационная и электрохимическая поляризация.

37. Аккумуляторы. Принцип работы свинцового аккумулятора.

38. Электролиз. Потенциал разложения. Законы Фарадея. Электрохимический эквивалент. Коэффициент выхода по току.

39. Электролиз с нерастворимым и растворимым анодами. Последовательность протекания анодных и катодных процессов при электролизе водных растворов (привести примеры).

40. Применение электролиза в технике: получение и очистка веществ, нанесение покрытий. Рассмотреть электролиз водного раствора хлорида натрия с инертными электродами.

41. Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов по характеру коррозионных разрушений и по механизму протекания.

42. Электрохимическая коррозия. Механизм электрохимической коррозии, анодные и катодные процессы. Термодинамическая вероятность протекания электрохимической коррозии. Водородная и кислородная деполяризация.

43. Электрохимическая коррозия. Различные случаи образования коррозионных гальванопар (при контакте двух различных металлов, при контакте металла и его соединения). Электродные процессы в различных коррозионных средах (привести примеры).

44. Коррозионные процессы, протекающие при электрохимической коррозии малоуглеродистой стали. Коррозия при неравномерной аэрации.

45. Методы защиты металлов от электрохимической коррозии: обработка среды, нанесение защитных покрытий, протекторная защита, электрохимическая защита.