

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«МОЗЫРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ имени И. П. ШАМЯКИНА»

Д. В. Некрасов, Г. Н. Некрасова

ХИМИЯ:
КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

*Рекомендовано учебно-методическим объединением
по профессионально-техническому обучению
в качестве учебного издания для направлений специальности
1-08 01 01-01 «Профессиональное обучение (машиностроение)»,
1-08 01 01-03 «Профессиональное обучение (энергетика)»,
1-08 01 01-05 «Профессиональное обучение (строительство)»,
1-08 01 01-06 «Профессиональное обучение (агроинженерия)»*

Мозырь
2012

УДК 54(076.1)
ББК 24я73
Н 48

Авторы: **Д. В. Некрасов**, кандидат технических наук, доцент кафедры основ строительства и методики преподавания строительных дисциплин УО МГПУ имени И.П. Шамякина;
Г. Н. Некрасова, старший преподаватель кафедры основ строительства и методики преподавания строительных дисциплин УО МГПУ имени И.П. Шамякина

Печатается по решению редакционно-издательского совета
учреждения образования
«Мозырский государственный педагогический университет
имени И. П. Шамякина»

Некрасов, Д. В.

Н 48 Химия: контрольная работа / Д. В. Некрасов, Г. Н. Некрасова. –
Мозырь : УО МГПУ им. И. П. Шамякина, 2012 – 79 с.
ISBN 978-985-477-485-5.

В издании отражены цель и задачи дисциплины, программа, дана контрольная работа, включающая теоретические вопросы и задачи по основным темам дисциплины и общие методические рекомендации к ее выполнению. Содержание издания соответствует действующему образовательному стандарту и действующей программе учебной дисциплины «Химия».

Предназначено для студентов специальности 1-08 01 01 «Профессиональное обучение», преподавателей.

УДК 54(076.1)
ББК 24я73

ISBN 978-985-477-485-5

© Некрасов Д. В., Некрасова Г. Н., 2012
© УО МГПУ им. И. П. Шамякина, 2012

Учебное издание

Некрасов Дмитрий Вячеславович
Некрасова Галина Николаевна

ХИМИЯ:
КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

Корректор М. М. Макаревич
Технический редактор Н. В. Ропот
Компьютерная вёрстка и оригинал-макет Л. И. Федула

Подписано в печать 26.04.2012. Формат 60х90 1/16. Бумага офсетная.
Гарнитура Times New Roman. Ризография. Усл. печ. л. 4,9.
Тираж 206 экз. Заказ 16.

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования
«Мозырский государственный педагогический университет
имени И. П. Шамякина»
ЛИ № 02330/0549479 от 14 мая 2009 г.
Ул. Студенческая, 28, 247760, Мозырь, Гомельская обл.
Тел. (0236) 32-46-29

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Программа дисциплины	6
Общие методические указания к контрольной работе.....	12
Контрольные задачи.....	15
Тема № 1 Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ, закон эквивалентов.....	15
Тема № 2 Строение атома	19
Тема № 3 Энергетика химических процессов.....	23
Тема № 4 Кинетика химических реакций. Химическое равновесие	28
Тема № 5 Массовая доля. Процентная концентрация растворов.....	34
Тема № 6 Способы выражения состава раствора	38
Тема № 7 Молекулярно-ионные уравнения обменных реакций между растворами электролитов	42
Тема № 8 Гидролиз солей.....	47
Тема № 9 Окислительно-восстановительные реакции.....	51
Тема № 10 Электролиз.....	54
Контрольные вопросы	58
Список рекомендуемой литературы.....	61
Приложения.....	62

ВВЕДЕНИЕ

В настоящее время одной из ключевых проблем является подготовка современных рабочих кадров в системе профессионально-технического образования. Важная роль в решении этой проблемы принадлежит инженерам-педагогам, которые должны обладать глубокими инженерными знаниями и производственными навыками для передачи их учащимся. В своей практической деятельности инженер-педагог должен в достаточной мере разбираться в физико-химических процессах, в свойствах строительных материалов и изделий, ассортимент которых расширяется с каждым годом.

