

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«МУРМАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра химии

**Методические указания
к самостоятельной работе
и выполнению контрольных работ**

По дисциплине: **Б1.О.08 Химия**
указывается цикл (раздел) ОП, к которому относится дисциплина, название дисциплины

Направление подготовки/ специальность: **21.05.05 «Физические процессы горного
или нефтегазового производства»**
код и наименование направления подготовки (специальности)

**Направленность
(профиль)/специализация:** **Физические процессы нефтегазового производства**
наименование направленности (профиля) /специализации образовательной программы

Квалификация выпускника: **Горный инженер (специалист)**
(указывается квалификация (степень) выпускника в соответствии с ФГОС ВО)

Мурманск
2021

Составитель – Долгопятова Наталия Владимировна, к.т.н., доцент, доцент кафедры химии.

МУ к СР рассмотрены и одобрены на заседании кафедры-разработчика

Химии

название кафедры

_____ протокол № _____

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Целью дисциплины является формирование компетенций в соответствии с квалификационной характеристикой специалиста и учебным планом для направления подготовки 21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства, квалификация горный инженер (специалист)

Задачи дисциплины: дать необходимые теоретические знания, практические умения и навыки по основам химии, позволяющие успешно использовать их в профессиональной деятельности.

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

реакционную способность веществ: периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, виды химической связи, комплементарность; химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, химическая кинетика, энергетика химических процессов, химическое и фазовые равновесия, скорость реакций и методы ее регулирования, электролиз, коррозия металлов и способы защиты от коррозии.

Уметь:

- использовать знания о химических свойствах веществ и базовых химических законах при решении профессиональных задач;
-использовать основные приемы работы в лаборатории и обработки экспериментальных данных.

Владеть:

- навыками выполнения химических лабораторных операций, обработки экспериментальных данных, составления лабораторных отчетов.

Содержание разделов дисциплины: Основные законы и понятия химии. Реакционная способность веществ. Химическая связь и строение молекул. Элементы химической термодинамики. Основные положения и определения химической кинетики. Химическое равновесие. Свойства дисперсных систем. Растворы и их свойства. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы. Коррозия металлов.

ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

Самостоятельная работа

| Содержание разделов (модулей), тем дисциплины | Количество часов, выделяемых на самостоятельную работу |
|---|---|
| | Очная форма обучения |
| 1. Основные законы и понятия химии. Закон сохранения массы. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Закон Авогадро. Классификация неорганических соединений. Свойства важнейших классов неорганических соединений: оксидов, кислот, оснований, солей. | 7 |
| 2. Реакционная способность веществ: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ. Строение атома и Периодическая система Д.И.Менделеева. | 7 |
| 3. Химическая связь и строение молекул. Основные характеристики химической связи. Ковалентная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. | 7 |
| 4. Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы. Энтальпия. Тепловой эффект. Теплота образования вещества. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Закон Гесса. | 7 |
| 5. Основные положения и определения химической кинетики. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. | 5 |
| 6. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье | 5 |
| 7. Растворы и их свойства. Растворимость веществ в воде. Способы выражения состава растворов. Растворы неэлектролитов. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель среды. Константа диссоциации. Степень диссоциации. Гидролиз солей. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Произведение растворимости. Основные физико-химические свойства воды. | 7 |
| 8. Комплексные соединения. Номенклатура комплексных соединений. Применение комплексных соединений. | 5 |
| 9. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы. Сущность процессов окисления-восстановления. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Гальванический элемент. Электродные потенциалы. ЭДС и ее измерение. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста. Электролиз. Закон Фарадея. | 9 |
| 10. Коррозия. Основные виды коррозии. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии. | 7 |
| 11. Свойства дисперсных систем. Классификация дисперсных систем. Пены, эмульсии, суспензии, аэрозоли, коллоидные растворы. | 6 |
| Всего: | 72 |

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

– для теоретической подготовки и решения задач при выполнении контрольной работы

Основная:

1. Деркач С. Р., Берестова Г.И., Реут К. В.. Практикум по общей химии : [учеб. пособие для вузов] Мурманск : Изд-во МГТУ 2006. Имеется электрон. аналог 2006 г. - Библиогр.: с. 16. - ISBN 5-86185-224-3 : 99-56. *(Библиотека МГТУ: абонемент – 484 экз, читальный зал – 5 экз.)*
2. Деркач С.Р., Дякина Т.А., Зотова К.В., Гусева Л.А. Практикум по химии: Учеб. пособие. Мурманск: Изд-во МГТУ 2000, 2006. ISBN 5-86185-258-8; 5-86185-124-7 : 50-00 *(Библиотека МГТУ: абонемент – 759 экз, читальный зал – 12 экз.)*
3. Глинка Н.Л. Под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов / М.:КНОРУС, 2014. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - Изд. стер. ; Изд. испр. - Москва : Интеграл-Пресс, 2011, 2008, 2003, 2006, 2005, 2004, 2002, 2001. - 240 с. - ISBN 5-89602-015-5 : 135-75; 133-00; 135-75; 175-00; 160-00 *(Библиотека МГТУ: абонемент – 575 экз)*
4. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов / Н. В. Коровин. - 2-е изд., испр. и доп. ; 3-е изд., испр. - Москва : Высш. шк., 2002, 2000. - 558 с. : ил. - (Победитель конкурса учебников). - ISBN 5-06-003939-0 : 160-00 *(Библиотека МГТУ: абонемент – 90 экз, читальный зал – 1 экз.)*

Дополнительная:

1. Суворов, А. В. Общая химия : учебник для вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. - [4-е изд., испр.]. - Санкт-Петербург : Химиздат, 2000. - 622 с. : ил. - ISBN 5-93808-004-5 : 155-00; 82-50. *(Библиотека МГТУ: абонемент – 90 экз, читальный зал – 1 экз.)*
24.1 - С 89 Лабораторный практикум по химии : учеб. пособие / С. Р. Деркач, Т. А. Дякина, И. Н.
2. Коновалова; [под ред. И. Н. Коноваловой] ; Гос. ком. Рос. Федерации по рыболовству, Мурман. гос. техн. ун-т. - Мурманск : МГТУ, 2000. - 195 с. : ил. - Библиогр.: с. 184-185. - ISBN 5-86185-114-X . *(Библиотека МГТУ: абонемент – 322 экз, читальный зал – 10 экз.)*

– для выполнения лабораторных работ и решения задач при выполнении контрольной работы

1. Деркач С.Р., Дякина Т.А., Зотова К.В., Гусева Л.А. Практикум по химии: Учеб. пособие. Мурманск: Изд-во МГТУ 2000, 2006. ISBN 5-86185-258-8; 5-86185-124-7 : 50-00 *(Библиотека МГТУ: абонемент – 759 экз, читальный зал – 12 экз.)*
2. Глинка Н.Л. Под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов / М.:КНОРУС, 2014. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - Изд. стер. ; Изд. испр. - Москва : Интеграл-Пресс, 2011, 2008, 2003, 2006, 2005, 2004, 2002, 2001. - 240 с. - ISBN 5-89602-015-5 : 135-75; 133-00; 135-75; 175-00; 160-00 *(Библиотека МГТУ: абонемент – 575 экз)*

**Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»,
необходимых для освоения дисциплины (модуля)**

Электронно-библиотечные системы (ЭБС)

| № | Наименование электронно-библиотечной системы (ЭБС) | Адрес сайта |
|----|---|---|
| 1. | Электронно-библиотечная система «Издательства «ЛАНЬ» с | http://e.lanbook.com/ |
| 2. | Электронно-библиотечная система «Университетская библиотека онлайн» | http://biblioclub.ru/ |
| 3. | Электронно-библиотечная система «Консультант студента» | http://www.studentlibrary.ru/ |
| 4. | Электронно-библиотечная система «IPRbooks» С 20 апреля 2016 года до 20 апреля 2020 года | http://www.iprbookshop.ru/ |
| 5. | Электронно-библиотечная система ЭБС "Троицкий мост" | http://www.trmost.com/tm-main.shtml?lib |

Материалы, находящиеся в свободном доступе на следующих сайтах:

<http://chemexpress.fatal.ru>

<http://www.xumuk.ru>

<http://wikipedia.ru>

<http://www.chemport.ru>

<http://djvu-inf.narod.ru/nclib.htm>

СОДЕРЖАНИЕ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ИЗУЧЕНИЮ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Тема: Основные законы и понятия химии

Основные законы и понятия химии. Закон сохранения массы. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Закон Авогадро и следствия. Классификация неорганических соединений. Свойства важнейших классов неорганических соединений: оксидов, кислот, оснований, солей.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - основные понятия химии: атом, молекула, моль, молярная масса, количество вещества, валентность, степень окисления
 - основные законы атомно-молекулярного учения: стехиометрические и газовые
 - классификацию неорганических соединений
 - свойства различных классов неорганических соединений
 - основные законы химии
- **уметь:**
 - использовать математические выражения законов химии при решении задач

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое атом, молекула?
2. Что такое относительная атомная масса, относительная молекулярная масса?
3. Что такое молярная масса вещества? В каких единицах она выражается?
4. Что такое молярный объем газа, и в каких единицах он выражается?
5. Понятие моль вещества.
6. Сформулируйте закон Авогадро и следствия из него. Какие условия газового состояния называются нормальными?
7. Какие соотношения между различными газами можно вывести на основании закона Авогадро?
8. Какова связь между относительной молекулярной массой газа и относительной плотностью? Как находится плотность одного газа по отношению к другому?
9. Сформулируйте закон постоянства состава и закон сохранения массы вещества. Как практически используются эти законы?
10. Что выражает химическая формула? Что выражает химическое уравнение?
11. Дайте определение понятия «эквивалент». Что такое эквивалент вещества?

Тема: Реакционная способность веществ

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ. Строение атома и Периодическая система Д.И.Менделеева.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **иметь представление:**
 - о строении атома и корпускулярно-волновой природе электрона;
 - об основном и возбужденном состояниях атомов.
- **знать:**
 - квантовые числа, их характеристику;

- атомные орбитали, принципы заполнения электронами атомных орбиталей;
- периодический закон Д.И. Менделеева, принципы построения периодической системы элементов;
- **уметь:**
 - описывать строение любого атома с помощью электронных формул и атомных орбиталей, и определять квантовые числа электронов;
 - по электронным конфигурациям определять элемент, его место в таблице Д.И. Менделеева;
 - определять валентность элементов в основном и возбужденном состояниях;
 - прогнозировать химические свойства элементов, исходя из их положения в периодической системе и электронных формул соответствующих атомов.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: атомная орбиталь, квантовые числа, основное и возбужденное состояние атома, электронная конфигурация атома, электроотрицательность атома.
2. В чем заключается принцип наименьшей энергии заполнения электронами атомных орбиталей?
3. В чем заключается принцип Паули?
4. Какие атомные орбитали последовательно заполняются у атомов элементов 3-го периода? 4-го периода? 5-го периода?
5. Какой электрон труднее оторвать от атома хлора – 3s или 3p?
6. Какой электрон труднее оторвать от атома брома – 3d или 4p?
7. Атом какого элемента в основном состоянии имеет единственный 5p-электрон?
8. Что неправильно в записи конфигураций: $2p^7$, $2d^3$, $5d^{12}$?

Тема: Химическая связь и строение молекул

Основные характеристики химической связи. Ковалентная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - основные типы и характеристики химической связи; понимать природу химической связи;
 - особенности ковалентной связи (насыщаемость, направленность, кратность, полярность, поляризуемость);
 - механизмы возникновения ковалентной связи;
 - иметь представление о влиянии, которое оказывает гибридизация атомных орбиталей на пространственную структуру молекул и ионов;
 - свойства веществ с различными типами химической связи;
 - природу и основные особенности межмолекулярных взаимодействий.
- **уметь:**
 - формулировать понятие химической связи и характеризовать ее энергию, длину, валентный угол, полярность;
 - объяснять структуру молекул с sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизацией атомных орбиталей;
 - определять полярна или неполярна молекула;

- прогнозировать отдельные физико-химические свойства соединений на основе их молекулярного строения.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: химическая связь, делокализация электронов, ковалентная связь, ковалентная неполярная и ковалентная полярная связи, ионная связь, металлическая связь, энергия связи, обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи, гибридизация атомных орбиталей, метод валентных связей (МВС), метод молекулярных орбиталей (ММО), молекулярная орбиталь (МО), связывающая МО, разрыхляющая МО, σ - и π -связи, порядок связи, диамагнитные и парамагнитные вещества.
2. Выберите из списка вещества с неполярными ковалентными связями: SiCl_4 , Br_2 , BrCl , P_4 , AlH_3 , SO_2 , C_2N_2 , Te_2 , WBr_5 , S_8 .
3. Выберите из списка вещества с полярными ковалентными связями: O_3 , P_2O_5 , P_4 , SO_3 , HF , Cl_2 , NO_2 , H_2 , SF_6 .
4. Для следующих пар двухатомных молекул укажите молекулу с более полярной связью и определите, какой атом несет отрицательный заряд и какой – положительный: а) FrF и FrAt ; б) HBr и KH ; в) CO и NO .
5. Определите тип связи и укажите направление смещения электронов по связи в следующих молекулах: S_2 , H_2S , NaI , CO_2 , CH_4 , NH_3 , K_2S , N_2 , SF_6 , SO_3 .
6. Из данного перечня выберите соединения с преимущественно ионным характером связи: H_2O , K_2O , HF , F_2O , KF , H_2Se , SnH_4 , KCl , CaF_2 , CsI .
7. Определите, какая из связей в каждой из указанных молекул характеризуется большей степенью ионности: $\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$, $\text{N}-\text{O}-\text{Cl}$, $\text{H}-\text{S}-\text{Cl}$, $\text{K}-\text{O}-\text{H}$, $\text{Na}-\text{S}-\text{H}$.

Тема: Энергетика химических реакций

Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы. Энтальпия. Тепловой эффект. Теплота образования вещества. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Закон Гесса.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - понятия: система, гомогенная и гетерогенная системы, изолированная, открытая и закрытая системы, параметры и функции состояния, экстенсивные и интенсивные величины, процесс, энергия, внутренняя энергия, работа, теплота, экзотермическая реакция, эндотермическая реакция, стандартное состояние, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса, самопроизвольный процесс;
 - первый закон термодинамики, закон Гесса, следствия из закона Гесса;
 - второй закон термодинамики;
 - условия самопроизвольного протекания химических реакций.
- **уметь:**
 - рассчитывать энергетические характеристики (энтальпию, энтропию, энергию Гиббса) физических и химических процессов;
 - прогнозировать направление самопроизвольного протекания процессов;

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: система, функции состояния, экстенсивные и интенсивные свойства, параметры состояния, стандартное состояние, стандартные условия, термодинамика, тепловой эффект химической реакции, термодинамическое уравнение, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса, стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтропия вещества, стандартная энергия Гиббса образования вещества.
2. Дайте формулировки законов: сохранения энергии, второго начала термодинамики, Гесса. Сформулируйте следствия из закона Гесса.
3. Вычислите количество теплоты, которое выделится при полном сгорании в избытке кислорода 1 л смеси, составленной при стандартных условиях из равных объемов метана, водорода, оксида углерода (II) и аргона.
4. Может ли энтропия вещества быть величиной отрицательной?
5. Может ли изменение энтропии в реакции быть величиной отрицательной?
6. Каков знак ΔS^0 процесса плавления вещества?
7. Каков знак ΔS^0 процесса конденсации паров какого-либо вещества?
8. Приведите примеры реакций, для которых: а) ΔS^0 положительно; б) ΔS^0 отрицательно; в) ΔS^0 близко к нулю.

Тема: Химическая кинетика. Скорость химических реакций

Тема: Химическое равновесие

Основные положения и определения химической кинетики. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ.

Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - понятия: скорость, константа скорости, молекулярность реакции, порядок реакции (частные и общий порядки), температурный коэффициент скорости реакции, энергия активации, катализ (гомогенный, гетерогенный, ферментативный), катализаторы, ингибиторы;
 - закон действующих масс;
 - правило Вант-Гоффа;
 - уравнение Аррениуса;
 - факторы, влияющие на скорость химической реакции;
 - особенности протекания различных типов химических реакций: простых, сложных, гомогенных, гетерогенных, цепных, обратимых, необратимых;
 - основные области применения катализаторов.
 - понятия: обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие, константа химического равновесия;
 - условия достижения химического равновесия;
 - принцип Ле Шателье для химических и фазовых равновесий;
 - факторы, влияющие на смещение химического и фазового равновесия;
 - правило фаз Гиббса, фазовые диаграммы.
- **уметь:**

- прогнозировать влияние на скорость реакций концентрации реагентов, температуры, природы реагирующих веществ, катализаторов;
- рассчитывать температурный коэффициент скорости реакции, энергию активации;
- рассчитывать: 1) изменение скорости реакции при изменении температуры, если известна энергия активации, 2) энергию активации, если известно изменение скорости реакции при изменении температуры.
- описывать положение равновесия обратимых реакций посредством константы химического равновесия;
- рассчитать температуру, при которой устанавливается химическое равновесие;
- определять направление смещения равновесия под воздействием различных внешних факторов;
- строить фазовую диаграмму воды и использовать ее для определения числа степеней свободы различных фазовых состояний воды;
- анализировать фазовые диаграммы.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: скорость химической реакции; константа скорости химической реакции; порядок и молекулярность реакции; температурный коэффициент скорости реакции; энергия активации; активированный комплекс; катализ, катализаторы; обратимые и необратимые реакции; химическое равновесие; константа равновесия; смещение химического равновесия.
2. Дайте формулировку правила Вант-Гоффа, принципа Ле Шателье, запишите уравнение Аррениуса.
3. Какие из следующих факторов влияют на скорость химической реакции:
 - природа реагирующих веществ;
 - масса реагирующих веществ;
 - концентрации реагирующих веществ в растворе;
 - масса раствора;
 - объем раствора;
 - природа растворителя;
 - объем газовой смеси;
 - масса газовой смеси;
 - давление газовой смеси;
 - температура;
 - присутствие катализатора.
4. Напишите выражение для скоростей реакций, протекающих по схеме $A + B \rightarrow AB$ если: а) А и В – вещества, находящиеся в растворе; б) А – твердое вещество, В – газ или вещество, находящееся в растворе; в) А и В – газообразные вещества.
5. От каких факторов зависит константа скорости химической реакции? Почему эту величину называют «константой»?
6. Какую размерность имеет константа скорости химической реакции?
7. В чем отличие между общим порядком реакции и порядком реакции по данному веществу?
8. Могут ли быть реакции нулевого порядка?
9. В чем различие порядка и молекулярности реакции? Могут ли они быть равны?
10. Какое общее представление лежит в основе объяснения действия катализатора в гомогенном и гетерогенном катализе?

11. Почему химическое равновесие называется динамическим?
12. Чем отличаются по форме записи выражения для констант гомо- и гетерогенных равновесий?
13. Как сказывается присутствие катализатора на состоянии химического равновесия?
14. Определите, как изменится скорость реакции окисления оксида азота (II), имеющая третий порядок, $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 3 раза.

Тема: Растворы и их свойства

Растворимость веществ в воде. Способы выражения состава растворов. Растворы неэлектролитов.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - понятия: раствор, растворитель, растворенное вещество;
 - особенности структуры воды в жидком и твердом состояниях;
 - термодинамику процессов растворения;
 - общие свойства растворов и понятие идеального раствора;
 - способы выражения состава растворов;
 - законы Рауля о давлении паров растворителя над раствором и изменении температур кипения и замерзания растворов.
- **уметь:**
 - рассчитывать содержание растворенного вещества различными способами (массовая доля, молярная доля, объемная доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, молярная концентрация, массовая концентрация, титр);
 - производить взаимные пересчеты концентраций;
 - рассчитывать давление насыщенного пара растворителя над раствором, изменение температур кристаллизации и кипения, осмотическое давление раствора при известной концентрации.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: раствор, растворитель, растворенное вещество, насыщенный, ненасыщенный, пересыщенный раствор, растворимость, массовая доля, молярная концентрация, молярная доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов.
2. Как влияет температура на растворимость твердых веществ?
3. Состав какого раствора – насыщенного, ненасыщенного, пересыщенного устойчив по отношению к небольшому изменению условий?
4. Может ли быть насыщенный раствор разбавленным, а концентрированный – ненасыщенным?
5. При случайно встряхивании сосуда с раствором из него выпало большое количество кристаллов. Каким был этот раствор?
6. Раствор сахара в стакане оставили на некоторое время. Вскоре на дне стакана образовался осадок кристаллов. Что Вы можете сказать о растворе над осадком?
7. В стакане воды (250 мл) растворили чайную ложку (9 г) поваренной соли NaCl. Найдите массовую долю хлорида натрия в полученном растворе.

8. В медицинских целях обычно используется 5 %-ная иодная настойка. Рассчитайте, какая масса этилового спирта необходима для приготовления такой настойки из 10 г иода.
9. Вычислите массу хлорида калия, необходимую для приготовления 250 мл 0,1 М раствора KCl.
10. Вычислите массу хлорида алюминия, необходимую для приготовления 500 мл 0,10 н. раствора $AlCl_3$.
11. Определите молярную долю растворенного вещества, а также молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и молярную концентрацию следующих растворов: а) 70 %-й серной кислоты ($\rho = 1,62$ г/мл); б) 40 %-го едкого натра ($\rho = 1,43$ г/мл); в) 20 %-й фосфорной кислоты ($\rho = 1,11$ г/мл).
12. Какой объем воды надо выпарить из 500 мл 4 %-го раствора соли ($\rho = 1,04$ г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей соли 0,16?

Тема: Свойства растворов сильных и слабых электролитов

Тема: Гидролиз солей. Произведение растворимости

Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель среды. Константа диссоциации. Степень диссоциации. Гидролиз солей. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Произведение растворимости. Основные физико-химические свойства воды.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - понятия и величины: электролитическая диссоциация, слабый и сильный электролит, изотонический коэффициент, степень электролитической диссоциации и константа диссоциации, активность, коэффициент активности, ионная сила раствора;
 - особенности растворов слабых и сильных электролитов;
 - понятия и величины: ионное произведение воды, водородный показатель среды (рН);
 - гидролиз солей;
 - факторы, влияющие на процесс гидролиза, способы подавления процесса гидролиза;
 - понятия: ограниченная и неограниченная растворимость; ненасыщенный, насыщенный и пересыщенный растворы;
 - особенности поведения ненасыщенных, насыщенных и пересыщенных растворов; произведение растворимости, условия образования и растворения осадков, последовательность осаждения ионов, способы достижения полного осаждения ионов
- **уметь:**
 - записывать уравнения процессов электролитической диссоциации (в том числе ступенчатые);
 - рассчитывать значения рН растворов слабых кислот и оснований, сильных кислот и щелочей;
 - рассчитывать растворимости и произведения растворимости труднорастворимых соединений;
 - записывать уравнения гидролиза той или иной соли.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)

- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: электролит, электролитическая диссоциация, степень электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты, константа электролитической диссоциации, ступенчатая диссоциация электролита, ионное уравнение реакции, ионно-молекулярное уравнение реакции, произведение растворимости, константа диссоциации воды, ионное произведение воды, водородный показатель среды pH, гидролиз солей.
2. Объясните, почему осмотическое давление 0,01 М раствора хлорида натрия в два раза больше, чем 0,01 М раствора карбамида CO(NH₂)₂.
3. Каковы основные положения теории электролитической диссоциации? Всегда ли ионы в растворе появляются в результате распада молекул?
4. Составьте молекулярные и ионные уравнения следующих реакций, протекающих в растворах между следующими веществами:
 - а) сульфидом натрия и нитратом меди (II);
 - б) ацетатом калия и серной кислотой;
 - в) серной кислотой и гидроксидом цинка;
 - г) гидроксидом цинка и гидроксидом натрия;
 - д) гидроксидом натрия и гидросульфидом натрия;
 - е) сульфидом железа (II) и соляной кислотой;
 - ж) соляной кислотой и карбонатом кальция;
 - з) азотной кислотой и гидроксидом калия;
 - и) гидроксидом калия и хлоридом аммония.
5. Составьте молекулярные уравнения следующих реакций, протекающих в водных растворах, по их ионным уравнениям:
 - а) $S^{2-} + Cu^{2+} = CuS \downarrow$
 - б) $2Br^- + Pb^{2+} = PbBr_2 \downarrow$
 - в) $H^+ + F^- = HF$
 - г) $SO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + SO_2 \uparrow$
 - д) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} + 2OH^- + Fe^{2+} = BaSO_4 \downarrow + Fe(OH)_2 \downarrow$
6. Какие факторы влияют на степень гидролиза?
7. Объясните, почему при ступенчатом гидролизе одного из ионов (или катиона, или аниона) растворенной соли гидролиз в основном ограничивается первой стадией, тогда как при гидролизе обоих ионов (и катиона, и аниона) он доходит практически до конца.
8. Какую среду (нейтральную, кислую, щелочную) создают при растворении в воде следующие вещества:
 - а) HCl, KBr, NH₄Cl, K₂O, KCN, NH₃, Ba(OH)₂, K₂S, NH₄NO₃;
 - б) AlCl₃, Cs₂CO₃, Zn(NO₃)₂, K₂SO₃, Ca(HCO₃)₂, MnSO₄.
9. Выберите из перечисленных ниже реакций реакции гидролиза:
 - а) $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
 - б) $KCl + (m + n)H_2O \rightarrow K(H_2O)_m^+ + Cl(H_2O)_n^-$
 - в) $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
 - г) $Rb_2CO_3 + H_2O \rightarrow RbOH + RbHCO_3$
 - д) $KClO_2 + H_2O \rightarrow HClO_2 + KOH$
 - е) $Na_2CO_3 + CuSO_4 + H_2O \rightarrow CO_2 + Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

Тема: Комплексные соединения

Номенклатура комплексных соединений. Применение комплексных соединений.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**

- понятия и величины: комплексообразователь, лиганд, координационное число, дентатность лиганда, внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения;
- основы номенклатуры комплексных соединений;
- **уметь:**
 - записывать формулы комплексных соединений по известным названиям и называть комплексные соединения по стехиометрическим формулам;
 - записывать уравнения ступенчатой диссоциации комплексных ионов.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: комплексное соединение, донор, акцептор, комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения, дентатность лиганда, координационное число комплексообразователя.
2. Укажите донор и акцептор в следующих комплексных ионах: $[\text{SiF}_6]^{2-}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.
3. Назовите следующие комплексные соединения: $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_3)_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$, $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$.
4. Напишите формулы следующих соединений: триоксалатокобальтат (III) натрия, хлорид дибромотетраамминплатины (IV), тетрадородиаквахромат (III) калия, сульфат пентаамминакваникеля (II), нитрат карбонатотетраамминхрома (III).
5. Приведите примеры катионных и анионных комплексных соединений для иона Cr^{3+} и дайте их название. Координационное число Cr^{3+} равно 6.

