

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
"ВОЛГОГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ"**

Институт приоритетных технологий

Кафедра судебной экспертизы и физического материаловедения

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование
дисциплины
(модуля):

Общая и неорганическая химия

Уровень ОПОП: Специалитет

Специальность: 21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства

Направленность (профиль) подготовки специалитета: Физические процессы нефтегазового производства

Форма обучения: Очная

Срок обучения: 2025 - 2031 уч. г.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 21.05.05 Физические процессы горного или нефтегазового производства (приказ № 981 от 12.08.2020 г.) и учебного плана, утвержденного Ученым советом (от 27.05.2024 г., протокол № 9)

Разработчики:

Ермакова Т. А., кандидат химических наук, доцент

Программа рассмотрена и утверждена на заседании кафедры, протокол № 08 от 21.06.2024 года

Зав. кафедрой



Борознин С. В.

1. Цель и задачи изучения дисциплины

Цель изучения дисциплины –

1. Теоретическая и практическая подготовка студентов по основам химии и технологии веществ с учетом современных тенденций развития химической науки, что обеспечивает решение выпускником задач будущей профессиональной деятельности
2. Формирование навыков работы в химической лаборатории, проведения научного исследования, анализа результатов эксперимента
3. Готовность студентов к организации самостоятельной деятельности для решения поставленных задач
4. Готовность студентов к использованию информационных системам (учебная, научная литература, интернет-ресурсы)

Задачи дисциплины:

- знание основных понятий и законов химии, классов неорганических соединений, основные свойства неорганических соединений, основы технологии веществ
- использование полученные знания для решения поставленных задач в профессиональной деятельности.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к обязательной части учебного плана.

Дисциплина изучается на 1 курсе.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенций, определенных учебным планом в соответствии с ФГОС ВО.

Выпускник должен обладать следующими общепрофессиональными компетенциями (ОПК):

- ОПК-2 Способен с естественнонаучных позиций оценивать строение, химический и минеральный состав земной коры, морфологические особенности и генетические типы месторождений полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр на суше, на шельфе морей и на акваториях мирового океана

Знания, умения, навыки, формируемые по компетенции в рамках дисциплины

Студент должен знать:

Основные законы естественных наук при решении задач в профессиональной деятельности в области нефтегазового производства

Студент должен уметь:

Применять естественнонаучные знания, методы для решения задач профессиональной деятельности в области нефтегазового производства

Студент должен владеть навыками:

Навыки использования законов естественных для решения задач профессиональной деятельности в области нефтегазового производства

4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	Второй семестр
Контактная работа (всего)	96	96
Лабораторные	32	32
Лекции	32	32
Практические	32	32
Самостоятельная работа (всего)	120	120
Виды промежуточной аттестации	36	36
Экзамен	36	36

Общая трудоемкость часы	252	252
Общая трудоемкость зачетные единицы	7	7

5. Содержание дисциплины

5.1. Содержание дисциплины: Лекции (32 ч.)

Второй семестр. (32 ч.)

Тема 1. Понятие химии как науки. Основные положения атомно-молекулярного учения. Основные понятия и законы химии (2 ч.)

Понятие химии как науки. Определение химии. Современное развитие химии. Основные положения атомно-молекулярного учения.

Основные понятия химии: относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, количество вещества, молярная масса, молярный объем, эквивалент, эквивалентная масса и эквивалентный объем.

Основные законы химии: закон сохранения массы, закон сохранения энергии, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объемных отношений, закон Авогадро, закон парциальных давлений, закон эквивалентов, газовые законы (закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, закон Шарля, объединенный газовый закон, уравнение Клапейрона-Менделеева).

Тема 2. Важнейшие классы и номенклатура неорганических соединений. Физические и химические свойства основных классов неорганических соединений. Получение неор (2 ч.)
Важнейшие классы и номенклатура неорганических соединений. Простые и сложные вещества. Химические формулы. Оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Физические и химические свойства основных классов неорганических соединений. Получение неорганических соединений

Тема 3. Модели строения атома. Характеристика квантовых чисел (2 ч.)
Понятие «атом». Модели строения атома. Планетарная модель. Модель Бора. Постулаты Бора. Квантово-механическая модель атома. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Характеристика квантовых чисел: главное квантовое число, орбитальное квантовое число, магнитное квантовое число, спиновое квантовое число.

Тема 4. Распределение электронов в многоэлектронных атомах (2 ч.)
Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Хунда. Электронная и графическая формула атома

Тема 5. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система элементов (2 ч.)
Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система элементов. Структура периодической системы. Периодические свойства атомов и ионов элементов

Тема 6. Определение химической связи. Виды химической связи. Основные характеристики химической связи. (2 ч.)
Определение химической связи. Условие образования химической связи. Виды химической связи. Основные характеристики химической связи. Ковалентная связь. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь

Тема 7. Понятие растворимости. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Осмос. Законы Вант-Гоффа и Рауля (2 ч.)
Характеристика растворов. Процесс растворения. Понятие растворимости. Насыщенный и ненасыщенный раствор. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: массовая доля, молярная доля, объемная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация, нормальная концентрация, титр.
Осмос. Закон Вант-Гоффа. Давление пара растворов. Замерзание и кипение растворов. Законы Рауля. Эбуллиоскопия и криоскопия.

Тема 8. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Произведение растворимости. Гидролиз. (2 ч.)
Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Произведение растворимости. Диссоциация воды. Водородный

показатель. Гидролиз солей

Тема 9. Стандартные термодинамические величины. Закон Гесса и его следствие. Уравнение Кирхгофа. (2 ч.)

Основные закономерности протекания химических процессов. Стандартные термодинамические величины. Закон Гесса и его следствие. Уравнение Кирхгофа. Факторы, определяющие направление протекания химических реакций. Химико-термодинамические расчеты

Тема 10. Кинетика. Скорость химической реакции. Закон действия масс. Химическое равновесие. (2 ч.)

Кинетика. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действия масс. Зависимость скорости реакции от температуры. Катализ. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Тема 11. Степень окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. (2 ч.)

Степень окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительная двойственность. Составление окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса, метод полуреакций.

Тема 12. Электродные процессы. Уравнение Нернста. Электролиз. Закон Фарадея. (2 ч.)

Химические источники электрической энергии. Гальванический элемент. Электродные процессы. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Стандартный водородный электрод. Электролиз. Ряд напряжений металлов. Процессы, протекающие при электролизе. Закон Фарадея. Коррозия металлов. Химическая коррозия металлов. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.

Тема 13. Понятие комплексных соединений. Состав комплексных соединений. Вид химической связи в комплексных соединениях. (2 ч.)

Понятие комплексных соединений. Состав комплексных соединений. Вид химической связи в комплексных соединениях. Электростатические представления. Теория кристаллического поля. Комплексообразователи.

Тема 14. Классы комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений (2 ч.)

Классы комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений в растворах.

Тема 15. Общая характеристика элементов. Металлы и неметаллы. Водород, галогены (2 ч.)

Общая характеристика элементов. Металлы и неметаллы. Водород, галогены

Тема 16. Металлы первой, второй, третьей групп периодической системы. (2 ч.)
Металлы первой, второй, третьей групп периодической системы.

5.2. Содержание дисциплины: Лабораторные (32 ч.)

Второй семестр. (32 ч.)

Тема 1. Правила техники безопасности (2 ч.)

Ознакомление с правилами техники безопасности в лаборатории

Тема 2. Лабораторная посуда. аналитические и технические весы. (2 ч.)

Ознакомиться с видами лабораторной посудой. Научиться взвешивать на аналитических и технических весах

Тема 3. Приготовление и определение концентрации раствора (2 ч.)

1. определение плотности раствора гидроксида натрия и массовой доли растворенного вещества;

2. приготовление раствора гидроксида натрия заданной концентрации;

3. определение концентрации приготовленного раствора титрованием.

Тема 4. Приготовление и определение концентрации раствора (2 ч.)

1. определение плотности раствора гидроксида натрия и массовой доли растворенного вещества;
2. приготовление раствора гидроксида натрия заданной концентрации;
3. определение концентрации приготовленного раствора титрованием.

Тема 5. Электролитическая диссоциация. Произведение растворимости. Гидролиз. (2 ч.)

Исследование процесса гидролиза солей и установление факторов, влияющих на гидролиз.

Тема 6. Электролитическая диссоциация. Произведение растворимости. Гидролиз. (2 ч.)

Исследование процесса гидролиза солей и установление факторов, влияющих на гидролиз.

Тема 7. Скорость химических реакций (2 ч.)

определение кинетических параметров химической реакции: порядка реакции и энергии активации

Тема 8. Скорость химических реакций (2 ч.)

определение кинетических параметров химической реакции: порядка реакции и энергии активации

Тема 9. Химическое равновесие (2 ч.)

изучение направления смещения химического равновесия в гомогенных и гетерогенных обратимых реакциях в зависимости от внешних воздействий.

Тема 10. Химическое равновесие (2 ч.)

изучение направления смещения химического равновесия в гомогенных и гетерогенных обратимых реакциях в зависимости от внешних воздействий.

Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции (2 ч.)

практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций

Тема 12. Окислительно-восстановительные реакции (2 ч.)

практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций

Тема 13. Электролиз (2 ч.)

практическое ознакомление с процессами электролиза

Тема 14. Электролиз (2 ч.)

практическое ознакомление с процессами электролиза

Тема 15. Комплексные соединения (2 ч.)

ознакомление с методами получения комплексных соединений и изучение их свойств.

Тема 16. Качественные реакции (2 ч.)

изучение качественных реакций основных катионов и анионов. Ознакомление с внешними проявлениями качественных реакций

5.3. Содержание дисциплины: Практические (32 ч.)

Второй семестр. (32 ч.)

Тема 1. Основные понятия и законы химии (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Эквивалент. Закон эквивалентов.
2. Основные газовые законы.
3. Моль. Закон Авогадро. Мольный объем газа.
4. Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии.
5. Вывод химических формул. Расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Задачи:

1. Определить эквивалент и эквивалентные массы элементов в соединениях: HBr, H₂O, NH₃, HI, HN₃, H₂S, H₂Se, CH₄.
2. Определить значение эквивалента и эквивалентной массы для веществ: O₂, Ca, H₂SO₄,

$Mg(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$.

3. При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.
4. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.).
5. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
6. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21 °С и давлении 104,5 кПа (784 мм рт. ст.). Найти эквивалентную массу металла?
7. Вычислить мольную массу ацетона, если масса 500 мл его паров при 87 °С и давлении 96 кПа (720 мм рт. ст.) равна 0,93 г.
8. Определить во сколько раз тяжелее воздуха: сероводород, углекислый газ, хлороводород.
9. При 17 °С некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100 °С, если его давление останется неизменным?
10. Выразить в граммах массу одной молекулы углекислого газа.
11. Сколько молекул содержится в 1,0 мл водорода при нормальных условиях?
12. Какой объем будет занимать газообразный оксид азота (IV), взятый количеством 0,25 моль при температуре 0 °С и давлении 202,6 кПа?
13. Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определить молекулярную массу газа.
14. При сжигании 12 г смеси серы и угля образовалось 36 г смеси сернистого газа и углекислого газа. Сколько граммов серы и угля было в смеси?
15. Найти простейшую формулу вещества, содержащего (по массе) 43,4% Na, 11,3% C и 45,3% O.
16. Найти простейшую формулу вещества, в состав которого входят водород, углерод, кислород и азот в соотношении масс 1:3:4:7.
17. Найти молекулярную формулу масляной кислоты, содержащей (по массе) 54,5% углерода, 36,4% кислорода и 9,1% водорода, зная, что плотность ее паров по водороду равна 44.
18. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94% (масс.) Fe_2O_3 ?
19. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г с серной кислотой (н.у.)?
20. Вычислить процентное (по массе) содержание каждого из элементов в соединениях: $Mg(OH)_2$, $(NH_4)_2SO_4$, H_3PO_4 .
21. Какой объем кислорода потребуется для полного сжигания ацетиленом объемом 10 л, содержащего 10% примесей?
22. Смешано 7,3 г HCl с 4,0 г NH_3 . Сколько граммов соли NH_4Cl образуется. Найти массу оставшегося после реакции газа.
23. Аммиак, полученный из смеси азота и водорода, объемом 56 л, выход которого составляет 40%, был поглощен раствором фосфорной кислоты массой 92,04 г. Определить процентное содержание фосфорной кислоты и состав соли аммония, если при действии на нее раствором ацетата серебра выпал осадок массой 104,8 г.

Самостоятельная работа №1

1. 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентный объем водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.
2. Определите значение эквивалентной массы для веществ: $NaOH$, $Ca_3(PO_4)_2$, Fe_2O_3 , $AgCl$, PH_3 , Li_2O .
3. Какое количество вещества эквивалента содержится в 50 г углекислого кальция?
4. Давление газа в закрытом сосуде при 12 °С равно 100 кПа. Каким станет давление газа, если нагреть сосуд до 30 °С?

5. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21°C и давлении 104,5 кПа. Найти эквивалентную массу металла.
6. Определить объем, занимаемый 5,25 г азота при 26°C и давлении 98,9 кПа.
7. Одинаково ли число молекул в 0,001 кг водорода и в 0,001 кг кислорода? В 1 моле водорода и в 1 моле кислорода? В 1 л водорода и в 1 л кислорода при одинаковых условиях?
8. Чему равна плотность некоторого газообразного вещества по кислороду, если плотность этого вещества по азоту равна 2,07?
9. Масса 200 мл ацетилена при нормальных условиях равна 0,232 г. Определить молярную массу ацетилена.
10. При некоторой температуре плотность паров серы по азоту равна 9,14. Из скольких атомов состоит молекула серы при этой температуре?

Самостоятельная работа №2

1. Определить процентный состав железа и магния, если известно, что 4 г этой смеси при обработке соляной кислотой выделяют 2,24 л водорода.
2. Над катализатором при повышенном давлении и высокой температуре пропущена смесь, состоящая из 15 л водорода и 15 л азота. Какие газы и в каком объемном соотношении будут в реакционной смеси после протекания реакции, если выход продукта составляет 50% от теоретического?
3. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г CO₂. Плотность паров углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.
4. Найти формулу кристаллогидрата хлорида бария, зная, что 36,6 г соли при прокаливании теряют в массе 5,4 г.
5. при сгорании органического вещества массой 3,45 г, состоящего из водорода, углерода и кислорода, образовался диоксид углерода массой 6,6 г и вода массой 4,05 г. Плотность паров этого вещества по воздуху 1,59. Определить молекулярную формулу вещества.
6. При полном сгорании навески органического бромсодержащего вещества массой 1,88 г получено 0,88 г CO₂ и 0,36 H₂O. После превращения всего брома, содержащегося в навеске, в бромид серебра, получено 3,76 г AgBr. Плотность паров этого вещества по водороду 94. Определить молекулярную формулу органического вещества.
7. Вычислить массу азота, содержащегося в 1 кг калийной селитры, аммиачной селитры, аммофоса.
8. Какой объем ацетилена получается при разложении водой 0,8 кг карбида кальция?
9. При разложении бихромата калия получены кислород, хромат калия и оксид хрома (III). Весь выделившийся кислород прореагировал с хромом массой 20,4 г. В результате обработки хромата калия концентрированной серной кислотой образовался оксид хрома (VI). Сколько оксида хрома (III) и оксида хрома (VI) было получено?

Тема 2. Расчеты по химическим формулам и уравнениям (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Эквивалент. Закон эквивалентов.
2. Основные газовые законы.
3. Моль. Закон Авогадро. Мольный объем газа.
4. Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии.
5. Вывод химических формул. Расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Задачи:

1. Определить эквивалент и эквивалентные массы элементов в соединениях: HBr, H₂O, NH₃, HI, HN₃, H₂S, H₂Se, CH₄.
2. Определить значение эквивалента и эквивалентной массы для веществ: O₂, Ca, H₂SO₄, Mg(OH)₂, Al₂(SO₄)₃.
3. При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную

массу металла.

4. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.).
5. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
6. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21 °С и давлении 104,5 кПа (784 мм рт. ст.). Найти эквивалентную массу металла?
7. Вычислить мольную массу ацетона, если масса 500 мл его паров при 87 °С и давлении 96 кПа (720 мм рт. ст.) равна 0,93 г.
8. Определить во сколько раз тяжелее воздуха: сероводород, углекислый газ, хлороводород.
9. При 17 °С некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100 °С, если его давление останется неизменным?
10. Выразить в граммах массу одной молекулы углекислого газа.
11. Сколько молекул содержится в 1,0 мл водорода при нормальных условиях?
12. Какой объем будет занимать газообразный оксид азота (IV), взятый количеством 0,25 моль при температуре 0 °С и давлении 202,6 кПа?
13. Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определить молекулярную массу газа.
14. При сжигании 12 г смеси серы и угля образовалось 36 г смеси сернистого газа и углекислого газа. Сколько граммов серы и угля было в смеси?
15. Найти простейшую формулу вещества, содержащего (по массе) 43,4% Na, 11,3% С и 45,3% O.
16. Найти простейшую формулу вещества, в состав которого входят водород, углерод, кислород и азот в соотношении масс 1:3:4:7.
17. Найти молекулярную формулу масляной кислоты, содержащей (по массе) 54,5% углерода, 36,4% кислорода и 9,1% водорода, зная, что плотность ее паров по водороду равна 44.
18. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94% (масс.) Fe₂O₃?
19. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г с серной кислотой (н.у.)?
20. Вычислить процентное (по массе) содержание каждого из элементов в соединениях: Mg(OH)₂, (NH₄)₂SO₄, H₃PO₄.
21. Какой объем кислорода потребуется для полного сжигания ацетилена объемом 10 л, содержащего 10% примесей?
22. Смешано 7,3 г HCl с 4,0 г NH₃. Сколько граммов соли NH₄Cl образуется. Найти массу оставшегося после реакции газа.
23. Аммиак, полученный из смеси азота и водорода, объемом 56 л, выход которого составляет 40%, был поглощен раствором фосфорной кислоты массой 92,04 г. Определить процентное содержание фосфорной кислоты и состав соли аммония, если при действии на нее раствором ацетата серебра выпал осадок массой 104,8 г.

Самостоятельная работа №1

1. 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентный объем водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.
2. Определите значение эквивалентной массы для веществ: NaOH, Ca₃(PO₄)₂, Fe₂O₃, AgCl, PH₃, Li₂O.
3. Какое количество вещества эквивалента содержится в 50 г углекислого кальция?
4. Давление газа в закрытом сосуде при 12 °С равно 100 кПа. Каким станет давление газа, если нагреть сосуд до 30 °С?
5. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21 °С и давлении 104,5 кПа. Найти эквивалентную массу металла.

6. Определить объем, занимаемый 5,25 г азота при 26°C и давлении 98,9 кПа.
7. Одинаково ли число молекул в 0,001 кг водорода и в 0,001 кг кислорода? В 1 моле водорода и в 1 моле кислорода? В 1 л водорода и в 1 л кислорода при одинаковых условиях?
8. Чему равна плотность некоторого газообразного вещества по кислороду, если плотность этого вещества по азоту равна 2,07?
9. Масса 200 мл ацетилена при нормальных условиях равна 0,232 г. Определить молярную массу ацетилена.
10. При некоторой температуре плотность паров серы по азоту равна 9,14. Из скольких атомов состоит молекула серы при этой температуре?

Самостоятельная работа №2

1. Определить процентный состав железа и магния, если известно, что 4 г этой смеси при обработке соляной кислотой выделяют 2,24 л водорода.
2. Над катализатором при повышенном давлении и высокой температуре пропущена смесь, состоящая из 15 л водорода и 15 л азота. Какие газы и в каком объемном соотношении будут в реакционной смеси после протекания реакции, если выход продукта составляет 50% от теоретического?
3. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г CO₂. Плотность паров углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.
4. Найти формулу кристаллогидрата хлорида бария, зная, что 36,6 г соли при прокаливании теряют в массе 5,4 г.
5. при сгорании органического вещества массой 3,45 г, состоящего из водорода, углерода и кислорода, образовался диоксид углерода массой 6,6 г и вода массой 4,05 г. Плотность паров этого вещества по воздуху 1,59. Определить молекулярную формулу вещества.
6. При полном сгорании навески органического бромсодержащего вещества массой 1,88 г получено 0,88 г CO₂ и 0,36 H₂O. После превращения всего брома, содержащегося в навеске, в бромид серебра, получено 3,76 г AgBr. Плотность паров этого вещества по водороду 94. Определить молекулярную формулу органического вещества.
7. Вычислить массу азота, содержащегося в 1 кг калийной селитры, аммиачной селитры, аммофоса.
8. Какой объем ацетилена получается при разложении водой 0,8 кг карбида кальция?
9. При разложении бихромата калия получены кислород, хромат калия и оксид хрома (III). Весь выделившийся кислород прореагировал с хромом массой 20,4 г. В результате обработки хромата калия концентрированной серной кислотой образовался оксид хрома (VI). Сколько оксида хрома (III) и оксида хрома (VI) было получено?

Тема 3. Электронная и графическая структура атома. Распределение электронов в многоэлектронных атомах (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Электронная и графическая структура атома.
2. Распределение электронов в многоэлектронных атомах.
3. Зависимость свойств элементов от строения их атомов.
4. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов.

Задачи:

1. Записать электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра: а) 8; б) 13; в) 18; г) 23; д) 53; е) 63; ж) 83. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.
2. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: а) 1p³; б) 3p³; в) 3s²; г) 2s²; д) 2d⁵; е) 5d²; ж) 3f¹²; з) 2p⁴; и) 3p⁷.

- Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $5s^25p^4$; б) $3d^54s^1$. Определить порядковый номер и название элемента.
- Написать электронные формулы ионов: а) Sn^{2+} ; б) Sn^{4+} ; в) Mn^{2+} ; г) Cu^{2+} ; д) Cr^{3+} ; е) S^{2-} .
- У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n+1 = 5$?
- На каком основании хром и сера, фосфор и ванадий расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?
- Определите период, ряд и группу, в которых находятся элементы с порядковыми номерами 14, 24, 52, 63, 76, 101.
- Определите относительную атомную массу элемента второй группы, в карбиде которого массовая доля углерода 37,5%.
- На примере марганца и мышьяка покажите применимость правила Хунда.
- Назовите элементы, имеющие по одному электрону на $3p^1$ - и $4p^1$ -подуровнях. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в периодической системе.

Самостоятельная работа №3

- Какое максимальное количество число электронов может содержать атом в электронном слое с главным числом $n = 4$?
- Определить по правилу Клечковского последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $n + l$: а) 5; б) 6; в) 7.
- Сколько вакантных $3d$ -орбиталей имеют возбужденные атомы : а) Cl; б) V; в) Mn.
- Электронная структура атома описывается формулой $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$. Какой это элемент?
- Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: а) $1p^2$; б) $4s^2$; в) $5f^4$; г) $3d^3$; д) $4p^5$; е) $2p^4$; ж) $3d^8$.
- Написать электронные формулы ионов: а) Fe^{2+} ; б) Fe^{3+} ; в) Cl^- ; г) Ag^+ ; д) Al^{3+} ; е) N^{4+} .
- Сколько свободных d -орбиталей имеет атом ванадия? Напишите для него электронную и графическую формулы.
- Пользуясь правилом Хунда, покажите распределение электронов по квантовым ячейкам (орбиталям) у атомов хрома, кобальта, азота.
- Определить порядковый номер металла, при растворении 7,8 г которого в воде выделился водород объемом 2,24 л при нормальных условиях.
- Почему медь имеет меньший атомный объем, чем калий, расположенный в той же группе и том же периоде?

Тема 4. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей (2 ч.)

Основные вопросы:

- Виды химической связи.
- Ковалентная связь. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей.
- Свойства ковалентной связи.

Задачи

- Указать тип химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Привести схему перекрывания электронных облаков.
- Объяснить механизм образования молекулы SiF_4 и иона . Может ли существовать ион ?
- Какой характер имеют связи в молекулах NCl_3 , CS_2 , ICl_5 , NF_3 , OF_2 , ClF_2 , CO , CO_2 ? Указать для каждой из них направление смещения электронной пары.
- Объяснить с позиций метода валентных связей возможность образования молекулы C_2N_2 .
- Почему не могут существовать устойчивые молекулы Be_2 и Ne_2 ?

- Какова кратность связи в молекуле NO?
- Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций методов валентных связей и молекулярных орбиталей. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?
- Описать пространственное строение молекулы BeCl₂.
- Указать тип гибридизации атомных орбиталей кремния в молекуле SiH₄ и SiF₄. Полярны ли эти молекулы?
- Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности K-Cl, Ca-Cl, Fe-Cl, Ge-Cl?

Самостоятельная работа №4

- Объяснить с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы BF₃ и иона .
- Рассмотреть с позиции метода молекулярных орбиталей возможность образования молекул B₂, F₂, BF. Какая из этих молекул наиболее устойчива?
- Дипольный момент молекулы CS₂ равен нулю. Каким типом гибридизации атомных орбиталей углерода описывается образование этой молекулы?
- Исходя из представлений о природе ионной связи, объяснить, почему при обычных условиях ионные соединения существуют в виде ионных кристаллов, а не в виде отдельных молекул.
- Какой из перечисленных ионов обладает большим поляризующим действием: а) Na⁺, б) Ca²⁺, в) Mg²⁺, г) Al³⁺?

Тема 5. Ионная связь. Водородная связь. Металлическая связь (2 ч.)

Основные вопросы:

- Ионная связь.
- Водородная связь.
- Металлическая связь

Задачи

- Указать тип химической связи в молекулах H₂, Cl₂, HCl. Привести схему перекрывания электронных облаков.
- Объяснить механизм образования молекулы SiF₄ и иона . Может ли существовать ион ?
- Какой характер имеют связи в молекулах NCl₃, CS₂, ICl₅, NF₃, OF₂, ClF₂, CO, CO₂? Указать для каждой из них направление смещения электронной пары.
- Объяснить с позиций метода валентных связей возможность образования молекулы C₂N₂.
- Почему не могут существовать устойчивые молекулы Be₂ и Ne₂?
- Какова кратность связи в молекуле NO?
- Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций методов валентных связей и молекулярных орбиталей. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?
- Описать пространственное строение молекулы BeCl₂.
- Указать тип гибридизации атомных орбиталей кремния в молекуле SiH₄ и SiF₄. Полярны ли эти молекулы?
- Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности K-Cl, Ca-Cl, Fe-Cl, Ge-Cl?

Самостоятельная работа №4

- Объяснить с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы BF₃ и иона .
- Рассмотреть с позиции метода молекулярных орбиталей возможность образования молекул B₂, F₂, BF. Какая из этих молекул наиболее устойчива?

3. Дипольный момент молекулы CS_2 равен нулю. Каким типом гибридизации атомных орбиталей углерода описывается образование этой молекулы?
4. Исходя из представлений о природе ионной связи, объяснить, почему при обычных условиях ионные соединения существуют в виде ионных кристаллов, а не в виде отдельных молекул.
5. Какой из перечисленных ионов обладает большим поляризующим действием: а) Na^+ , б) Ca^{2+} , в) Mg^{2+} , г) Al^{3+} ?

Тема 6. Растворимость. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Осмос. Законы Вант-Гоффа и Рауля (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Растворимость. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
2. Осмос. Законы Вант-Гоффа и Рауля.

Задачи:

1. Сколько граммов сульфита натрия потребуется для приготовления 5 л 8%-ого (по массе) раствора ($\rho = 1,075$ г/мл)?
2. Сколько миллилитров 96 % (по массе) раствора серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?
3. Найти массу нитрата натрия, необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора?
4. Плотность 15%-ого (по массе) раствора серной кислоты равна 1,105 г/мл. Вычислить нормальность, молярность, моляльность раствора.
5. Какой объем 10%-ной (по массе) серной кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16,0 г гидроксида натрия?
6. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,25 г кислоты, потребовалось 25 мл 2 н. раствора щелочи. Определить эквивалентную массу кислоты.
7. Чему равно осмотическое давление 0,5 М раствора глюкозы при 25°C?
8. В радиатор автомобиля налили 9 л воды и прибавили 2 л метилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл). При какой наиминимальной температуре можно после этого оставлять автомобиль на открытом воздухе, не опасаясь, что вода в радиаторе замерзнет?
9. При 20°C осмотическое давление раствора, в 100 мл которого содержится 6,33 г красящего вещества крови – гематина, равно 243,4 кПа. Определить молекулярную формулу, если известен элементарный состав (в % (масс.)) гематина: С – 64,6; Н – 5,2; N – 8,8; O – 12,6; Fe – 8,8.

Самостоятельная работа №5

1. Сколько граммов 30%-ого (по массе) раствора хлорида натрия нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10%-ый раствор соли?
2. Найти молярность 36,2%-ого (по массе) раствора соляной кислоты, плотность которого 1,18 г/мл?
3. Вычислить мольные доли спирта и воды в 96% (по массе) растворе этилового спирта.
4. На нейтрализацию 40 мл раствора щелочи израсходовано 25 мл 0,5 н. раствора серной кислоты. Какова нормальность раствора щелочи? Какой объем 0,5 н. раствора соляной кислоты потребовался для той же цели?
5. При 25°C осмотическое давление некоторого водного раствора 1,24 МПа. Вычислить осмотическое давление раствора при 0°C.

Тема 7. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Процесс диссоциации. Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации.
2. Процесс диссоциации. Константа и степень диссоциации.
3. Закон разбавления Оствальда.

Задачи:

1. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. Найти константу диссоциации кислоты и значение рК.
2. Сколько воды нужно прибавить к 300 мл 0,2 М раствора уксусной кислоты, чтобы степень диссоциации кислоты удвоилась?

Самостоятельная работа №6

1. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление при 25°C было равно 2,47 кПа.
2. Рассчитать при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы.
3. Константа диссоциации HCN равна $7,9 \cdot 10^{-10}$. Найти степень диссоциации HCN в 0,001 М растворе.

Тема 8. Произведение растворимости. Водородный показатель. Гидролиз солей (2 ч.)
Основные вопросы:

1. Произведение растворимости.
2. Водородный показатель.
3. Гидролиз солей.

Задачи:

1. Сколько воды нужно прибавить к 300 мл 0,2 М раствора уксусной кислоты, чтобы степень диссоциации кислоты удвоилась?
2. концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Определить рН раствора.
3. Чему равна концентрация гидроксид-ионов в растворе, рН которого равен 10,8?
4. Определить рН раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г гидроксида натрия. Диссоциацию щелочи считать полной.
5. Растворимость CaCO₃ при 35°C равно $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.
6. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: NaCN, KNO₃, Cr(NO₃)₃, MgSO₄, Na₃PO₄, Fe₂(SO₄)₃, KHCOO, CuCl₂, CaCl₂? Для каждой из гидролизующихся солей написать уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме и указать реакцию ее водного раствора.

Самостоятельная работа №7

1. Во сколько раз концентрация ионов водорода в крови (рН = 7,36) больше, чем в спинномозговой жидкости (рН = 7,53)?
2. Вычислить рН следующих растворов слабых электролитов: а) 0,02 М NH₄OH; б) 0,05 н. HCOOH; в) 0,01 М CH₃COOH.
3. В какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах NH₄Cl, FeCl₃, Na₂CO₃, Na₂SO₄?
Ответ обосновать.

Тема 9. Закон Гесса и его следствие. Энергия Гиббса. Химико-термодинамические расчеты (2 ч.)

Основные вопросы:

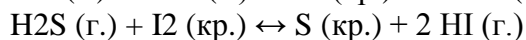
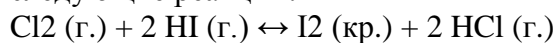
1. Тепловой эффект химической реакции. Стандартные термодинамические величины. Закон

Гесса и его следствие.

2. Энергия Гиббса. Факторы, определяющие направление протекания химических реакций.
3. Химико-термодинамические расчеты.

Задачи:

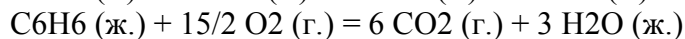
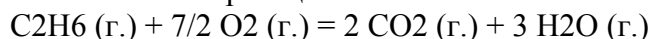
1. Могут ли в стандартных условиях самопроизвольно протекать в прямом направлении следующие реакции?



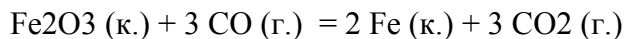
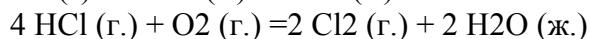
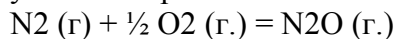
2. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитать теплоту образования сульфида железа.

3. При полном сгорании этилена выделилось 6226 кДж. Найти объем вступившего в реакцию кислорода (условия нормальные).

4. Вычислить реакций:



5. Установить, протекание каких из нижеследующих реакций возможно в стандартных условиях при 25°C:



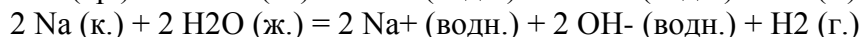
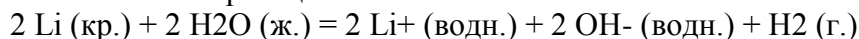
6. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до свободного металла при 298°C: CaO, ZnO, SnO₂, NiO, Al₂O₃?

Самостоятельная работа №8

1. При восстановлении 12,4 г оксида меди (II) углем (с образованием монооксида углерода) поглощается 8,24 кДж. Определить теплоту образования CuO.

2. Найти количество теплоты, выделяющейся при взрыве 8,4 л гремучего газа, взятого при нормальных условиях.

3. Вычислить реакций:



4. Установить, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме:



Зависимостью от температуры пренебречь.

Тема 10. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. (2 ч.)

Основные вопросы:

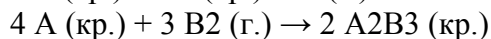
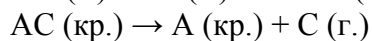
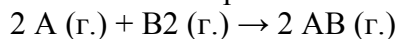
1. Скорость химической реакции.

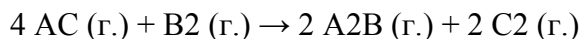
2. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ.

3. Закон действия масс.

Задачи:

1. Написать выражение закона действия масс для реакций:





8. Как изменится скорость реакции $2 \text{ NO (г.)} + \text{O}_2 \text{ (г.)} \rightarrow 2 \text{ NO}_2 \text{ (г.)}$, если а) увеличить давление в системе в 3 раза, б) уменьшить объем системы в 3 раза, в) повысить концентрацию NO в 3 раза?

9. Найти значение константы скорости реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л·мин.

10. Через некоторое время после начала реакции $3 \text{ A} + \text{B} \rightarrow 2 \text{ C} + \text{D}$ концентрации веществ составили: $[\text{A}] = 0,03$ моль/л, $[\text{B}] = 0,01$ моль/л, $[\text{C}] = 0,08$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

Самостоятельная работа №9

1. Во сколько раз изменится скорость реакции $2 \text{ A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?

2. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию Cl₂ – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возрасла скорость прямой реакции?

3. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2 \text{ B} \rightarrow \text{C}$. Начальные концентрации составляют $[\text{A}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,01 моль/л.

Тема 11. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.

Энергия активации. Уравнение Аррениуса (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
2. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.

Задачи:

1. Две реакции протекают при 25 °С с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, а второй – 2,5. Найти отношение скоростей этих реакций при 95 °С.
2. При 150 °С некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее: а) при 200 °С; б) при 80 °С.
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при 298 К, если энергию активации ее уменьшить на 4 кДж/моль.

Самостоятельная работа №10

1. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 градусов?

2. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость ее увеличилась в 2 раза?

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

Тема 12. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Химическое равновесие.

2. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Задачи:

1. При состоянии равновесия в системе $\text{N}_2 (\text{г.}) + 3 \text{H}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{г.})$ концентрации участвующих веществ равны: $[\text{N}_2] = 3$ моль/л, $[\text{H}_2] = 9$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 4$ моль/л. Тепловой эффект реакции равен $\Delta H_0 = -92,4$ кДж. Определить: а) исходные концентрации N_2 и H_2 ; б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры? в) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объем реакционного сосуда?
2. Константа равновесия реакции $\text{FeO} (\text{к.}) + \text{CO} (\text{г.}) \leftrightarrow \text{Fe} (\text{к.}) + \text{CO}_2 (\text{г.})$ при некоторой температуре равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO_2 , если начальные концентрации веществ составляли: $[\text{CO}]_0 = 0,05$ моль/л; $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$ моль/л.
3. Для реакции $\text{H}_2 (\text{г.}) + \text{Br}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2 \text{HBr} (\text{г.})$ при некоторой температуре константа равновесия равна 1. Определить состав (в %) равновесной реакционной смеси, если исходная смесь состояла из 3 молей H_2 и 2 молей Br_2 (г.).
4. Как повлияет на равновесие следующих реакций:
 $2 \text{H}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г.}) \quad \Delta H_0 = -483,6$ кДж
 $\text{CaCO}_3 (\text{к.}) \leftrightarrow \text{CaO} (\text{к.}) + \text{CO}_2 (\text{г.}) \quad \Delta H_0 = 179$ кДж
 $2 \text{CO} (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{г.}) \quad \Delta H_0 = -566$ кДж
 $\text{N}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2 \text{NO} (\text{г.}), \quad \Delta H_0 = 180$ кДж
а) повышение давления? б) повышение температуры?
5. Вычислить температуру, при которой константа равновесия реакции $2 \text{NO}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4 (\text{г.})$ равна единице. Зависимостью от температуры пренебречь.
6. Стандартное изменение энергии Гиббса для реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{AB}$ при 298 К равно -8 кДж/моль. Начальные концентрации $[\text{A}]_0 = [\text{B}]_0 = 1$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и равновесные концентрации веществ A , B и AB .

Самостоятельная работа №11

1. При некоторой температуре равновесие в системе $2 \text{NO}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2 \text{NO} (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.})$ установилось при следующих концентрациях $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .
2. Найти константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составила 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия продиссоциировало 50% N_2O_4 .
3. Считая, что реакции $4 \text{HCl} (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_2 (\text{г.}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{г.})$ не зависят от температуры, найти температуру, при которой константа равновесия этой реакции равна единице.
4. Константа равновесия реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ равна единице. Начальная концентрация $[\text{A}]_0 = 0,02$ моль/л. Сколько процентов вещества A подвергается превращению, если начальные концентрации $[\text{B}]_0$ равны 0,02, 0,1 и 0,2 моль/л.
5. Система C (графит) + $\text{CO}_2 (\text{г.}) \leftrightarrow 2 \text{CO} (\text{г.})$ находится в системе равновесия. $\Delta H_0 = 172,5$ кДж. Указать: а) как изменится содержание CO в равновесной смеси с повышением температуры при неизменном давлении? С ростом общего давления при неизменной температуре? б) изменится ли константа равновесия при повышении общего давления и неизменной температуре? При увеличении температуры? При введении в систему катализатора?

Тема 13. Окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений Окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций. Метод электронного баланса (2 ч.)

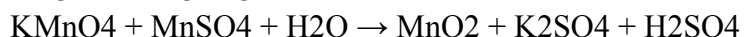
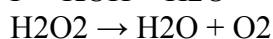
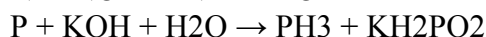
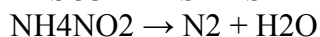
Основные вопросы:

1. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
3. Метод полуреакций.

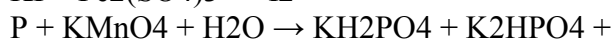
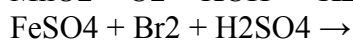
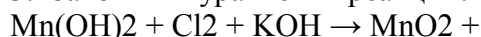
4. Метод электронного баланса.

Задачи:

1. Указать, в каких из приведенных процессов происходит окисление азота и в каких – восстановление, как изменяется в каждом случае степень окисления азота: ; ; .
2. Какие из приведенных реакций относятся к реакциям межмолекулярного окисления-восстановления, к реакциям внутримолекулярного окисления-восстановления и к реакциям диспропорционирования? Расставить коэффициенты в приведенных реакциях.

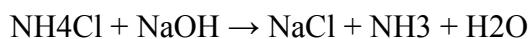
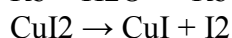
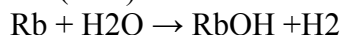
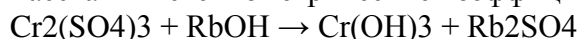


3. Закончить уравнения реакций:

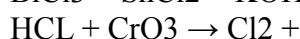
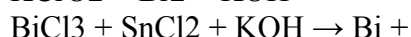
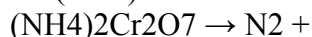
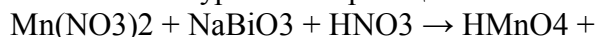


Самостоятельная работа №12

1. Указать, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным. Расставить стехиометрические коэффициенты в реакциях.



2. Закончить уравнения реакций:



3. Рассчитать электродные потенциалы магния в растворе его соли при концентрациях иона Mg^{2+} 0,1, 0,01 и 0,001 моль/л.

Тема 14. Электролиз. Закон Фарадея (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Электродные процессы. Электродные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
2. Электролиз.
3. Закон Фарадея.

Задачи:

1. Вычислить потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе бромида серебра ($\text{PP} = 6 \cdot 10^{-13}$), содержащем, кроме того, 0,1 моль/л бромида калия.
2. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор нитрата серебра, и стандартного водородного электрода. Написать уравнения электродных

- процессов и суммарной реакции, происходящей при работе элемента. Чему равна его э.д.с.?
3. Составить схемы электролиза водных растворов H_2SO_4 , CuCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с платиновыми электродами.
 4. Напишите схемы электролиза расплавов хлорида магния и хлорида натрия.
 5. При электролизе растворов CuCl_2 на аноде выделилось 560 мл газа (условия нормальные). Найти массу меди, выделившейся на катоде.
 6. Вычислить массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин.
 7. При прохождении через раствор соли трех валентного металла силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислить атомную массу металла.

Самостоятельная работа №13

1. Рассчитать электродные потенциалы магния в растворе его соли при концентрациях иона Mg^{2+} 0,1, 0,01 и 0,001 моль/л.
2. Какие процессы происходят на электродах гальванического элемента $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} (\text{C}_1) \parallel \text{Zn}^{2+} (\text{C}_2) \mid \text{Zn} (\text{C}_1 < \text{C}_2)$? В каком направлении перемещаются электроны во внешней цепи?
3. Составить схемы электролиза водного раствора сульфата цинка, если а) анод цинковый; б) анод угольный.
4. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?
5. При электролизе водного раствора SnCl_2 на аноде выделилось 4,48 л хлора (условия нормальные). Найти массу выделившегося на катоде олова.
6. Чему равна эквивалентная масса кадмия, если для выделения 1 г кадмия из раствора его соли надо пропустить через раствор 1717 Кл электричества?

Тема 15. Определение состава комплексного иона. Номенклатура комплексных соединений. Свойства комплексных соединений¶ (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Определение состава комплексного иона.
2. Номенклатура комплексных соединений.
3. Свойства комплексных соединений.

Задачи:

1. К раствору, содержащему 0,2335 г комплексной соли $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, добавили в достаточном количестве раствор нитрата серебра. Масса осажденного AgCl составила 0,1435 г. Определить координационную формулу соли.
2. Найти заряды комплексных частиц и указать среди них катионы, анионы и неэлектролиты: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{PO}_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]$.
3. Назвать комплексные соли: $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NO}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$, $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{OH})_5\text{Cl}]$, $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$.
4. Написать формулы перечисленных комплексных соединений: дицианоаргентат калия, гексанитрокобальтат (III) калия, тетраамминфосфатохром, диамминтетрахлорплатина, бромид гексаамминкобальта (III).
5. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NO}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем в избытке 1 моль/л NH_3 .
6. Какова пространственная структура иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Каковы магнитные свойства этого иона?
7. Почему бесцветны ионы Ag^+ и Zn^{2+} ?

Самостоятельная работа №14

1. Назвать следующие комплексные соединения: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{PO}_4]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2]$,

[Pd(NH₂OH)₂Cl₂], [Pt(NH₃)₂Cl₄], [Co(NH₃)₅(H₂O)]Cl₃.

2. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений: хлорид гексаамминникеля (II), диамминдихлороплатина, нитрат диакватетраамминникеля (II), трифторогидроксобериллат магния., тетрахлордигидроксоплатинат (IV) аммония.
3. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе K₂[Cd(CN)₄], содержащем, кроме того, 6,5 г/л KCN.
4. Объяснить, почему соединения меди (I) не окрашены, а соединения меди (II) – окрашены?
5. Определить пространственную структуру иона [CoCl₄]²⁻, учитывая, что значение магнитного момента этого иона соответствует наличию в нем трех неспаренных электронов.

Тема 16. Элементы первой, второй, третьей, четвертой группы периодической системы. Элементы пятой, шестой, седьмой, восьмой групп периодической системы. (2 ч.)

Основные вопросы:

1. Общая характеристика элементов. Металлы и неметаллы.
2. Элементы первой, второй группы периодической системы.
3. Элементы третьей, четвертой групп периодической системы.
4. Элементы пятой, шестой, седьмой групп периодической системы.
5. Благородные газы. Металлы восьмой группы периодической системы.

Задачи:

1. К 150 г раствора H₂O₂ прибавили немного диоксида марганца. Выделившийся кислород при нормальных условиях занял объем 10-3 м³. Вычислить массовую долю пероксида водорода в исходном растворе.
2. Какова реакция среды в растворах Na₂SO₃ и NaHSO₃? Вычислить pH 0,001 М раствора Na₂SO₃.
3. Закончить уравнения реакций:
 $N_2H_4 \cdot H_2SO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow N_2 +$
 $NH_3 + NaOH \rightarrow$
 $P + Cl_2 \rightarrow$
 $Zn + NaNO_3 + NaOH$
4. Карбид кальция получают по схеме CaO + C → CaC₂ + CO. Вычислить массу оксида кальция, необходимую для получения 6,4 т CaC₂. какой объем CO при этом образуется (условия нормальные).
5. Какой объем водорода, измеренного при 25 °С и давлении 755 мм рт. ст. (100,7 кПа), выделится при взаимодействии с водой 1 г сплава, состоящего из 30% (масс.) калия и 70% (масс.) натрия?
6. Вычислить реакции горения магния в диоксиде углерода. возможно ли самопроизвольное протекание этой реакции?
7. Вычислить растворимость Pt₂CrO₄, если значение ПР этой соли при 20 °С равно 9,8·10⁻¹³.
8. Сплав свинца с оловом нагревали с концентрированной кислотой до прекращения реакции. Нерастворившийся осадок был отфильтрован, высушен и прокален. Каков состав остатка? Что находится в растворе?
9. Вычислить процентное содержание (по массе) ксенона в соединении Xe[PtF₆]. Назвать это соединение.
10. При окислении смеси, содержащей железо, медь и алюминий, избытком кислорода при нагревании вступило в реакцию 5,32 л кислорода, а при взаимодействии такой же смеси с соляной кислотой потребовалось 120 мл 5 М раствора. При действии на такую навеску раствором гидроксида натрия выделился водород объемом 1,12 л (н.у.). Определите массовую долю железа, меди и алюминия в смеси.

Самостоятельная работа №15

1. Составить уравнения реакций: а) концентрированной серной кислоты с магнием и с

серебром; б) разбавленной серной кислоты с железом.

2. Сколько граммов серной кислоты необходимо для растворения 50 г ртути? Сколько из них пойдет на окисление ртути? Можно ли для растворения ртути взять разбавленную серную кислоту?

3. Из навески смеси хлорида калия и хлорида натрия общей массой 0,1225 г получили осадок хлорида серебра массой 0,2850 г. Вычислить процентное содержание (по массе) KCl и NaCl в смеси.

4. При прокаливании 30 г кристаллогидрата сульфата кальция выделяется 6,28 г воды.

Какова формула кристаллогидрата?

5. Технический препарат меди массой 2 г растворили в азотной кислоте. Полученный раствор обработали щелочью. После прокаливании всего осадка образовался оксид меди (II) массой 2,4 г. Какой объем занял при нормальных условиях выделившийся оксид азота (II)? Сколько миллилитров раствора азотной кислоты ($\rho = 1,12$ г/мл) с массовой долей HNO_3 20 % вступило в реакцию? Определите массовую долю меди в техническом препарате.

6. Виды самостоятельной работы студентов по дисциплине

Второй семестр (120 ч.)

Вид СРС: работа с литературой (20 ч.)

Тематика заданий СРС:

Самостоятельная работа с учебниками и книгами, самостоятельное теоретическое исследование проблем, обозначенных преподавателем на лекциях – важнейшее условие формирования студентом у себя научного способа познания.

Изучая материал по учебной книге (учебнику, учебному пособию, монографии, хрестоматии и др.), следует переходить к следующему вопросу только после полного уяснения предыдущего, фиксируя выводы и вычисления, в том числе те, которые в учебнике опущены или на лекции даны для самостоятельного вывода.

Особое внимание студент должен обратить на определение основных понятий курса. Надо подробно разбирать примеры, которые поясняют определения, и приводить аналогичные примеры самостоятельно.

Полезно составлять опорные конспекты. При изучении материала по учебной книге полезно либо в тетради на специально отведенных полях, либо в документе, созданном на ноутбуке, планшете и др. информационном устройстве, дополнять конспект лекций. Там же следует отмечать вопросы, выделенные студентом для консультации с преподавателем. Выводы, полученные в результате изучения учебной литературы, рекомендуется в конспекте выделять, чтобы при перечитывании материала они лучше запоминались.

Список литературы:

1. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 1 [Электронный ресурс]: - Издание испр. и доп аб-е изд - Профессиональное образование, 2018. - 292 с. - Режим доступа: <http://www.biblio-online.ru/book/65B7E681-47A6-4304-95E6-9457DD679373>
2. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 2 [Электронный ресурс]: - Издание испр. и доп аб-е изд - Бакалавр. Академический курс, 2018. - 315 с. - Режим доступа: <http://www.biblio-online.ru/book/8BEE37D5-7D87-4256-B9F7-29A4B28E1BCD>
3. Глинка Н.Л. Общая химия [Электронный ресурс]: учебное - КноРус, 2019. - 748 с. - Режим доступа: <http://www.book.ru/book/931816>
4. Щербаков Владимир Васильевич Общая химия. Сборник задач [Электронный ресурс]: - Издание пер. и доп - Юрайт, 2019. - 139 с. - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/424003>
5. Глинка Николай Леонидович Общая химия. Практикум [Электронный ресурс]: - Юрайт, 2019. - 248 с. - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/427370>
6. Росин Игорь Владимирович Общая и неорганическая химия. Современный курс [Электронный ресурс]: учебное - Издательство Юрайт, 2020. - 1338 с. - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/448415>

Вид СРС: подготовка рефератов (40 ч.)

Тематика заданий СРС:

Реферат – письменная работа объемом 8–10 страниц. Это краткое и точное изложение сущности какого-либо вопроса, темы.

Тему реферата студент выбирает из предложенных преподавателем или может предложить свой вариант. В реферате нужны развернутые аргументы, рассуждения, сравнения.

Содержание темы излагается объективно от имени автора.

Функции реферата. Информативная, поисковая, справочная, сигнальная, коммуникативная.

Степень выполнения этих функций зависит от содержательных и формальных качеств реферата и целей.

Требования к языку реферата. Должен отличаться точностью, краткостью, ясностью и простотой.

Структура реферата.

1. Титульный лист.

2. Оглавление (на отдельной странице). Указываются названия всех разделов (пунктов плана) реферата и номера страниц, указывающие начало этих разделов в тексте реферата.

3. Введение. Аргументируется актуальность исследования, т.е. выявляется практическое и теоретическое значение данного исследования. Далее констатируется, что сделано в данной области предшественниками, перечисляются положения, которые должны быть обоснованы. Обязательно формулируются цель и задачи реферата.

4. Основная часть. Подчиняется собственному плану, что отражается в разделении текста на главы, параграфы, пункты. План основной части может быть составлен с использованием различных методов группировки материала. В случае если используется чья-либо неординарная мысль, идея, то обязательно нужно сделать ссылку на того автора, у кого взят данный материал.

5. Заключение. Последняя часть научного текста. В краткой и сжатой форме излагаются полученные результаты, представляющие собой ответ на главный вопрос исследования.

6. Приложение. Может включать графики, таблицы, расчеты.

7. Библиография (список литературы). Указывается реально использованная для написания реферата литература. Названия книг располагаются по алфавиту с указанием их выходных данных.

При проверке реферата оцениваются:

- знание фактического материала, усвоение общих представлений, понятий, идей;
- характеристика реализации цели и задач исследования;
- степень обоснованности аргументов и обобщений;
- качество и ценность полученных результатов;
- использование литературных источников;
- культура письменного изложения материала;
- культура оформления материалов работы.

Темы рефератов:

1. Атомно-молекулярное учение.
2. Основные законы химии.
3. Строение атома. Модели строения атома.
4. Квантовые числа.
5. Периодический закон Д.И.Менделеева.
6. Ковалентная связь.
7. Ионная связь.
8. Водородная связь.
9. Металлическая связь.
10. Растворы.
11. Осмос.

12. Теория электролитической диссоциации.
13. Водородный показатель.
14. Гидролиз
15. Химическая термодинамика.
16. Кинетика химических реакций.
17. Химическое равновесие.
18. Кислоты
19. Соли
20. Оксиды
21. Гидроксиды
22. Гальванический элемент.
23. Электролиз.
24. Комплексные соединения.
25. Элементы главной подгруппы первой, второй группы периодической системы.
26. Элементы главной подгруппы третьей группы периодической системы.
27. Элементы главной подгруппы четвертой группы периодической системы.
28. Элементы подгруппы азота.
29. Элементы подгруппы кислорода.
30. Водород и элементы главной подгруппы седьмой группы периодической системы.
31. благородные газы.
32. Металлы первой и второй побочных подгрупп периодической системы.
33. Элементы третьей побочной подгруппы периодической системы.
34. Элементы четвертой и пятой побочных подгрупп периодической системы.
35. Элементы шестой и седьмой побочных подгрупп периодической системы.
36. Элементы восьмой побочной подгруппы периодической системы.

Вид СРС: подготовка к отчету лабораторных работ (60 ч.)

Тематика заданий СРС:

Представляет собой вид внеаудиторной самостоятельной работы студента по подготовке сдачи отчета по лабораторной работе. В конспекте лабораторной работы должны быть отражены цель работы, основные положения темы, результаты выполнения работы и выводы.

Лабораторные работы приведены в учебно-методическом пособии:

Ермакова, Т. А. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное - Изд-во ВолГУ, 2017. - 82 с. - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/2018-0024.pdf>

7. Тематика курсовых работ(проектов)

Курсовые работы (проекты) по дисциплине не предусмотрены.

8. Фонд оценочных средств. Оценочные материалы

8.1. Показатели и критерии оценивания компетенций, шкалы оценивания

В рамках изучаемой дисциплины студент демонстрирует уровни овладения компетенциями:

Повышенный уровень:

обучающийся демонстрирует глубокое знание учебного материала; способен использовать сведения из различных источников для успешного исследования и поиска решения в нестандартных ситуациях; способен анализировать, проводить сравнение и обоснование выбора методов решения практико-ориентированных заданий

Базовый уровень:

обучающийся способен понимать и интерпретировать освоенную информацию; демонстрирует осознанное владение учебным материалом и учебными умениями, навыками и способами деятельности, необходимыми для решения практико-ориентированных заданий

Пороговый уровень:

обучающийся обладает необходимой системой знаний и владеет некоторыми умениями; демонстрирует самостоятельность в применении знаний, умений и навыков к решению учебных заданий на репродуктивном уровне

Уровень ниже порогового:

система знаний, необходимая для решения учебных и практико-ориентированных заданий, не сформирована; обучающийся не владеет основными умениями, навыками и способами деятельности

Уровень сформированности компетенции	Шкала оценивания для промежуточной аттестации	Шкала оценивания по БРС
	Экзамен, зачет с оценкой	
Повышенный	5 (отлично)	91 и более
Базовый	4 (хорошо)	71 – 90
Пороговый	3 (удовлетворительно)	60 – 70
Ниже порогового	2 (неудовлетворительно)	Ниже 60

Критерии оценки знаний студентов по дисциплине

Оценка	Показатели
Отлично	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <ul style="list-style-type: none"> систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам учебной дисциплины, а также по основным вопросам, выходящим за ее пределы; точное использование научной терминологии, грамотное, логически правильное изложение ответа на вопросы; безупречное владение инструментарием учебной дисциплины, умение его эффективно использовать в постановке и решении научных и профессиональных задач; выраженную способность самостоятельно и творчески решать сложные проблемы в нестандартной ситуации; полное и глубокое усвоение основной, и дополнительной литературы, по изучаемой учебной дисциплине; умение свободно ориентироваться в теориях, концепциях и направлениях по изучаемой учебной дисциплине и давать им аналитическую оценку, использовать научные достижения других дисциплин; творческую самостоятельную работу на учебных занятиях, активное творческое участие в групповых обсуждениях, высокий уровень культуры исполнения заданий.
Хорошо	<p>Обучающийся демонстрирует:</p> <ul style="list-style-type: none"> систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам учебной дисциплины; использование научной терминологии, грамотное, логически правильное изложение ответа на вопросы, умение делать обоснованные выводы и обобщения; владение инструментарием учебной дисциплины (методами комплексного анализа, техникой информационных технологий), умение его использовать в постановке и решении научных и профессиональных задач; способность решать сложные проблемы в рамках учебной дисциплины; свободное владение типовыми решениями; усвоение основной и дополнительной литературы, рекомендованной рабочей программой по учебной дисциплине; умение ориентироваться в теориях, концепциях и направлениях по изучаемой учебной дисциплине и давать им аналитическую оценку;

	активную самостоятельную работу на учебных занятиях, систематическое участие в групповых обсуждениях, высокий уровень культуры исполнения заданий.
Удов- летвори- тельно	Обучающийся демонстрирует: достаточные знания в объеме рабочей программы по учебной дисциплине; использование научной терминологии, грамотное, логически правильно изложение ответа на вопросы, умение делать выводы без существенных ошибок; владение инструментарием учебной дисциплины, умение его использовать в решении учебных и профессиональных задач; способность самостоятельно применять типовые решения в рамках изучаемой дисциплины; усвоение основной литературы, рекомендованной рабочей программой по дисциплине; умение ориентироваться в базовых теориях, концепциях и направлениях по дисциплине; работу на учебных занятиях под руководством преподавателя, фрагментарное участие в групповых обсуждениях, достаточный уровень культуры исполнения заданий.
Неудов- летвори- тельно	Обучающийся демонстрирует: фрагментарные знания в рамках изучаемой дисциплины; знания отдельных литературных источников, рекомендованных рабочей программой по учебной дисциплине; неумение использовать научную терминологию учебной дисциплины, наличие в ответе грубых, логических ошибок; пассивность на занятиях или отказ от ответа, низкий уровень культуры исполнения заданий.

8.2. Вопросы, задания текущего контроля

В целях освоения компетенций, указанных в рабочей программе дисциплины, предусмотрены следующие вопросы, задания текущего контроля:

- ОПК-2 Способен с естественнонаучных позиций оценивать строение, химический и минеральный состав земной коры, морфологические особенности и генетические типы месторождений полезных ископаемых при решении задач по рациональному и комплексному освоению георесурсного потенциала недр на суше, на шельфе морей и на акваториях мирового океана

Студент должен знать:

Основные законы естественных наук при решении задач в профессиональной деятельности в области нефтегазового производства

Вопросы, задания:

1. Основные законы и понятия химии.
2. Основные классы и номенклатура неорганических соединений
3. Строение атома. Модели строения атома.
4. Химическая связь. Виды химической связи. Основные характеристики химической связи.
5. Растворы. Понятие растворимости. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
6. Осмос. Осмотическое давление. Законы Рауля и Вант-Гоффа.
7. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
8. Произведение растворимости. Водородный показатель.
9. Химическая термодинамика. Энергетика химических реакций. Стандартные термодинамические величины
10. Кинетика химических реакций. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции
11. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ. Закон

действия масс. Порядок реакции

12. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа.

13. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

14. Гальванический элемент. Электродные процессы. Уравнение Нернста. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжения металлов

15. Электролиз. Закон Фарадея

Студент должен уметь:

Применять естественно-научные знания, методы для решения задач профессиональной деятельности в области нефтегазового производства

Задания:

1. Определите значение эквивалента и эквивалентной массы для веществ: O_2 , Ca , H_2SO_4 , $Mg(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$
2. При нормальных условиях газ массой 150 г занимает объем 112 л. Какой это газ: оксид азота (II), оксид азота (IV), оксид азота (I)?
3. Определить во сколько раз тяжелее воздуха: сероводород, углекислый газ, хлороводород.
4. Записать формулы массовой, молярной, нормальной, моляльной концентраций.
5. Записать закон действия масс, правило Вант-Гоффа. Что такое температурный коэффициент?
6. Какое количество вещества эквивалента содержится в 50 г углекислого кальция?
7. В растворе какой из солей $Ba(NO_3)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$ $pH > 7$?
8. Напишите уравнения гидролиза: $AlCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Ca(NO_3)_2$
9. Следствия из закона Гесса. Записать уравнения.
10. Алгоритм составления окислительно-восстановительных реакций.

Студент должен владеть навыками:

Навыки использования законов естественных для решения задач профессиональной деятельности в области нефтегазового производства

Задания:

1. Вычислите эквиваленты металла в соединениях, если массовая доля хлора в соединениях: а) 14,80%; б) 34,26%
2. Вычислить мольную массу ацетона, если масса 500 мл его паров при $87^\circ C$ и давлении 96 кПа (720 мм рт. ст.) равна 0,93 г.
3. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
4. Рассчитайте молярную и эквивалентную концентрацию 5%-ого (по массе) раствора хлорида бария объемом 100 мл и плотностью 1,045 г/мл.
5. Определить массовую долю вещества в растворе, полученного смешением 300 г 25%-ого и 400 г 40%-ого (по массе) растворов этого вещества.
6. При растворении 5,0 г вещества в 200 г воды получается не проводящий тока раствор, кристаллизующий при $-1,45^\circ C$. Определить молекулярную массу растворенного вещества. Криоскопическая постоянная для воды 1,86.
7. Вычислить следующих реакций: $C_2H_6(g) + 7/2 O_2(g) = 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$; $2N_2(g) + O_2(g) = 2N_2O(g)$; $C_2H_6 - 229,5$; $CO_2 - 213,7$; $H_2O - 188,7$; $N_2O - 219,9$.
8. Расставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях, укажите окислитель и восстановитель: $P + CuSO_4 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + Cu + H_2SO_4$; $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$
9. Найти значение константы скорости химической реакции $CO + Cl_2 = COCl_2$. Концентрации исходных веществ соответственно равны 0,4 моль/л и 0,05 моль/л, скорость реакции $- 3 \cdot 10^{-4}$ моль/(л*мин).
10. После смешения газов А и В в системе $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях $[B]=0,05$ моль/л; $[C]=0,02$ моль/л. Константа

равновесия реакции равна $4 \cdot 10^{-2}$. Найти исходные концентрации веществ А и В.

11. Выполнение лабораторных работ по учебно-методическому пособию: Ермакова, Т. А. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное - Изд-во ВолГУ, 2017. - 82 с. - Режим доступа: <http://library.volsu.ru/object/books/2018-0024.pdf>

8.3. Вопросы промежуточной аттестации

Второй семестр (Экзамен)

1. Основные законы и понятия химии.
2. Основные классы и номенклатура неорганических соединений
3. Строение атома. Модели строения атома.
4. Квантовые числа. Характеристика квантовых чисел.
5. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип Клечковского. Принцип Паули. Правило Хунда
6. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая таблица элементов Д.И.Менделеева
7. Химическая связь. Виды химической связи. Основные характеристики химической связи.
8. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи.
9. Ионная связь. Процесс образования ионной связи. Свойства ионной связи
10. Водородная связь
11. Металлическая связь.
12. Растворы. Понятие растворимости. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
13. Осмос. Осмотическое давление. Законы Рауля и Вант-Гоффа.
14. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
15. Произведение растворимости. Водородный показатель.
16. Гидролиз солей.
17. Химическая термодинамика. Энергетика химических реакций. Стандартные термодинамические величины
18. Закон Гесса и его следствие. Химико-термодинамические расчеты
19. Кинетика химических реакций. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции
20. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Порядок реакции
21. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа.
22. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье
23. Степень окисления элементов. Основные типы окислительно-восстановительных реакций. Составление окислительно-восстановительных реакций
24. Гальванический элемент. Электродные процессы. Уравнение Нернста. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжения металлов
25. Электролиз. Закон Фарадея
26. Комплексные соединения. Состав комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Пространственное строение комплексных соединений
27. Элементы главной подгруппы первой, второй группы периодической системы
28. Элементы главной подгруппы третьей группы периодической системы
29. Элементы главной подгруппы четвертой группы периодической системы
30. Элементы подгруппы азота
31. Элементы подгруппы кислорода.
32. Водород и элементы главной подгруппы седьмой группы периодической системы
33. благородные газы.
34. Металлы первой и второй побочных подгрупп периодической системы

35. Элементы третьей побочной подгруппы периодической системы
36. Элементы четвертой и пятой побочных подгрупп периодической системы
37. Элементы шестой и седьмой побочных подгрупп периодической системы
38. Элементы восьмой побочной подгруппы периодической системы

8.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Промежуточная аттестация обучающихся ведется непрерывно и включает в себя: для дисциплин, завершающихся (согласно учебному плану) зачетом/зачетом с оценкой (дифференцированным зачетом), – текущую аттестацию (контроль текущей работы в семестре, включая оценивание промежуточных результатов обучения по дисциплине, – как правило, по трем модулям) и оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине;

для дисциплин, завершающихся (согласно учебному плану) экзаменом, – текущую аттестацию (контроль текущей работы в семестре, включая оценивание промежуточных результатов обучения по дисциплине, – как правило, по трем модулям) и семестровую аттестацию (экзамен) – оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине.

По дисциплинам, завершающимся зачетом/зачетом с оценкой, по обязательным формам текущего контроля студенту предоставляется возможность набрать в сумме не менее 100 баллов.

Оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине ведется по 100-балльной шкале, оценка формируется автоматически как сумма количества баллов, набранных обучающимся за выполнение заданий обязательных форм текущего контроля.

По дисциплинам, завершающимся экзаменом, по обязательным формам текущего контроля студенту предоставляется возможность набрать в сумме не менее 60 баллов.

Оценивание окончательных результатов обучения по дисциплине ведется по 100-балльной шкале, оценка формируется автоматически как сумма количества баллов, набранных обучающимся за выполнение заданий обязательных форм текущего контроля и количества баллов, набранных на семестровой аттестации (экзамене).

Система оценивания.

В соответствии с Положением о балльно-рейтинговой системе оценки успеваемости обучающихся Волгоградского государственного университета предусмотрена возможность предоставления студентам выполнения дополнительных заданий повышенной сложности (не включаемых в перечень обязательных и, соответственно, в перечень обязательного текущего контроля успеваемости) и получения за выполнение таких заданий «премиальных» баллов, – для поощрения обучающихся, демонстрирующих выдающие способности.

Знания студентов по учебной дисциплине оценивается по 100 балльной системе. В течение семестра по дисциплине проводится текущий контроль (работа на практическом занятии, выполнение контрольных и самостоятельных работ, выполнение и отчет лабораторных работ, подготовка рефератов, коллоквиум) и промежуточный (экзамен) контроль.

За работу на практическом занятии и выполнении самостоятельных работ студент может набрать до 30 баллов.

Примеры задач, решаемые на практическом занятии:

1. Определить эквивалент и эквивалентные массы элементов в соединениях: HBr , H_2O , NH_3 , HI , HN_3 , H_2S , H_2Se , CH_4 .
2. Определить значение эквивалента и эквивалентной массы для веществ: O_2 , Ca , H_2SO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
3. При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.
4. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.).
5. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.

6. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21 °С и давлении 104,5 кПа (784 мм рт. ст.). Найти эквивалентную массу металла?
 7. Вычислить мольную массу ацетона, если масса 500 мл его паров при 87 °С и давлении 96 кПа (720 мм рт. ст.) равна 0,93 г.
 8. Определить во сколько раз тяжелее воздуха: сероводород, углекислый газ, хлороводород.
- Пример самостоятельной работы:
1. 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентный объем водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.
 2. Определите значение эквивалентной массы для веществ: NaOH, Ca₃(PO₄)₂, Fe₂O₃, AgCl, PH₃, Li₂O.
 3. Какое количество вещества эквивалента содержится в 50 г углекислого кальция?
 4. Давление газа в закрытом сосуде при 12 °С равно 100 кПа. Каким станет давление газа, если нагреть сосуд до 30 °С?
 5. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21 °С и давлении 104,5 кПа. Найти эквивалентную массу металла.
 6. Определить объем, занимаемый 5,25 г азота при 26 °С и давлении 98,9 кПа.
 7. Одинаково ли число молекул в 0,001 кг водорода и в 0,001 кг кислорода? В 1 моле водорода и в 1 моле кислорода? В 1 л водорода и в 1 л кислорода при одинаковых условиях?
 8. Чему равна плотность некоторого газообразного вещества по кислороду, если плотность этого вещества по азоту равна 2,07?
 9. Масса 200 мл ацетилена при нормальных условиях равна 0,232 г. Определить молярную массу ацетилена.
 10. При некоторой температуре плотность паров серы по азоту равна 9,14. Из скольких атомов состоит молекула серы при этой температуре?

Контрольная работа применяется для оценки знаний, умений, навыков по дисциплине.

Предусмотрено три контрольных работы. Контрольная работа состоит из четырех задач.

Максимальный балл за каждую контрольную работу - 10.

Контрольная работа №1

1. Определите значение эквивалента и эквивалентной массы для веществ: O₂, Ca, H₂SO₄, Mg(OH)₂, Al₂(SO₄)₃
2. При температуре 0 °С и давлении, вдвое превышающем нормальное, некоторый газ занимает объем 22,4 м³. Какое число молекул газа находится в данном объеме?
3. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г с серной кислотой (н.у.)?
4. При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получилось 1,54 г CO₂ и 4,48 г SO₂. Найти простейшую формулу вещества.
5. Вычислите эквиваленты металла в соединениях, если массовая доля хлора в соединениях: а) 14,80%; б) 34,26%
6. Вычислить мольную массу ацетона, если масса 500 мл его паров при 87 °С и давлении 96 кПа (720 мм рт. ст.) равна 0,93 г.
7. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г CO₂. Плотность паров углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.
8. Определите плотность по водороду и по воздуху паров следующих веществ: кислорода, азота, хлора и угарного газа.
9. При нормальных условиях газ массой 150 г занимает объем 112 л. Какой это газ: оксид азота (II), оксид азота (IV), оксид азота (I)?
10. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
11. Найти простейшую формулу вещества, в состав которого входят водород, углерод, кислород и азот в соотношении масс 1:3:4:7.
12. Определить во сколько раз тяжелее воздуха: сероводород, углекислый газ, хлороводород.
13. При взаимодействии соляной кислоты с 1,20 г сплава магния с алюминием выделилось

1,42 л водорода, измеренного при 23 °С и давлении 100,7 кПа. Вычислить процентный состав сплава (по массе).

14. Какова эквивалентная масса серы, если 4 г ее окисляются 2,8 л кислорода (н.у.)?

15. Чему равна плотность некоторого газообразного вещества по кислороду, если плотность этого вещества по азоту равна 2,07?

16. Сколько граммов кислорода требуется для полного сжигания следующих веществ массой 10 г: метана, этилена.

17. Какое количество вещества эквивалента содержится в 50 г углекислого кальция?

18. Какой объем займет при температуре 27 °С и давлении 150 кПа газообразный хлор массой 142 г?

19. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94% (масс.) Fe₂O₃?

20. Газообразный оксид азота имеет плотность по кислороду, равную 1,375. Какова формула оксида азота?

21. Найти молекулярную формулу масляной кислоты, содержащей (по массе) 54,5% углерода, 36,4% кислорода и 9,1% водорода, зная, что плотность ее паров по водороду равна 44.

22. На восстановление 1,80 г оксида металла израсходовано 883 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентные массы оксида и металла.

23. На сколько градусов надо нагреть газ, находящийся в закрытом сосуде при 0 °С, чтобы давление его увеличилось вдвое?

24. Какой из перечисленных ниже газов легче воздуха: фтор, ацетилен, углекислый газ?

25. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21 °С и давлении 104,5 кПа (784 мм рт. ст.). Найти эквивалентную массу металла?

26. Вычислите эквивалентный объем и эквивалентную массу газообразного оксида углерода (IV)?

27. Сколько граммов гидроксида натрия требуется для превращения сульфата меди (II) массой 16 г в гидроксид меди (II)?

28. Плотность газа по кислороду равна 2. Какова его плотность по метану?

29. Над катализатором при повышенном давлении и высокой температуре пропущена смесь, состоящая из 15 л водорода и 15 л азота. Какие газы и в каком объемном соотношении будут в реакционной смеси после протекания реакции, если выход продукта составляет 50% от теоретического?

30. При сгорании 0,047 г органического вещества образовалось 0,132 г углекислого газа и 0,027 г воды. Относительная плотность паров этого вещества по водороду 47. Определите формулу данного вещества.

31. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,0 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

32. Найдите эквиваленты металлов в соединениях: AgNO₃, K₂SO₄, FeCl₃, PbO, NaHCO₃.
Контрольная работа №2

1. Сколько граммов сульфита натрия потребуется для приготовления 5 л 8%-ого (по массе) раствора ($\rho = 1,075$ г/мл)?

2. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза растворов солей Pb(NO₃)₂, Al₂(SO₄)₃.

3. В 500 мл воды при 18 °С растворяется 0,0166 г Ag₂CrO₄. Чему равно произведение растворимости этой соли?

4. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты будет равна 0,2?

5. Рассчитайте молярную и эквивалентную концентрацию 5%-ого (по массе) раствора хлорида бария объемом 100 мл и плотностью 1,045 г/мл.

6. В растворе какой из солей Ba(NO₃)₂, Fe₂(SO₄)₃ pH > 7?

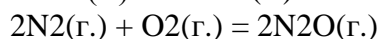
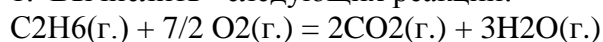
7. Найти концентрацию ионов H⁺ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: 10⁻⁴; 3,2*10⁻⁶; 7,4*10⁻¹¹.

8. Найти массовую долю глюкозы в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы.

9. Определить массовую долю вещества в растворе, полученного смешением 300 г 25%-ого и 400 г 40%-ого (по массе) растворов этого вещества.
10. Вычислите рН растворов, в которых концентрация OH^- ионов (в моль/л) равна: $8 \cdot 10^{-9}$, $3 \cdot 10^{-6}$.
11. Степень диссоциации муравьиной кислоты в 0,2 н. растворе равна 0,03. Определить константу диссоциации кислоты и значение рК.
12. Какие из солей подвергаются гидролизу: хлорид бария, нитрат свинца, карбонат натрия?
13. Какой объем 10%-ной (по массе) серной кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16 г NaOH?
14. Вычислить $[\text{H}^+]$, $[\text{HSe}^-]$, $[\text{Se}^{2-}]$ в 0,05 М растворе H_2Se .
15. Найти молярную концентрацию ионов OH^- в водных растворах, в которых концентрация ионов H^+ (в моль/л) равна: 10^{-3} ; $1,4 \cdot 10^{-12}$.
16. Вычислить молярные доли спирта и воды в 96% (по массе) растворе этилового спирта.
17. Найти массу нитрата натрия, необходимую для приготовления 300 мл 0,2М раствора?
18. Раствор, в 100 мл которого находится 2,30 г вещества, обладает при 298 К осмотическим давлением, равным 618,5 кПа. Определить молекулярную массу вещества.
19. Вычислить рН-растворов, в которых концентрация ионов H^+ (в моль/л) равна: $2 \cdot 10^{-7}$, $8,1 \cdot 10^{-3}$, $2,7 \cdot 10^{-10}$.
20. Напишите уравнения гидролиза: AlCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
21. Плотность 15%-ого (по массе) раствора серной кислоты равна 1,105 г/мл. Вычислить нормальность, молярность, моляльность раствора.
22. рН 0,1 М раствора натриевой соли некоторой одноосновной органической кислоты равен 10. Вычислите константу диссоциации этой кислоты.
23. Определить $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, рН которого равен 6,2.
24. Напишите уравнения гидролиза: MgSO_4 , KCN , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
25. Какой объем 0,2 н. раствора щелочи потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всего раствора, содержащего в 100 мл 0,5 н. раствора FeCl_3 ?
26. Вычислить произведение растворимости PbBr_2 при 25°C , если растворимость соли при этой температуре равна $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
27. Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, рН которого равен 6,2.
28. При растворении 5,0 г вещества в 200 г воды получается не проводящий тока раствор, кристаллизующий при $-1,45^\circ\text{C}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества. Криоскопическая постоянная для воды 1,86.

Контрольная работа №3

1. Вычислить следующих реакций:



кДж/моль: $\text{C}_2\text{H}_6 - -89,7$; $\text{CO}_2 - -393,5$; $\text{H}_2\text{O} - -241,8$; $\text{N}_2\text{O} - -82,0$.

Дж/моль*К: $\text{C}_2\text{H}_6 - 229,5$; $\text{CO}_2 - 213,7$; $\text{H}_2\text{O} - 188,7$; $\text{N}_2\text{O} - 219,9$.

2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,1. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры на 40°C ?
3. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза; уменьшить в 3 раза?
4. Для реакции $\text{H}_2(\text{г.}) + \text{Br}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{г.})$ при некоторой температуре $K=1$. Определить состав равновесной реакционной смеси, если исходная смесь состояла из 3 молей H_2 и 2 молей Br_2 .
5. Расставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях, укажите окислитель и восстановитель:
 $\text{P} + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$
 $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
6. В каком из следующих случаев реакция неосуществима при любых температурах: а) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$; б) $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$; в) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$
7. Найти значение константы скорости химической реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$.

Концентрации исходных веществ соответственно равны 0,4 моль/л и 0,05 моль/л, скорость реакции – $3 \cdot 10^{-4}$ моль/(л*мин).

8. В каком направлении сместятся равновесия



а) при повышении температуры? б) при повышении давления?

9. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 80,45 кДж/моль, а с катализатором – 41,25 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 30°C ?

10. Расставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях, укажите окислитель и восстановитель:



11. Вычислить для реакции $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ при 25, 500 и 1500°C .

Зависимость от температуры пренебречь.

, кДж/моль: $\text{CaCO}_3 - -1127,7$; $\text{CaO} - -604,2$; $\text{CO}_2 - -394,4$.

кДж/моль: $\text{CaCO}_3 - -1207,0$; $\text{CaO} - -635,5$; $\text{CO}_2 - -393,5$.

Дж/моль: $\text{CaCO}_3 - 88,7$; $\text{CaO} - 39,7$; $\text{CO}_2 - 213,7$

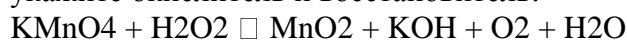
12. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества В в системе

$2\text{A} + 3\text{B} \rightleftharpoons 2\text{AB}$, чтобы при уменьшении концентрации вещества А в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?

13. После смешения газов А и В в системе $\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г})$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях $[\text{B}]=0,05$ моль/л; $[\text{C}]=0,02$ моль/л. Константа равновесия реакции равна $4 \cdot 10^{-2}$. Найти исходные концентрации веществ А и В.

14. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

15. Расставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях, укажите окислитель и восстановитель:



16. Вычислить значение энтропии для следующих реакций:



Дж/моль: $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_{12} - -1273,0$; $\text{CO}_2 - -393,5$; $\text{H}_2\text{O} - -241,8$; $\text{N}_2\text{O} - -82,0$;

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - -277,6$; $\text{NH}_4\text{NO}_3 - -365,4$.

17. При 20°C константа скорости некоторой реакции равна 10^{-4} мин⁻¹, а при 50°C – $8 \cdot 10^{-4}$ мин⁻¹. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

18. Считая, что реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ не зависят от температуры, найти температуру, при которой константа равновесия этой реакции равна единице. , кДж/моль: $\text{HCl} - -95,2$; $\text{H}_2\text{O} - -228,6$.

19. Найти константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составила 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия продиссоциировало 50% N_2O_4 .

20. Расставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях, укажите окислитель и восстановитель:



Лабораторная работа является формой контроля и средством применения и реализации полученных обучающимися знаний по данной дисциплине. Отчет по лабораторной работе включает в себя следующие пункты:

1. Название работы;
2. ФИО автора и преподавателя;
3. Цели работы;
4. Основные положения темы;

5. Порядок выполнения работы;
6. Результаты выполнения работы;
7. Выводы.

Критерии оценок на лабораторные работы:

- 1.«отлично» - студент обладает системными теоретическими знаниями (знает методику выполнения практических навыков, нормативы и проч.), без ошибок самостоятельно демонстрирует выполнение практических умений;
- 2.«хорошо» - студент обладает теоретическими знаниями (знает методику выполнения практических навыков, нормативы и проч.), самостоятельно демонстрирует выполнение практических умений, допуская некоторые неточности (малозначительные ошибки), которые самостоятельно обнаруживает и быстро исправляет;
- 3.«удовлетворительно» - студент обладает удовлетворительными теоретическими знаниями (знает основные положения методики выполнения практических навыков, нормативы и проч.), демонстрирует выполнение практических умений, допуская некоторые ошибки, которые может исправить при коррекции их преподавателем;
- 4.«неудовлетворительно» - студент не обладает достаточным уровнем теоретических знаний (не знает методики выполнения практических навыков, нормативы и проч.) и/или не может самостоятельно продемонстрировать практические умения или выполняет их, допуская грубые ошибки.

Количество баллов за выполнение и отчет лабораторных работ – 40.

Реферат. Тему реферата студент выбирает из предложенных преподавателем или может предложить свой вариант. При проверке реферата оцениваются:

- знание фактического материала, усвоение общих представлений, понятий, идей;
- характеристика реализации цели и задач исследования;
- степень обоснованности аргументов и обобщений;
- качество и ценность полученных результатов;
- использование литературных источников;
- культура письменного изложения материала;
- культура оформления материалов работы.

Максимальный балл за реферат - 10.

Примерные темы рефератов:

1. Атомно-молекулярное учение.
2. Основные законы химии.
3. Строение атома. Модели строения атома.
4. Квантовые числа.
5. Периодический закон Д.И.Менделеева.
6. Ковалентная связь.
7. Ионная связь.
8. Водородная связь.
9. Металлическая связь.
10. Растворы.
11. Осмос.
12. Теория электролитической диссоциации.
13. Водородный показатель.
14. Гидролиз
15. Химическая термодинамика.
16. Кинетика химических реакций.
17. Химическое равновесие.
18. Кислоты
19. Соли
20. Оксиды
21. Гидроксиды

22. Гальванический элемент.
23. Электролиз.
24. Комплексные соединения.
25. Элементы главной подгруппы первой, второй группы периодической системы.
26. Элементы главной подгруппы третьей группы периодической системы.
27. Элементы главной подгруппы четвертой группы периодической системы.
28. Элементы подгруппы азота.
29. Элементы подгруппы кислорода.
30. Водород и элементы главной подгруппы седьмой группы периодической системы.
31. благородные газы.
32. Металлы первой и второй побочных подгрупп периодической системы.
33. Элементы третьей побочной подгруппы периодической системы.
34. Элементы четвертой и пятой побочных подгрупп периодической системы.
35. Элементы шестой и седьмой побочных подгрупп периодической системы.
36. Элементы восьмой побочной подгруппы периодической системы.
37. Производство аммиака.
38. Производство серной кислоты.
39. Производство соляной кислоты.
40. Производство минеральных удобрений.

Коллоквиум проводится в конце семестра для оценки полученных знаний по дисциплине. В каждом варианте по два вопроса. Максимальный балл - 10.

Вопросы коллоквиума:

1. Основные законы и понятия химии.
2. Основные классы и номенклатура органических и неорганических соединений.
3. Строение атома. Модели строения атома.
4. Квантовые числа. Характеристика квантовых чисел.
5. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип Клечковского. Принцип Паули. Правило Хунда.
6. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая таблица элементов Д.И.Менделеева.
7. Химическая связь. Виды химической связи. Основные характеристики химической связи.
8. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи.
9. Ионная связь. Процесс образования ионной связи. Свойства ионной связи.
10. Водородная связь.
11. Металлическая связь.
12. Растворы. Понятие растворимости. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
13. Осмос. Осмотическое давление. Законы Рауля и Вант-Гоффа.
14. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
15. Произведение растворимости. Водородный показатель.
16. Гидролиз солей.
17. Химическая термодинамика. Энергетика химических реакций. Стандартные термодинамические величины.
18. Закон Гесса и его следствие. Химико-термодинамические расчеты.
19. Кинетика химических реакций. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.
20. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Порядок реакции.
21. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа.

22. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
23. Степень окисления элементов. Основные типы окислительно-восстановительных реакций. Составление окислительно-восстановительных реакций.
24. Гальванический элемент. Электродные процессы. Уравнение Нернста. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжения металлов.
25. Электролиз. Закон Фарадея.
26. Комплексные соединения. Состав комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Пространственное строение комплексных соединений.
27. Элементы главной подгруппы первой, второй группы периодической системы.
28. Элементы главной подгруппы третьей группы периодической системы.
29. Элементы главной подгруппы четвертой группы периодической системы.
30. Элементы подгруппы азота.
31. Элементы подгруппы кислорода.
32. Водород и элементы главной подгруппы седьмой группы периодической системы.
33. благородные газы.
34. Металлы первой и второй побочных подгрупп периодической системы.
35. Элементы третьей побочной подгруппы периодической системы.
36. Элементы четвертой и пятой побочных подгрупп периодической системы.
37. Элементы шестой и седьмой побочных подгрупп периодической системы.
38. Элементы восьмой побочной подгруппы периодической системы.
39. Классификация технологических процессов
40. Основные принципы и методы технологии основного неорганического синтеза.
41. Принципиальные технологические схемы производства продуктов основного неорганического синтеза.
42. Производство аммиака.
43. Производство серной кислоты.
44. Производство соляной кислоты.
45. Производство минеральных удобрений.

Экзамен служит формой проверки усвоения учебного материала по дисциплине. При определении экзаменационной оценки используются результаты текущего контроля по дисциплине. Экзамен по учебной дисциплине проводится в письменной форме. На экзамене студент может набрать до 40 баллов. В качестве итоговой оценки на экзамене по решению преподавателя и с согласия студента могут быть использованы результаты текущего контроля.

Знания, умения и навыки студента определяются следующими оценками: 91-100 баллов – «отлично», 71-90 баллов – «хорошо», 60-70 баллов – «удовлетворительно».

9. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

9.1 Основная литература

1. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 1 [Электронный ресурс]: - Издание испр. и доп аб-е изд - Профессиональное образование, 2018. - 292 с. - Режим доступа: <http://www.biblio-online.ru/book/65B7E681-47A6-4304-95E6-9457DD679373>
2. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. том 2 [Электронный ресурс]: - Издание испр. и доп аб-е изд - Бакалавр. Академический курс, 2018. - 315 с. - Режим доступа: <http://www.biblio-online.ru/book/8BEE37D5-7D87-4256-B9F7-29A4B28E1BCD>
3. Глинка Н.Л. Общая химия [Электронный ресурс]: учебное - КноРус, 2019. - 748 с. - Режим доступа: <http://www.book.ru/book/931816>
4. Щербаков Владимир Васильевич Общая химия. Сборник задач [Электронный ресурс]: - Издание пер. и доп - Юрайт, 2019. - 139 с. - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/424003>

9.2 Дополнительная литература

1. Глинка Николай Леонидович Общая химия. Практикум [Электронный ресурс]: - Юрайт, 2019. - 248 с. - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/427370>

2. Росин Игорь Владимирович Общая и неорганическая химия. Современный курс [Электронный ресурс]: учебное - Издательство Юрайт, 2020. - 1338 с. - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/448415>

3. Ермакова, Т. А. Общая и неорганическая химия: учебное - Изд-во ВолГУ, 2017. - 82 с.

В качестве учебно-методического обеспечения могут быть использованы другие учебные, учебно-методические и научные источники по профилю дисциплины, содержащиеся в электронно-библиотечных системах, указанных в п. 11.2 «Электронно-библиотечные системы».

9.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. <http://elibrary.ru> - Научная электронная библиотека

2. <http://ibooks.ru/> - Электронная библиотечная система учебной и научной литературы

3. <https://biblio-online.ru/> - Электронная библиотека

4. <https://www.book.ru/> - Электронно-библиотечная система

5. <https://e.lanbook.com/> - Электронно-библиотечная система

6. <http://lib.volsu.ru> - Электронная библиотека Волгоградского государственного университета

7. <https://volsu.ru/umnik> - Образовательный портал Волгоградского государственного университета «УМНИК»

10. Методические указания по освоению дисциплины для лиц с ОВЗ и инвалидов

При необходимости обучения студентов-инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья аудиторные занятия могут быть заменены или дополнены изучением полнотекстовых лекций, презентаций, видео- и аудиоматериалов в электронной информационно-образовательной среде (ЭИОС) университета. Индивидуальные задания подбираются в адаптированных к ограничениям здоровья формах (письменно или устно, в форме презентаций). Выбор методов обучения зависит от их доступности для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья.

В целях реализации индивидуального подхода к обучению студентов, осуществляющих учебный процесс по индивидуальной траектории в рамках индивидуального учебного плана (при необходимости), изучение данной дисциплины базируется на следующих возможностях:

- индивидуальные консультации преподавателя;
- максимально полная презентация содержания дисциплины в ЭИОС (в частности, полнотекстовые лекции, презентации, аудиоматериалы, тексты для перевода и анализа и т.п.).

11. Перечень информационных технологий

В учебном процессе активно используются информационные технологии с применением современных средств телекоммуникации; электронные учебники и обучающие компьютерные программы. Каждый обучающийся обеспечен неограниченным доступом к электронной информационно-образовательной среде (ЭИОС) университета. ЭИОС предоставляет открытый доступ к учебным планам, рабочим программам дисциплин (модулей), практик, к электронным библиотечным системам и электронным образовательным ресурсам.

11.1 Перечень программного обеспечения

(обновление производится по мере появления новых версий программы)

1. 7-zip

2. Microsoft Windows (не ниже XP)

3. Microsoft Office (не ниже 2003)

4. Антивирус Kaspersky

5. Adobe Acrobat Reader

6. Специальное программное обеспечение указывается в методических материалах по ОПОП (при необходимости)

11.2 Современные профессиональные базы данных и информационно-справочные системы, в т.ч. электронно-библиотечные системы (обновление выполняется еженедельно)

Название	Краткое описание	URL-ссылка
Научная электронная библиотека	Крупнейший российский информационный портал в области науки, технологии, медицины и образования.	http://elibrary.ru/
ЭБС "Лань"	Электронно-библиотечная система	https://e.lanbook.com/
ЭБС Znanium.com	Электронно-библиотечная система	https://znanium.com/
ЭБС BOOK.ru	Электронно-библиотечная система	https://www.book.ru/
ЭБС Юрайт	Электронно-библиотечная система	https://www.biblio-online.ru/
Scopus	Scopus – крупнейшая единая база данных, содержащая аннотации и информацию о цитируемости рецензируемой научной литературы, со встроенными инструментами отслеживания, анализа и визуализации данных. В базе содержится 23700 изданий от 5000 международных издателей, в области естественных, общественных и гуманитарных наук, техники, медицины и искусства.	http://www.scopus.com/
Web of Science	Наукометрическая реферативная база данных журналов и конференций. С платформой Web of Science вы можете получить доступ к непревзойденному объему исследовательской литературы мирового класса, связанной с тщательно отобранным списком журналов, и открыть для себя новую информацию при помощи скрупулезно записанных метаданных и ссылок.	https://apps.webofknowledge.com/
КонсультантПлюс	Информационно-справочная система	http://www.consultant.ru/
Гарант	Информационно-справочная система по законодательству Российской Федерации	http://www.garant.ru/
Научная библиотека ВолГУ им О.В. Иншакова		http://library.volsu.ru/

12. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа представляют собой специальные помещения, в состав которых входят специализированная мебель и технические средства обучения.

Учебные аудитории для проведения лабораторных работ представляют собой компьютерные классы или лаборатории, оснащенные лабораторным оборудованием, в зависимости от степени сложности.

Учебные аудитории для проведения занятий семинарского типа/практических занятий представляют собой специальные помещения, в состав которых входят специализированная мебель и технические средства обучения.

Помещения для самостоятельной работы обучающихся оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в ЭИОС ВолГУ.