Химические процессы встречаются почти во всех отраслях хозяйственной и производственной деятельности человека: охране окружающей среды, теплоэнергетике, производстве строительных материалов, металлургии, машиностроении, электронике, сельском хозяйстве и т. д. Успешное применение в жизни всех достижений химии невозможно без знаний ее. Этим объясняется возросшее значение дисциплины в высших учебных заведениях. Все более углубляется теоретический фундамент химии и укрепляется ее связь с различными инженерными специальностями.

Целью преподавания дисциплины «Химия» является формирование у будущего инженера-педагога знаний и умений, позволяющих ориентироваться в вопросах, возникающих в процессе подготовки по специальным и общетехническим дисциплинам. «Химия» способствует дополнению и углублению знаний по этим дисциплинам.

Методологическую основу дисциплины «Химия» составляет структурный подход, при котором закономерности химических процессов рассматриваются в связи со строением и составом веществ. Такой подход способствует не только запоминанию свойств вещества, влияния различных факторов на то или иное явление, но и созданию мышления, позволяющего решать многообразные частные физико-химические проблемы – получение веществ с заранее заданными свойствами и интенсификация промышленных производств, создание безотходных технологий.

Материаловедческую основу дисциплины «Химия» составляет атомно-молекулярное учение; теория химического строения; периодический закон и периодическая система элементов.

Подготовка специалистов широкого профиля выдвигает перед дисциплиной «Химия» **следующие задачи:**

- дать студентам современное научное представление о материи, формах ее движения; о веществах и их превращениях;

- сообщить необходимый комплекс знаний по химии для успешного изучения последующих дисциплин и правильного использования материалов, применяемых в технике;

- привить навыки в проведении химических экспериментов;

- помочь студентам уяснить значение химии в жизни современного общества.

Педагогическую компетентность выпускника по дисциплине «Химия» составляют:

а) знания:

- о роли и месте химии в системе естественных наук;

- о фундаментальных взаимодействиях в природе;

- об основных химических системах и процессах;

- о современных химических технологиях;

- о новых открытиях естествознания;

б) умения:

- использовать основные понятия и законы химической термодинамики и кинетики, химических и экологических систем;

- проводить экспериментальные исследования по химии;

- разрабатывать мероприятия по охране окружающей среды и охране труда;

в) навыки:

- решения теоретических и экспериментальных задач по всем разделам химии;

- анализа сущности физико-химических явлений.

Имея фундаментальную научную и практическую подготовку, специалист должен уметь самостоятельно принимать профессиональные решения с учетом их социальных и экологических последствий, непрерывно пополнять свои знания в области химии.

ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

1 Общие вопросы химии

1.1 Основные химические понятия и законы

Предмет химии. Понятие о материи, веществе и поле. Основные положения атомно-молекулярного учения. Современная система атомных и молекулярных масс. Моль. Молярная масса.

Основные стехиометрические законы химии: закон сохранения массы и закон постоянства состава. Эквивалент. Расчет эквивалентных масс сложных веществ (кислот, оснований, солей) в зависимости от реакций. Закон эквивалентов.

Нормальные условия для газов. Закон Авогадро и его следствия. Число Авогадро. Парциальное давление газа. Закон парциальных давлений.

1.2 Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ

Общие положения химической номенклатуры. Простые и сложные вещества: бинарные и многоэлементные вещества: гидроксиды, кислоты, соли, комплексные соединения.

Понятие степени окисления. Определение степени окисления элемента в сложных веществах. Характерные степени окисления элементов в зависимости от их положения в периодической системе. Составление формул химических соединений, исходя из степени окисления элемента.

Оксиды, основания, кислоты, соли. Номенклатура, графические формулы и классификация. Химические свойства и способы получения.

1.3 Строение атома

Современные представления о строении атома. Составные части атомов: ядро, электроны. Размеры, заряд и масса атомов. Понятие изотопов, изотонов и изобар. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Представление о волновой функции. