



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И.
Носова»

УТВЕРЖДАЮ
Директор Филиала в г. Белорецк
Д.Р. Хамзина



10.09.2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ХИМИЯ

Направление подготовки (специальность)
13.03.02 Электроэнергетика и электротехника

Направленность (профиль/специализация) программы
Электропривод и автоматика

Уровень высшего образования - бакалавриат

Форма обучения
заочная

Институт/ факультет Филиал в г. Белорецк
Кафедра Металлургии и стандартизации
Курс 1

Магнитогорск
2019 год

Рабочая программа составлена на основе ФГОС ВО по направлению подготовки 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника (уровень бакалавриата) (приказ Минобрнауки России от 28.02.2018 г. № 144)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры Metallургии и стандартизации


03.09.2019, протокол № 1

Зав. кафедрой  .М. Головизнин

Рабочая программа одобрена методической комиссией Филиал в г. Белорецк
10.09.2019 г. протокол № 1

Председатель _____ Д.Р. Хамзина

Рабочая программа составлена:

доцент кафедры МиС, канд. техн.  _____ С.М.

Головизнин

Рецензент:

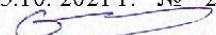
Начальник ЦИЛ АО "БМК",  Л.Э. Пыхов

Лист актуализации рабочей программы

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2020 - 2021 учебном году на заседании кафедры **Металлургии и стандартизации**

Протокол от 3 09 2020 г. № 1
Зав. кафедрой  С.М. Головизнин

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2021 - 2022 учебном году на заседании кафедры **Металлургии и стандартизации**

Протокол от 15.10.2021 г. № 2
Зав. кафедрой  С.М. Головизнин

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2022 - 2023 учебном году на заседании кафедры **Металлургии и стандартизации**

Протокол от _____ 20__ г. № ____
Зав. кафедрой _____ С.М. Головизнин

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2023 - 2024 учебном году на заседании кафедры **Металлургии и стандартизации**

Протокол от _____ 20__ г. № ____
Зав. кафедрой _____ С.М. Головизнин

1 Цели освоения дисциплины (модуля)

- формирование современного естественнонаучного мировоззрения,
- овладение базовыми знаниями в области химии, теории химических процессов и методов их анализа,
- развитие навыков самостоятельной работы, необходимых для применения химических знаний при изучении специальных дисциплин и дальнейшей практической деятельности.

2 Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Дисциплина Химия входит в обязательную часть учебного плана образовательной программы.

Для изучения дисциплины необходимы знания (умения, владения), сформированные в результате изучения дисциплин/ практик:

Физика

Математика

Знания (умения, владения), полученные при изучении данной дисциплины будут необходимы для изучения дисциплин/практик:

Производственная-технологическая практика

Материаловедение и технология конструкционных материалов

Подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы

Подготовка к сдаче и сдача государственного экзамена

Производственная-преддипломная практика

3 Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля) и планируемые результаты обучения

В результате освоения дисциплины (модуля) «Химия» обучающийся должен обладать следующими компетенциями:

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции
ОПК-3	Способен применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач
ОПК-3.1	Использует методы анализа и моделирования при решении профессиональных задач, моделировании и проектировании энергосистем
ОПК-3.2	Способен применять соответствующий физико-математический аппарат при теоретическом и экспериментальном исследовании в решении задач энергосбережения

4. Структура, объём и содержание дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных единиц 108 акад. часов, в том числе:

- контактная работа – 10,7 акад. часов;
- аудиторная – 10 акад. часов;
- внеаудиторная – 0,7 акад. часов
- самостоятельная работа – 93,4 акад. часов;

– подготовка к зачёту – 3,9 акад. часа

Форма аттестации - зачет

Раздел/ тема дисциплины	Курс	Аудиторная контактная работа (в акад. часах)			Самостоятельная работа студента	Вид самостоятельной работы	Форма текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации	Код компетенции
		Лек.	лаб. зан.	практ. зан.				
1. Раздел 1								
1.1 Химия, периодическая система элементов	1	0,5	0,5			Самостоятельное изучение учебной литературы	Устный опрос	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.2 Химическая связь, комплексообразование		0,5	0,5			Подготовка к семинарскому занятию	Семинарские занятия	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.3 Химическая термодинамика		0,5	0,5			Самостоятельное изучение учебной литературы	Контрольная работа	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.4 Химическая кинетика		0,5	0,5			Подготовка к лабораторной работе	Лабораторная работа	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.5 Химическое и фазовое равновесие		0,25	0,5			Подготовка к лабораторной работе	Лабораторная работа	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.6 Химические системы		0,25	0,5			Самостоятельное изучение учебной литературы	устный опрос	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.7 Растворы		0,25	0,5			Подготовка к лабораторной работе	Лабораторная работа	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.8 Дисперсные системы		0,25	0,5			Подготовка к семинарскому занятию	устный опрос	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.9 Окислительно-восстановительные свойства веществ		0,25	0,5			Подготовка к лабораторной работе	Лабораторная работа	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.10 Электрохимические системы		0,25	0,5			Самостоятельное изучение учебной литературы	устный опрос	ОПК-3.1, ОПК-3.2
1.11 Химия элементов периодической системы		0,25	0,5			Самостоятельное изучение учебной литературы	Контрольная работа	ОПК-3.1, ОПК-3.2

1.12	Химическая идентификация и анализ веществ	0,25	0,5			Самостоятельное изучение учебной литературы	Семинарские занятия	ОПК-3.1, ОПК-3.2
Итого по разделу		4	6					
Итого за семестр		4	6				зачёт	
Итого по дисциплине		4	6				зачет	

5 Образовательные технологии

Для достижения планируемых результатов в обучении дисциплине «Химия» используются следующие образовательные технологии:

1. Традиционные образовательные технологии ориентируются на организацию образовательного процесса, предполагающую прямую трансляцию знаний от преподавателя к студенту (преимущественно на основе объяснительно-иллюстративных методов обучения). Учебная деятельность студента носит в таких условиях, как правило, репродуктивный характер.

Формы учебных занятий с использованием традиционных технологий:

Информационная лекция – последовательное изложение материала в дисциплинарной логике, осуществляемое преимущественно вербальными средствами (монолог преподавателя).

Семинар – беседа преподавателя и студентов, обсуждение заранее подготовленных сообщений по каждому вопросу плана занятия с единым для всех перечнем рекомендуемой обязательной и дополнительной литературы.

Практическое занятие, посвященное освоению конкретных умений и навыков по предложенному алгоритму.

2. Интерактивные технологии – организация образовательного процесса, которая предполагает активное и нелинейное взаимодействие всех участников, достижение на этой основе лично значимого для них образовательного результата.

Формы учебных занятий с использованием специализированных интерактивных технологий:

лекция-беседа, лекция-дискуссия, лекция-прессконференция.

семинар-дискуссия – коллективное обсуждение какого-либо спорного вопроса, проблемы, выявление мнений в группе (межгрупповой диалог, дискуссия как спор-диалог).

3. Информационно-коммуникационные образовательные технологии – организация образовательного процесса, основанная на применении специализированных программных сред и технических средств работы с информацией.

Формы учебных занятий с использованием информационно-коммуникационных технологий:

Лекция-визуализация – изложение содержания сопровождается презентацией.

6 Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся

Представлено в приложении 1.

7 Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации

Представлены в приложении 2.

8 Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (модуля)

а) Основная литература:

1. Общая и неорганическая химия: в 2 т. Т. 1: Законы и концепции [Электронный ресурс] : учебное пособие / Е.В. Савинкина [и др.]. — Электрон. дан. — Москва : Издательство "Лаборатория знаний", 2018. — 494 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/107884>. — Загл. с экрана.

2. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник / Н.Н. Павлов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2011. — 496 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4034>. — Загл. с экрана.

б) Дополнительная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] :

учебник / Н.С. Ахметов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2018. — 744 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/107904>. — Загл. с экрана.

2. Общая химия. Теория и задачи [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н.В. Коровин [и др.] ; под ред. Н.В. Коровина, Н.В. Кулешова. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2018. — 492 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/104946>. — Загл. с экрана.

3. Блинов, Л.Н. Сборник задач и упражнений по общей химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / Л.Н. Блинов, И.Л. Перфилова, Т.В. Соколова. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2016. — 188 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/75504>. — Загл. с экрана.

4. Аналитическая химия. Титриметрические и гравиметрические методы анализа [Электронный ресурс] : учебное пособие / И. А. Варламова, Н. Л. Калугина, Л. Г. Коляда и др. ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2016. - 103 с. - Режим доступа: <https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=3132.pdf&show=dcatalogues/1/1136178/3132.pdf&view=true>. - Макрообъект.

5. Коляда Л. Г. Химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / Л. Г. Коляда, Л. Г. Тарасюк ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2015. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=21.pdf&show=dcatalogues/1/1123821/21.pdf&view=true>. - Макрообъект.

6. Крылова С. А. Аналитическая химия. Количественные методы химического анализа [Электронный ресурс] : учебное пособие / С. А. Крылова, З. И. Костина, И. В. Понурко ; МГТУ. - [2-е изд., подгот. по печ. изд. 2017 г.]. - Магнитогорск : МГТУ, 2018. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=3472.pdf&show=dcatalogues/1/1514287/3472.pdf&view=true>. - Макрообъект.

7. Крылова С. А. Аналитическая химия. Количественные методы химического анализа [Электронный ресурс] : учебное пособие / С. А. Крылова, З. И. Костина, И. В. Понурко ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2017. - 115 с. : ил., табл. - Режим доступа: <https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=2709.pdf&show=dcatalogues/1/1131778/2709.pdf&view=true>. - Макрообъект.

8. Понурко И. В. Прикладная химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / И. В. Понурко, С. А. Крылова, З. И. Костина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2016. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=2656.pdf&show=dcatalogues/1/1131189/2656.pdf&view=true>. - Макрообъект.

в) Методические указания:

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : метод. указания и контрол. задания / С. А. Крылова, З. И. Костина, Е. С. Махоткина, И. В. Понурко ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2011. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=1251.pdf&show=dcatalogues/1/1123429/1251.pdf&view=true>. - Макрообъект.

2. Кондрашина В.Г.[Электронный ресурс]: Методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Химия» и «Неорганическая химия» для студентов всех специальностей/В.Г.Кондрашина: Магнитогорск: МГТУ, 2008. 1 CD-ROM.

3. Кондрашина В.Г.[Электронный ресурс]: Методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Неорганическая химия» для студентов специальностей 150105,150106 / В.Г.Кондрашина: Магнитогорск: МГТУ, 2009.1

г) Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:**Программное обеспечение**

Наименование ПО	№ договора	Срок действия лицензии
Kaspersky Endpoint Security для бизнеса-Стандартный	Д-300-18 от 21.03.2018	28.01.2020
7Zip	свободно распространяемое ПО	бессрочно
MS Windows 7(Белорецк)	К-171-09 от 18.10.2009	бессрочно
MS Office 2007(Белорецк)	К-171-09 от 18.10.2009	бессрочно

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Название курса	Ссылка
Международная справочная система «Полпред» polpred.com отрасль «Образование, наука»	URL: http://education.polpred.com/
Национальная информационно-аналитическая система – Российский индекс научного цитирования (РИНЦ)	URL: https://elibrary.ru/project_risc.asp
Поисковая система Академия Google (Google Scholar)	URL: https://scholar.google.ru/
Информационная система - Единое окно доступа к информационным ресурсам	URL: http://window.edu.ru/
Федеральное государственное бюджетное учреждение «Федеральный институт промышленной собственности»	URL: http://www1.fips.ru/

9 Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

Материально-техническое обеспечение дисциплины включает:

Материально-техническое обеспечение дисциплины включает:

Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа. Учебные аудитории для проведения практических занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Оснащение: мультимедийные средства хранения, передачи и представления информации

Наглядные материалы: справочные таблицы, печатный раздаточный материал (задания для контрольных работ); учебники и учебные пособия;

- Наборы наглядных пособий по темам:

Плакат «Периодическая система Д.И. Менделеева»

Плакат «Таблица растворимости солей и оснований в воде»

Плакат «Стандартные электродные потенциалы металлов и неметаллов» и др.

Учебная аудитория для проведения лабораторных работ:

Лаборатория химии: Оснащение. .Весы аналитические, рН-метр, Весы электронные, Химические реактивы, Титровальные установки, Химическая посуда .

Помещения для самостоятельной работы обучающихся. Оснащение: персональные компьютеры с пакетом MS Office, выходом в Интернет и с доступом в электронную информационно-образовательную среду университета.

Помещение для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования. Оснащение: места для хранения учебно-наглядных пособий и учебно-методической документации

6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся

По дисциплине «Химия» предусмотрена аудиторная и внеаудиторная самостоятельная работа обучающихся.

Аудиторная самостоятельная работа студентов предполагает выполнение различных заданий и тренингов.

Планы семинарских занятий

1. Реакционная способность веществ

- 1.1 Химия и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева
- 1.2 Строение вещества
- 1.3 Классы неорганических соединений
- 1.4 Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ
- 1.5 Химическая связь
- 1.6 Комплементарность.

2. Химическая термодинамика и кинетика

- 2.1 Энергетика химических процессов
- 2.2 Химическое и физическое равновесие
- 2.3 Скорость химической реакции и способы её регулирования
- 2.4 Колебательные реакции

3. Химические системы

- 3.1 Растворы
- 3.2 Дисперсные системы
- 3.3 Электрохимические системы
- 3.4 Катализаторы и каталитические реакции
- 3.5 Полимеры и олигомеры

4. Химическая идентификация

- 4.1 Аналитический сигнал
- 4.2 Качественный и количественный анализ
- 4.3 Химические, физико-химические и физические методы анализа.

а) Методические рекомендации для подготовки к семинару

При изучении курса «Химия» студенту надо исходить из того, что половина отводимого учебными планами времени тратится на самостоятельную работу – подготовку к семинарам, лабораторным работам, зачёту.

. Для оптимальной организации работы советуем заниматься изучаемой дисциплиной 3-4 часа в неделю. Одной из важных форм самостоятельной работы являются семинарские занятия.

Семинарское занятие — коллективное обсуждение студентами под руководством преподавателя наиболее крупных проблем изучаемого курса. Цель семинарских занятий — углубить и обобщить знания, полученные на лекциях и в процессе самостоятельной работы.

Начать работу следует с изучения плана семинарского занятия, ознакомления со списком литературы. При подготовке к семинарским занятиям следует прочитать и кратко законспектировать рекомендованную по теме литературу. Конспект — это краткое изложение основных положений своими словами. Работа по конспектированию помогает в усвоении материала.

Следующий этап работы – чтение конспекта лекций и рекомендованной к занятию литературы. Конспект лекций даёт возможность составить общее представление об основных вопросах темы.

На семинарских занятиях, в большинстве случаев, студенты выступают по желанию, но преподаватель может спросить мнение любого по обсуждаемым вопросам. Начинать выступление надо с чёткой формулировки проблемы, которую предстоит раскрыть. Затем изложить свою точку зрения на рассматриваемый вопрос, аргументируя её, подкрепляя соответствующим фактическим материалом. В заключении делаются выводы. Рекомендуется говорить простым, ясным языком, конкретно по вопросу, а не "вообще", своими словами. Конечно, выступая на семинаре можно пользоваться конспектами, но злоупотреблять этим не следует.

Значительную помощь при подготовке к занятиям студентам окажет глоссарий (словарь терминов), который даётся в алфавитном порядке. Студент должен выбрать необходимые в освоении темы научные понятия и заучить их для того, чтобы использовать в раскрытии данной проблематики.

Темы лабораторных работ

1. Основные классы неорганических соединений
2. Скорость химических реакций
3. Химическое равновесие
4. Определение концентраций растворов
5. Гидролиз
6. Произведение растворимости
7. Окислительно-восстановительные реакции

Варианты тематических домашних заданий

для самостоятельной работы студентам

Энергетика химических процессов

Задача №1

Для реакции $\text{CH}_4 (\text{г.}) + \text{CO}_2 (\text{г.}) = 2 \text{CO} (\text{г.}) + 2 \text{H}_2 (\text{г.})$

определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре $T = 927 \text{ }^\circ\text{C}$, если тепловой эффект реакции до заданной температуры не изменится.

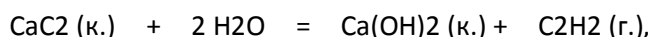
Укажите: а) выделяется или поглощается энергия в ходе реакции;

б) причину найденного изменения энтропии.

Рассчитайте температуру начала реакции.

Задача №2

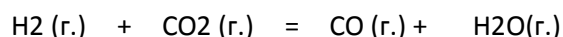
Вычислите тепловой эффект реакции:



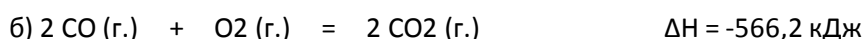
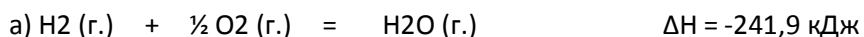
пользуясь стандартными теплотами образования реагирующих веществ. Сколько теплоты выделится или поглотится при образовании 2,24 л C_2H_2 ?

Задача №3

По термодинамическим уравнениям рассчитайте тепловой эффект реакции:



Термохимические уравнения:



Химическая кинетика, химическое равновесие

Задача №1

Реакция протекает по уравнению: $\text{O}_2 (\text{г.}) + 2 \text{CO} (\text{г.}) = 2 \text{CO}_2 (\text{г.})$. Начальные концентрации реагирующих веществ равны: $[\text{O}_2] = 1,2 \text{ моль/л}$, $[\text{CO}] = 0,8 \text{ моль/л}$.

Во сколько раз изменится скорость прямой реакции, когда прореагирует 30% CO ?

Во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакции, если увеличить давление в системе в два раза?

Задача №2

При температуре 40 °C некоторое количество вещества вступает в реакцию за 20 мин. Рассчитайте время, при котором это же количество вещества вступит в реакцию при температуре 200 °C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Во сколько раз изменится при этом скорость реакции?

Задача №3

Найдите начальные концентрации исходных веществ и константу равновесия реакции:
 $\text{Fe (т.)} + \text{H}_2\text{O (ж.)} = \text{FeO (т.)} + \text{H}_2 \text{ (г.)}$,

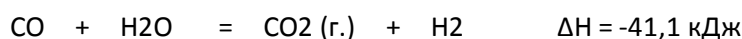
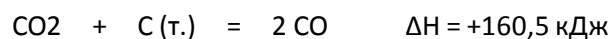
Если равновесные концентрации реагирующих веществ равны: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,3$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,4$ моль/л.

Задача №4

Для реакционной системы: $\text{CO (г.)} + \text{H}_2\text{O (г.)} = \text{CO}_2 \text{ (г.)} + \text{H}_2 \text{ (г.)}$ начальные концентрации равны: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,5$ моль/л, $[\text{CO}] = 0,6$ моль/л. Определите концентрации всех веществ в момент равновесия, если константа равновесия равна 1,45.

Задача №5

Выразите концентрации реагентов константы равновесия следующих реакций:



Укажите направление смещения химического равновесия этих реакций:

- при понижении температуры, если давление постоянно;
- при повышении давления, если температура постоянна.

Растворы неэлектролитов

Задача №1

Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 4 л раствора при 27 °C

Задача.№2

Вычислить давление пара 10 % раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при 100 оС.

Задача №3

Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $C_3H_8O_3$ и 400 г ацетона, кипит при 56,38 оС.

Чистый ацетон кипит при 56,0 оС. Вычислите эбулиоскопическую константу ацетона.

Растворы электролитов

Задача №1

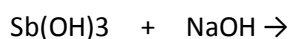
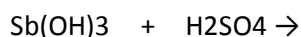
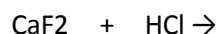
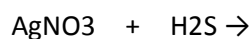
В каком объеме воды следует растворить 135г $SnCl_2$ для получения 3М раствора хлорида олова (II) с плотностью $\rho = 1,405$ г/мл?

Рассчитайте:

- а) массовую долю вещества в растворе;
- б) молярную концентрацию эквивалента;
- в) моляльность;
- г) титр;
- д) мольную долю вещества в растворе.

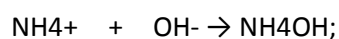
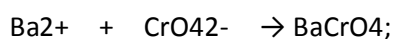
Задача №2

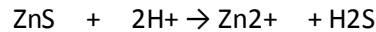
Закончите молекулярные и напишите сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



Задача №3

Составьте по два молекулярных уравнения реакций к следующим ионным:





Задача №4

Вычислите pH 0,05M раствора серной кислоты.

Задача №5

Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: Na_2SiO_3 . $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. KBr ? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (\leq или \geq 7) имеют растворы этих солей?

Задача №6

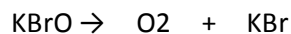
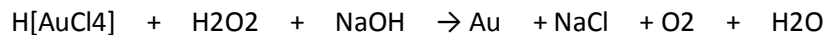
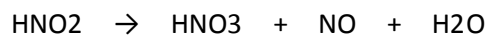
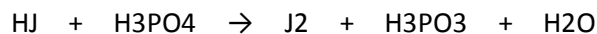
Найдите произведение растворимости PbCl_2 , если в 200 мл воды растворяется 2,17 г этого соединения.

Окислительно-восстановительные реакции

Задача №1

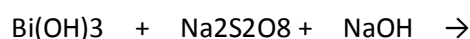
Подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите тип каждой реакции.

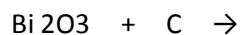
Рассчитайте электродвижущую силу и определите направление самопроизвольного протекания первой реакции при стандартных условиях, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов:



Задача №2

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:



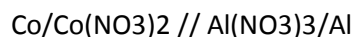


Электрохимические процессы

Задача №1

Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение токообразующей реакции, протекающей при работе гальванического элемента. Рассчитайте ЭДС (E) гальванического элемента при стандартных условиях.

Приняв потенциал анода равным стандартному значению, рассчитайте концентрацию катионов металла в катодном растворе, при которой ЭДС гальванического элемента уменьшится на 0,02В.



Задача №2

Приведите схемы электродных процессов и молекулярные уравнения реакций, протекающих при электрохимической коррозии гальванопары Co/Ni:

а) в кислой среде;

б) во влажном воздухе.

Определите убыль массы анода при коррозии в кислой среде за 20 мин, если скорость коррозии составила 0,01 г/ч.

Задача №3

Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, происходящей при электролизе:

а) расплава NaOH;

б) раствора CoSO₄.

Вычислите фактическое количество металла, полученного на катоде при электролизе Co(NO₃)₂, если электролиз проводили в течении 1 ч. Выход металла по току составил 85%.

Укажите возможные причины уменьшения выхода металла по сравнению с расчетным.

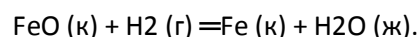
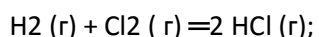
Варианты аудиторных контрольных заданий

Химическая термодинамика

1. Для реакции $\text{WO}_3 (\text{к}) + 3 \text{H}_2 (\text{г}) = \text{W} (\text{к}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{г})$ рассчитать ΔH , ΔS , определить возможное направление реакции при стандартных условиях и при $t = 9770\text{С}$. Рассчитать температуру начала реакции.
2. Тепловой эффект реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{к}) + \text{C} (\text{граф}) = 3 \text{FeO} (\text{к}) + \text{CO} (\text{г})$ составляет $\Delta H = 47,6 \text{ кДж}$. Рассчитать ΔH вещества FeO .

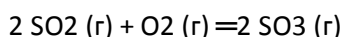
Химическая кинетика, химическое равновесие

1. Напишите выражение закона действующих масс для следующих химических реакций:



2. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе $2 \text{HI} (\text{г}) = \text{H}_2 (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{г})$, если уменьшить объем, занимаемый газами, в 2 раза?

3. Начальные концентрации исходных веществ в реакции:



были равны 1,8 моль/л SO_2 и 2,4 моль/л O_2 . Во сколько раз изменится скорость реакции к моменту, когда прореагирует 0,8 моль/л SO_2 ?

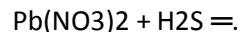
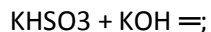
4. Как изменится скорость реакции при повышении температуры с 373 К до 283 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3,0?

5. Запишите выражение констант равновесия для каждой реакции, и на основании принципа Ле–Шателье определите увеличится ли выход продуктов реакции при: 1) уменьшении температуры; 2) увеличении давления; 3) увеличении концентрации вещества X.

Реакции Вещество X	Тепловой эффект	
а) $\text{C} (\text{к}) + \text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г})$	$\Delta H < 0$	$\text{CO}_2 (\text{г})$
б) $\text{C} (\text{к}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) = \text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г})$	$\Delta H > 0$	$\text{H}_2\text{O} (\text{г})$
с) $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{Br}_2 (\text{г}) = 2\text{HBr} (\text{г})$	$\Delta H < 0$	$\text{Br}_2 (\text{г})$

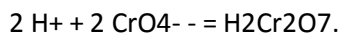
Растворы

1. Закончить уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной формах:

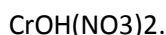


2. Доказать амфотерность следующего гидроксида: $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, показать диссоциацию этого гидроксида по типу кислоты и по типу основания.

3. Составить по два молекулярных уравнения реакций на каждое нижеприведенное ионное уравнение: $\text{Sn}(\text{OH})_4 + 2 \text{OH}^- = \text{SnO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$;

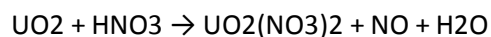
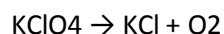


4. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде и указать как в результате гидролиза изменилась реакция среды (pH) в растворе следующих солей:



Окислительно-восстановительные свойства веществ

1. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



2. Даны вещества: Na_2MnO_4 , NaBr , MnSO_4 , Br_2 , NaOH . Рассчитайте ЭДС реакции, если: $\phi_{\text{MnO}_4^{2-}/\text{Mn}^{2+}} = 0,3045 \text{ В}$; $\phi_{\text{Br}_2/2 \text{ Br}^-} = 1,065 \text{ В}$. Составьте уравнение реакции

Электрохимические системы

1. Написать электронные уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции, вычислить ЭДС гальванического элемента, если концентрации ионов металлов равны: $[\text{Al}^{3+}] = 0,001 \text{ моль/л}$; $[\text{Co}^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}$.

2. Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых металл Fe служил бы анодом, а в другом – катодом. Приведите электронные уравнения соответствующих электродных реакций и уравнение суммарной токообразующей реакции.

3. Какие вещества и в каком весовом количестве выделяются на электродах при пропускании электрического тока силой 4 А в течение 4 час. через раствор электролита? Составьте электронные уравнения электродных процессов, протекающих на инертных электродах при электролизе K_2SO_4 .

Какие процессы протекают при электрохимической коррозии металла Cu, находящегося в контакте с металлом Ni, в кислой среде и в нейтральной среде в присутствии кислорода воздуха.

Варианты тематических тестовых заданий

для текущего контроля

Химическая термодинамика

Тесты включают теоретические и практические задания, ответы на которые требуют глубокого понимания изученного материала. Тесты построены единообразно: к каждому вопросу предлагается четыре варианта ответов, среди которых один или несколько правильных. Обработка результатов осуществляется путем сопоставления полученных результатов с эталонными и протекает очень быстро. Максимальное количество баллов в каждой теме курса – 10. В теме «Химическая термодинамика»: первые шесть заданий оцениваются в 0,5 балла, седьмое – в 1 балл, а восьмое, девятое и десятое задания – в 2 балла.

Тест № 1

1. При рассмотрении химической реакции система означает:
 - а) исходные реагенты
 - б) продукты химической реакции
 - в) реакционный сосуд
 - г) исходные реагенты и продукты реакции
2. Первый закон (первое начало) термодинамики математически записывается так:
 - а) $PV = \nu RT$
 - б) $K = R / NA$
 - в) $K = A \exp(-EA / RT)$
 - г) $\Delta U = Q - W$
3. В экзотермической реакции:
 - а) энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$)
 - б) тепловой эффект реакции отрицателен ($Q < 0$)
 - в) энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$)
 - г) давление реакционной системы повышается
4. Стандартные тепловые эффекты принято обозначать:

- а) время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ
- б) изменение количества вещества реагентов (или продуктов) реакции в единицу времени в единице объема
- в) количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции

3. В каких единицах выражается скорость химической реакции?

- а) моль/.с
- б) безразмерная величина
- в) моль² с

4. От каких факторов зависит скорость химических реакций?

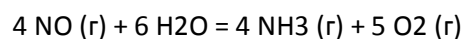
- а) от природы реагирующих веществ
- б) от температуры
- в) от объема реакционного сосуда

5. Состояние химического равновесия обратимых процессов количественно характеризуется

...

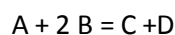
- а) равновесными концентрациями продуктов реакции
- б) энергией активизации
- в) константой равновесия

6. Как записывается выражение для скорости реакции



- а) $V = k[\text{NO}]^4[\text{H}_2\text{O}]$
- б) $V = k[\text{NH}_3][\text{O}_2]$
- в) $V = k[\text{NO}]^4[\text{H}_2\text{O}]^6$

7. Как запишется выражение для константы равновесия реакции



- а) $K_p = [\text{C}][\text{D}] / [\text{A}][\text{B}]$
- б) $K_p = [\text{C}][\text{D}] / [\text{A}][\text{B}]^2$
- в) $K_p = [\text{A}][\text{B}]^2 / [\text{C}][\text{D}]$

9. Что можно сказать о реакции, изображенной на диаграмме к вопросу 8?

- а) экзотермическая реакция
- б) эндотермическая реакция
- в) реакция описывает состояние равновесия

10. Равновесие реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} = 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$, $\Delta H > 0$

смещается влево.

- а) при понижении температуры
- б) при повышении температуры
- в) при повышении давления

11. Для реакции $\text{C}(\text{к}) + 2 \text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г})$ при некоторой температуре константа равновесия равна 0,8. Равновесная концентрация водорода равна 1,2 моль/л. Вычислите исходную концентрацию водорода.

- а) 1,2
- б) 3,5
- в) 5,0

Окислительно-восстановительные процессы

Тема «Окислительно-восстановительные процессы»: первое, второе, третье, четвертое и пятое задания оцениваются в 0,5 балла; шестое – в 1 балл; седьмое и восьмое – в 2 балла, а девятое – в 2,5 баллов.

Тест № 29

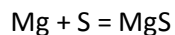
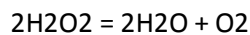
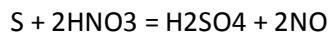
1. Окислитель – это атом, молекула или ион, который ...

- 1) увеличивает свою степень окисления
- 2) принимает электроны
- 3) отдает свои электроны

2. Процесс восстановления имеет место в случае, когда ...

- 1) нейтральные атомы превращаются в положительно-заряженные ионы
- 2) положительный заряд иона уменьшается
- 3) отрицательный заряд иона увеличивается

3. Из представленных ниже реакций к ОВР диспропорционирования принадлежит ...



4. К восстановителям относятся ...

- а) металлы, водород, углерод
- б) активные неметаллы
- в) элементы, находящиеся в средней части периодической системы

5. Степени окисления кислорода а) в воде и б) в пероксиде водорода соответственно равны ...

- а) -2; -2 б) -2; +2 в) -2; -1

6. Перманганат калия в ОВР, протекающих в кислой среде, восстанавливается до ...

- а) катиона Mn^{2+} ; б) манганат-иона MnO_4^{2-} в) оксида марганца (II) MnO

7. В реакции, протекающей по схеме $Cr_2S_3 + KNO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + K_2SO_4 + NO$

окислению подвергаются следующие элементы ...

- 1) азот и сера 2) сера и хром 3) хром и азот

8. Сумма коэффициентов в реакции, приведенной в вопросе № 7 равна ...

- 1) 26 2) 18 3) 35

9. Сумма коэффициентов в реакции $KMnO_4 + HCl_{конц.} \rightarrow \dots$ равна

- а) 30 б) 18 в) 33

Вопросы для подготовки к экзамену по дисциплине

1. Предмет и задачи химии. Значение химии.
2. Строение атома. Модели атома (Морозова, Резерфорда, Бора). Теория Бора. Уравнение Планка. Принцип неопределённости Гейзенберга. Волновая функция. Уравнение Шредингера.
3. Квантово – механические представления о строении атома. Квантовые числа и их физический смысл.
4. Распределение электронов многоэлектронном атоме. Принцип Паули. Правило Гунда. Порядок заполнения электронных подуровней.
5. Периодический закон и Периодическая система Д.И.Менделеева. s-, p-, d-, f- элементы. Периодичность изменения свойств элементов: относительная электроотрицательность, потенциал ионизации, сродство к электрону, радиус атома, восстановительная и окислительная способности элементов.
6. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи: прочность полярность, насыщаемость, направленность, гибридизация, кратность.
7. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
8. σ -, π -, γ - связь.
9. Методы молекулярных орбиталей (ММО) и валентных связей (МВС). Сравнительная характеристика ММО и МВС.
10. Ионная связь и её свойства.
11. Водородная связь и межмолекулярные взаимодействия (индукционное, дисперсионное, ориентационное).
12. Комплексные соединения: строение, характер связи, диссоциация. Классификация комплексных соединений.
13. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики.
14. Энтальпия образования вещества. Закон Гесса и его применение.
15. Энтропия как мера термодинамической необратимости процесса. Второй закон термодинамики.
16. Свободная энергия Гиббса. Самопроизвольность протекания реакций.
17. Химическая кинетика. Закон действующих масс гомогенных и гетерогенных систем. Скорость прямой и обратной реакций. Константа скорости химической реакции. Порядок и молекулярность реакции.
18. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
19. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы и ингибиторы.

20. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия при изменении условий протекания химических процессов. Принцип Ле-Шателье.
21. Растворы. Свойства растворов.
22. Способы выражения концентрации растворов (процентная, молярная, нормальная, моляльная, титр).
23. Законы Рауля. Осмос. Эбулиоскопия и криоскопия.
24. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Константа диссоциации.
25. Ионное произведение воды. Водородный показатель (в.рН) растворов.
26. Гидролиз солей. Константа гидролиза.
27. Произведение растворимости.
28. Дисперсные системы. Коллоидные растворы, свойства.
29. Строение мицеллы коллоидов Оптические и электрические свойства.
30. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Ионно-электронный метод уравнивания ОВР. Термодинамическая вероятность протекания ОВР.
31. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Водородный потенциал. Уравнение Нернста.
32. Гальванический элемент: устройства, процессы, протекающие на катоде и аноде.
33. ЭДС и энергия Гиббса гальванического элемента.
34. Электролиз. Законы Фарадея. Электрохимический эквивалент. Выход по току.
35. Электролиз расплавов и растворов на растворимых и нерастворимых электродах. Последовательность разряда ионов при электролизе на аноде и катоде.
36. Поляризация, её причины. Перенапряжение.

Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация имеет целью определить степень достижения запланированных результатов обучения по дисциплине за определенный период обучения.

а) Планируемые результаты обучения и оценочные средства для проведения промежуточной аттестации:

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
ОПК-3: Способен применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач		
ОПК-3.1	Использует методы анализа и моделирования при решении профессиональных задач, моделировании и проектировании энергосистем	<p>Перечень теоретических вопросов</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Основные методы химического анализа. 2. Основные приборы и оборудование для химического анализа веществ. 3. Методики проведения опытов. Правила техники безопасности. <p>Практические задания:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Для реакции $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2 \text{CO}(\text{г}) + 2 \text{H}_2(\text{г})$ определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре $T = 927^\circ\text{C}$, если тепловой эффект реакции до заданной температуры не изменится. Укажите: а) выделяется или поглощается энергия в ходе реакции; б) причину найденного изменения энтропии. Рассчитайте температуру начала реакции. 2. Выразите через концентрации реагентов константы равновесия следующих реакций $\text{N}_2(\text{г}) + 3 \text{H}_2(\text{г}) = 2 \text{NH}_3(\text{г})$, $\Delta H = -92,2 \text{ кДж}$. Укажите направление смещения химического равновесия этих реакций: а) при понижении температуры, если давление постоянно; б) при повышении давления, если температура постоянна. 3. Сколько миллилитров 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл потребуется для приготовления 2 л 0,25М раствора? 4. Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: Na_2SiO_3, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KBr? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (\leq или ≥ 7) имеют растворы этих солей? 5. Золь гидроксида магния получен путем смешивания 0,02 л 0,01н. раствора MgCl_2 и 0,028 л 0,005 н. раствора NaOH. Определите заряд частиц полученного золя и напишите формулу его мицеллы. 6. Рассчитайте электродвижущую силу и определите направление самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов $\text{HJ} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. 7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярные уравнения реакций, протекающих при электрохимической коррозии гальванопары Co/Ni: а) в кислой среде; б) во влажном воздухе. Определите убыль массы анода при коррозии в кислой среде за 20 мин, если скорость коррозии составила 0,01 г/ч.

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства																																													
		<p>8. Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, происходящей при электролизе раствора CoSO_4. Вычислите фактическое количество металла, полученного на катоде при электролизе $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, если электролиз проводили в течении 1 ч. Выход металла по току составил 85%. Укажите возможные причины уменьшения выхода металла по сравнению с расчетным.</p> <p>9. Провести анализ влияния концентрации на скорость химической реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ по экспериментальным данным. Провести обработку полученных данных с использованием современных информационных технологий. Результаты оптов представить в виде таблицы 1.</p> <p style="text-align: right;">Таблица 1</p> <table border="1" data-bbox="869 593 2114 900"> <thead> <tr> <th rowspan="2">Номер опыта</th> <th colspan="3">Объем, мл</th> <th rowspan="2">Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10^{-2} моль/л</th> <th rowspan="2">Время появления мути, с</th> <th rowspan="2">Скорость реакции, 10^2, с^{-1}</th> </tr> <tr> <th>$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$</th> <th>$\text{H}_2\text{O}$</th> <th>$\text{H}_2\text{SO}_4$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>1</td> <td>7</td> <td>2</td> <td>1,3</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>2</td> <td>6</td> <td>2</td> <td>2,6</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>3</td> <td>5</td> <td>2</td> <td>3,9</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>4</td> <td>4</td> <td>2</td> <td>5,2</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>5</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>6,5</td> <td></td> <td></td> </tr> </tbody> </table> <p>По данным таблицы 1 построить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия, отложив на оси абсцисс концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на оси ординат – скорость реакции.</p> <p>Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.</p>	Номер опыта	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10^{-2} моль/л	Время появления мути, с	Скорость реакции, 10^2 , с^{-1}	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	1	1	7	2	1,3			2	2	6	2	2,6			3	3	5	2	3,9			4	4	4	2	5,2			5	5	3	2	6,5		
Номер опыта	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10^{-2} моль/л	Время появления мути, с	Скорость реакции, 10^2 , с^{-1}																																									
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4																																												
1	1	7	2	1,3																																											
2	2	6	2	2,6																																											
3	3	5	2	3,9																																											
4	4	4	2	5,2																																											
5	5	3	2	6,5																																											
ОПК-3.2	Способен применять соответствующий физико-математический аппарат при теоретическом и экспериментальном исследовании в решении задач энергосбережения	<p>Перечень теоретических вопросов:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Основы химической термодинамики: система, термодинамические параметры системы, функции состояния системы. Первый закон термодинамики. 2. Энергетика химических процессов. 3. Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. 4. Энтропия. Уравнение Больцмана. Второй и третий законы термодинамики. 5. Энергия Гиббса. Направления химических процессов. 6. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Средняя и истинная скорости реакции. Кинетическая кривая. 																																													

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>7. Скорость реакции и методы её регулирования.</p> <p>8. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа.</p> <p>9. Энергия активации. Активированный комплекс. Уравнение Аррениуса.</p> <p>10. Катализаторы и каталитические системы. Гомогенный катализ.</p> <p>11. Катализаторы и каталитические системы. Гетерогенный катализ.</p> <p>12. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.</p> <p>13. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.</p> <p>14. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.</p> <p>15. Растворы электролитов. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p>16. Диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные электролиты.</p> <p>17. Растворимость. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков.</p> <p>18. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. рН.</p> <p>19. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.</p> <p>20. Дисперсные системы. Классификация. Лиофильные и лиофобные коллоиды.</p> <p>21. Строение коллоидных частиц.</p> <p>22. Коагуляция коллоидных растворов.</p> <p>23. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Классификация окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>24. Электрохимические системы. Законы Фарадея. Электродный потенциал.</p> <p>25. Гальванический элемент Даниэля Якоби.</p> <p>26. Электрохимические системы: электролиз расплавов. Применение электролиза.</p> <p>27. Электролиз. Анодный и катодный процессы при электролизе растворов. Применение электролиза.</p> <p>28. Коррозия. Виды коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.</p> <p>Практические задания:</p> <p>1. Написать электронные уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции, вычислить ЭДС гальванического элемента, если концентрации ионов металлов равны: $[Al^{3+}] = 0,001$ моль/л, $[Co^{2+}] = 0,1$ моль/л.</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>2. Написать ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей: K_3PO_4; Na_2SO_4; $ZnCl_2$.</p> <p>3. Закончить уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной формах: $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$, $K_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$, $H_2S + KOH \rightarrow$.</p> <p>4. В 2 л раствора гидроксида кальция содержится 478,8 г $Ca(OH)_2$. Плотность раствора 1,14 г/мл. Рассчитайте: $\omega(Ca(OH)_2)$; C_M; $C_{эк}$; C_m; $N(Ca(OH)_2)$ и $N(H_2O)$; T.</p> <p>5. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$, $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$.</p> <p>6. Написать электронные уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции, вычислить ЭДС гальванического элемента, если концентрации ионов металлов равны: $[Mn^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[Au^{3+}] = 0,1$ моль/л.</p> <p>7. Закончить уравнения реакций, написав их в молекулярной и ионной формах: $NH_4OH + HNO_3 \rightarrow$, $Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$, $AlPO_4 + Na_2SO_4 \rightarrow$.</p> <p>9. Написать электронные уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции, вычислить ЭДС гальванического элемента, если концентрации ионов металлов равны: $[Zn^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[Cu^+] = 1,0$ моль/л.</p> <p>10. Сульфат алюминия массой 36,4 г растворили в 100 г воды. Плотность полученного раствора 1,32 г/мл. Рассчитайте: $\omega(Al_2(SO_4)_3)$; C_M; $C_{эк}$; C_m; $N(Al_2(SO_4)_3)$ и $N(H_2O)$; T.</p> <p>12. Закончить уравнения реакций, написав их в молекулярном и ионном виде: $MnS + H_2SO_4 \rightarrow$, $Fe(OH)_3 + NaOH \rightarrow$, $NH_4Cl + KOH \rightarrow$.</p> <p>13. Определите термодинамическую возможность протекания реакции $CaO_{(к)} + 2 C_{(к)} = CaC_{2(к)} + CO_{(г)}$, $\Delta H_f = 460$ кДж при стандартных условиях. Рассчитайте температуру начала реакции, если $S(CaO) = 38$ Дж/моль·К; $S(C) = 6$ Дж/моль·К; $S(CaC_2) = 70$ Дж/моль·К; $S(CO) = 197$ Дж/моль·К.</p> <p>14. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$, $Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow$.</p> <p>15. Определите термодинамическую возможность протекания реакции $2 Cl_{2(г)} + 2 H_2O_{(г)} = 4 HCl_{(г)} + O_{2(г)}$, $\Delta H_f = 115,6$ кДж при стандартных условиях. Рассчитайте температуру начала реакции, если $S(Cl_2) = 223$ Дж/моль·К; $S(H_2O) = 189$ Дж/моль·К; $S(HCl) = 187$ Дж/моль·К; $S(O_2) = 205$ Дж/моль·К.</p> <p>16. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде: $CrCl_3$, $NaNO_3$, K_2CO_3.</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>17. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$, $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.</p> <p>18. Гомогенная реакция протекает по уравнению $\text{H}_2(\text{r}) + \text{I}_2(\text{r}) = 2 \text{HI}(\text{r})$. Начальная концентрация водорода 2,1 моль/л, иода 1,5 моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции, когда прореагирует 30% водорода?</p> <p>19. В 640 мл воды растворили 160 г хлорида железа (III). Плотность полученного раствора 1,032 г/мл. Рассчитайте: $\omega(\text{FeCl}_3)$; C_{M}; $C_{\text{эк}}$; $C_{\text{м}}$; $N(\text{FeCl}_3)$ и $N(\text{H}_2\text{O})$; T.</p> <p>20. Определите термодинамическую возможность протекания реакции $\text{CS}_2(\text{ж}) + 3 \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r}) + 2 \text{SO}_2(\text{r})$, $\Delta H_{\text{r}} = -1075$ кДж при стандартных условиях. Рассчитайте температуру начала реакции, если $S(\text{CS}_2) = 151$ Дж/моль·К; $S(\text{O}_2) = 205$ Дж/моль·К; $S(\text{CO}_2) = 213$ Дж/моль·К; $S(\text{SO}_2) = 248$ Дж/моль·К.</p> <p>21. Реакция идет по уравнению: $2 \text{H}_2(\text{r}) + \text{S}_2(\text{r}) = 2 \text{H}_2\text{S}(\text{r})$. Начальная концентрация водорода 2 моль/л, серы 1,5 моль/л. Определите во сколько раз изменится скорость реакции к моменту, когда прореагирует 0,7 моль/л водорода?</p> <p>22. Определите термодинамическую возможность протекания реакции $2 \text{ZnS}(\text{к}) + 3 \text{O}_2(\text{r}) = 2 \text{ZnO}(\text{к}) + 2 \text{SO}_2(\text{r})$, $\Delta H_{\text{r}} = -890$ кДж при стандартных условиях. Рассчитайте температуру начала реакции, если $S(\text{ZnS}) = 58$ Дж/моль·К; $S(\text{O}_2) = 205$ Дж/моль·К; $S(\text{ZnO}) = 44$ Дж/моль·К; $S(\text{SO}_2) = 248$ Дж/моль·К.</p> <p>23. Начальные концентрации исходных веществ в реакции: $2 \text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2 \text{SO}_3(\text{r})$ были равны 1,8 моль/л SO_2 и 2,4 моль/л O_2. Во сколько раз изменится скорость реакции к моменту, когда прореагирует 0,8 моль/л SO_2?</p>

б) Порядок проведения промежуточной аттестации, показатели и критерии оценивания:

Промежуточная аттестация по дисциплине «Химия» включает теоретические вопросы, позволяющие оценить уровень усвоения обучающимися знаний, и практические задания, выявляющие степень сформированности умений и владений, проводится в форме зачета.

Зачет по данной дисциплине проводится в устной форме по билетам, каждый из которых включает 2 теоретических вопроса и одно практическое задание.

Показатели и критерии оценивания зачета:

«зачтено» - обучающийся демонстрирует пороговый уровень сформированности компетенций: в ходе контрольных мероприятий допускаются ошибки, проявляется отсутствие отдельных знаний, умений, навыков, обучающийся испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые ситуации;

«не зачтено» - обучающийся не может показать знания на уровне воспроизведения и объяснения информации, не может показать интеллектуальные навыки решения простых задач.