Тема: Окислительно-восстановительные реакции

Электрохимические процессы. Сущность процессов окисления-восстановления. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - понятия и величины: степень окисления, окислитель, восстановитель, сопряженная окислительно-восстановительная пара, эквивалент окислителя и восстановителя, стандартный восстановительный потенциал, ЭДС окислительно-восстановительной реакции;
 - условия самопроизвольного и равновесного протекания окислительно-восстановительных реакций;
 - методы расстановки коэффициентов в ОВР;
 - важнейшие окислители и восстановители и продукты их превращения в ОВР в различных средах.
- **уметь:**
 - составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций;
 - расставлять коэффициенты в ОВР методом ионно-электронного баланса;
 - рассчитывать ЭДС, изменение энергии Гиббса в ОВР и определять направление протекания реакции.

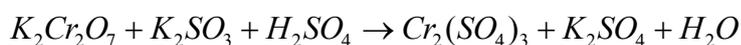
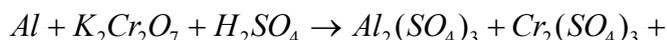
Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: реакция обмена, окислительно-восстановительная реакция (ОВР), степень окисления, окислитель, восстановитель, методы расстановки коэффициентов в ОВР.
2. Определите степени окисления каждого элемента в соединениях: N_2 , N_2O , NO_2 , N_2O_3 , NH_3 , $KClO_3$, $BaMnO_4$, Na_3PO_4 , NH_4Cl , Ag_2CrO_4 , $KMnO_4$, K_2MnO_4 , K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$.
3. Закончите уравнения приведенных схем реакций. Укажите для каждой реакции вещество-окислитель и вещество-восстановитель, какое вещество окисляется и какое – восстанавливается:



Тема: Гальванический элемент

Гальванический элемент. Электродные потенциалы. ЭДС и ее измерение. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - механизмы возникновения двойного электрического слоя на границе раздела фаз и особенности потенциалов: электродного (металлического электрода), окислительно-восстановительного, диффузионного и мембранного;
 - устройство и назначение стандартного водородного электрода; стандартной водородной шкале металлических электродов;
 - гальванический элемент, классификацию гальванических элементов, концентрационную и электрохимическую поляризацию электродов;
 - химические источники электрической энергии: первичные и вторичные;
- **уметь:**
 - рассчитывать электродные потенциалы по уравнению Нернста в условиях, отличных от стандартных;
 - составлять схемы гальванических элементов;
 - записывать уравнения электродных процессов;
 - записывать уравнения токообразующих химических реакций;
 - рассчитывать ЭДС гальванических элементов концентрационных и окислительно-восстановительных;

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте ЭДС этого элемента и изменение величины энергии Гиббса.
2. Как должны быть составлены гальванические элементы, чтобы в них протекали реакции:
 - а) $\text{Cd} + \text{CuSO}_4 = \text{CdSO}_4 + \text{Cu}$
 - б) $2\text{Au}^{3+} + 3\text{H}_2 = 2\text{Au} + 6\text{H}^+$
 - в) $\text{Zn} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$
3. Гальваническая цепь составлена магниевыми электродами, погруженными в растворы MgSO_4 разной концентрации: $\text{Mg} | \text{MgSO}_4(2\text{M}) || \text{MgSO}_4(0,001\text{н.}) | \text{Mg}$. Рассчитайте ЭДС этого гальванического элемента.
4. Исходя из величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и значения ΔG_{298}^0 , определите, будет ли работать гальванический элемент, в котором на электродах протекают процессы:

$$\text{A}(-): \text{Hg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^{2+}$$

$$\text{K}(+): \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}.$$
5. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых кадмий является анодом, а в другом – катодом. Напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС каждого элемента.

Тема: Электролиз растворов электролитов

Электролиз. Законы Фарадея.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - растворимые;
 - последовательность электродных процессов при электролизе;
 - законы Фарадея, выход по току, напряжение (потенциал) разложения.
- **уметь:**
 - записывать уравнения процессов, протекающих на инертных и растворимых электродах при электролизе расплавов и растворов электролитов;
 - рассчитывать по закону Фарадея количество прошедшего электричества или количество прореагировавшего на электроде вещества;
 - рассчитывать выход по току, потенциал разложения.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Дайте определения следующим понятиям: электролиз; электроды инертные и растворимые; расплавы и растворы электролитов; гальваностегия; гальванопластика.
2. Сколько литров водорода выделится на катоде, если вести электролиз водного раствора КОН в течение 2,5 ч при силе тока 1,2 А? Запишите процессы, происходящие при электролизе этого раствора на угольных электродах.
3. При какой силе тока можно в течение 15 мин выделить всю медь из 120 мл 0,2 н. раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$? Запишите процессы, происходящие при электролизе этого раствора на нерастворимых электродах.
4. Составьте уравнения реакций, происходящих на электродах при электролизе: а) раствора КСl; б) расплава КСl. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катоде в случаях а) и б) при прохождении тока 26,8 А в течение 10 ч.

5. В двух электролизерах с графитовыми электродами происходит электролиз: а) раствора гидроксида натрия; б) расплава гидроксида натрия. Напишите уравнения электродных реакций. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катодах, при прохождении 26,8 А·ч электричества в электролизерах.

Тема: Коррозия. Основные виды коррозии

Методы защиты металлов и сплавов от коррозии.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - понятия и определения: коррозия металлов, химическая коррозия, электрохимическая коррозия;
 - принципиальное различие химической и электрохимической коррозии;
 - влияние среды на протекание коррозии металлов;
 - электродные процессы, происходящие при атмосферной коррозии металлов;
 - методы защиты металлов от коррозии.
- **уметь:**
 - записывать уравнения реакций, происходящих при химической коррозии металлов;
 - записывать уравнения электродных процессов, происходящих на электродах при электрохимической коррозии металлов;
 - записывать уравнения химических реакций между продуктами электродных процессов;
 - определять, какой вид электрохимической коррозии металлов возможен в той или иной среде;
 - определять какое металлическое покрытие имеет анодный, а какое – катодный характер;
 - подбирать протектор для защиты того или иного металла;
 - предлагать методы защиты металлов от коррозии.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое коррозия?
2. Какова сущность химической и электрохимической видов коррозии металлов?
3. Приведите классификацию химической коррозии.
4. Приведите классификацию электрохимической коррозии.
5. Охарактеризуйте анодный и катодный процессы при электрохимической коррозии. Какое влияние оказывает явление поляризации на процесс коррозии металлов?
6. Какова роль оксидной пленки в коррозии металлов?
7. Какова роль примесей металлов в процессах электрохимической коррозии?
8. Каковы продукты анодного окисления железа в нейтральной среде при электрохимической коррозии пары железо-никель?
9. Перечислите методы защиты металлов от коррозии. Охарактеризуйте каждый метод.
10. Какие металлы (Fe, Ag, Ca) будут разрушаться в атмосфере влажного воздуха, насыщенного диоксидом углерода? Ответ дайте на основании вычисления ΔG_{298}^0 соответствующих процессов.

11. Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислотную среду? Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.
12. Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхности покрытия? Коррозия происходит в кислотной среде. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.
13. Исходя из величин ΔG_{298}^0 , определите, какие из приведенных ниже металлов будут корродировать во влажном воздухе по уравнению

$$Me + H_2O + O_2 \rightarrow Me(OH)_2 \quad (Me - Mg, Cu, Au).$$
14. Рассмотрите коррозию изделия из алюминиевой бронзы (сплав Cu–Al) в сильнощелочной аэрированной среде. Приведите уравнения электродных процессов. Какие вещества являются продуктами коррозии?
15. Рассмотрите коррозию изделия из латуни (сплав Cu–Zn) в морской воде. Приведите уравнения электродных процессов и схему коррозионного микрогальванического элемента. Какие вещества являются продуктами коррозии?
16. Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Какой состава продуктов коррозии?
17. Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите металлы, которые можно использовать для анодного и катодного покрытия железа во влажном воздухе и в сильноокислой среде.
18. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении сплошности покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
19. Приведите примеры катодных и анодных покрытий для кобальта. Составьте уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

Тема: Свойства дисперсных систем

Классификация дисперсных систем. Пены, эмульсии, суспензии, аэрозоли, коллоидные растворы.

Требования к уровню освоения содержания темы

Изучив данную тему, студент должен:

- **знать:**
 - понятия: система, гомогенная и гетерогенная системы, дисперсная система, дисперсная фаза, дисперсионная среда, дисперсность, поверхностно-активные вещества;
 - классификацию дисперсных систем;
 - свойства дисперсных систем;
 - способы повышения устойчивости дисперсных систем;
 - способы разрушения дисперсных систем;
 - основные свойства пен, эмульсий, суспензий, аэрозолей, коллоидных растворов.
- **уметь:**
 - на основании фазового состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды определять вид дисперсной системы;
 - объяснять механизм моющего действия ПАВ.

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)

- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие системы называют дисперсными?
2. Приведите классификацию дисперсных систем по степени дисперсности и фазовому состоянию дисперсионной среды и дисперсной фазы.
3. Что такое мицелла?
4. Приведите способы получения коллоидных растворов.
5. Что такое коагуляция коллоидных растворов? Какие способы коагуляции существуют?
6. Что такое поверхностно-активные вещества? Приведите классификацию ПАВ.
7. Что такое эмульсии, где они применяются? Какие типы эмульсий существуют?
8. Какие методы стабилизации и разрушения эмульсий существуют?
9. Пены, их устойчивость, применение.

Контрольные работы

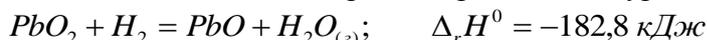
Задания для контрольной работы могут представлять собой набор номеров задач из книги [3] или тексты задач в виде отдельных вариантов (типовые варианты контрольной работы приведены ниже).

Контрольная работа, выполняемая обучающимися, должна быть представлена в рукописном виде на отдельных листах бумаги или в тонких тетрадях.

Типовые варианты контрольной работы

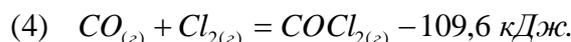
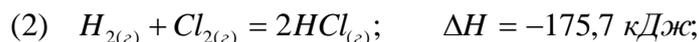
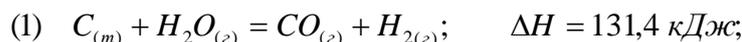
Вариант 1

1. Восстановление диоксида свинца водородом протекает по уравнению



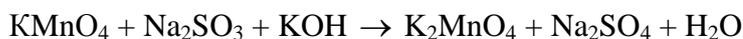
Определите стандартную теплоту образования PbO_2 .

2. Даны следующие системы:



Укажите, какая из систем (1) - (4) является гомогенной. Для каких реакций (1) - (4) равновесие сместится влево при повышении температуры?

3. Какой объем HCl с массовой долей 35% и $\rho = 1,7$ г/мл необходимо взять для приготовления 1 л 0,12 н. раствора кислоты?
4. Какой объем 0,08 н. раствора можно получить из 200 мл 1 н. раствора?
5. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (ионно-электронным методом), протекающих по схемам:

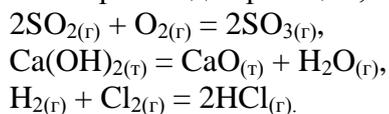


Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

6. Вычислите ЭДС и составьте схему гальванического элемента, составленного из следующих электродов: металлического цинка, помещенного в раствор нитрата цинка, и металлического серебра, помещенного в 0,005 М раствор нитрата серебра, при 298 К.
7. При электролизе водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 г. В течение какого времени проводили электролиз? Составьте схему электролиза с угольными электродами.
8. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Вариант 2

1. Вычислите изменения энтропии для реакций, протекающих по уравнениям



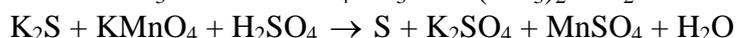
Почему в этих реакциях $\Delta_r S_{298}^0$ имеет значения >0 , <0 , ~ 0 ?

2. В каком направлении будет протекать реакция получения аммиака



если реагирующие вещества взяты в стандартных условиях?

3. Вычислите, во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры на 40°C , если температурный коэффициент этой реакции равен 3.
4. Сколько граммов 20% - ого (по массе) раствора NaCl нужно добавить к 500 г воды, чтобы получить 15% - ный раствор соли?
5. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 300 г HNO_3 ($\rho = 1,2$ г/мл).
6. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (ионно-электронным методом), протекающих по схемам:



Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

7. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2 А в течение 4 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса серебра выделилась на катоде, и какой объем газа (н.у.) выделяется на аноде.
8. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары магний-никель. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

Вариант 3

1. Определите $\Delta_f H^0_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3)$, если при реакции $2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al}$ на каждые 80 г Fe_2O_3 поглощается 426,5 кДж теплоты.

2. Выведите уравнение константы химического равновесия для реакции

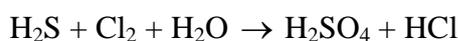


Какими способами можно сместить химическое равновесие этой реакции влево?

3. Вычислите температурный коэффициент реакции γ , если константа скорости этой реакции при 120 °С равна $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 170 °С – $6,7 \cdot 10^{-2}$.

4. Для нейтрализации 30 мл 0,1 н. раствора кислоты потребовалось 5 мл раствора NaOH. Сколько граммов NaOH содержится в 1 л этого раствора?

5. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (ионно-электронным методом), протекающих по схемам:



Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из золотого электрода в 0,1 М растворе хлорида золота (III) и алюминиевого электрода в 0,02 М растворе хлорида алюминия.

7. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н.у.), выделившихся на катоде и аноде?

8. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении целостности покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

Технологическая карта дисциплины (промежуточная аттестация – экзамен; первый семестр, очная форма обучения)

Дисциплина: химия

| № | Контрольные точки | Зачетное количество баллов | | График прохождения (неделя сдачи) |
|---|---|----------------------------|------------|-----------------------------------|
| | | min | max | |
| Текущий контроль | | | | |
| 1 | Выполнение лабораторных работ (экспериментальная часть, оформление отчета, защита) 9 ЛР | 36 | 45 | По расписанию занятий |
| 2 | Посещение лекций (конспект) – 6 лк | 8 | 10 | По расписанию занятий |
| 3 | Контрольные работы – 1 к.р. | 10 | 15 | По расписанию занятий |
| 4 | Своевременная сдача контрольных точек | 6 | 10 | По расписанию занятий |
| | Итого | 60 | 80 | |
| Промежуточная аттестация | | | | |
| Экзамен | | 10 | 20 | Сессия |
| Оценка «5» - 20 баллов, Оценка «4» - 15 баллов, Оценка «3» - 10 баллов | | | | |
| ИТОГОВЫЕ БАЛЛЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ | | 70 | 100 | |
| <p>Итоговая оценка определяется по итоговым баллам за дисциплину и складывается из баллов, набранных в ходе текущего контроля (итога за работу в семестре) и промежуточной аттестации (экзамен)</p> <p>Шкала баллов для определения итоговой оценки: 91 - 100 баллов - оценка «5», 81-90 баллов - оценка «4», 70- 80 баллов - оценка «3», 69 и менее баллов - оценка «2»</p> <p>Итоговая оценка проставляется в экзаменационную ведомость и зачетку обучающегося</p> | | | | |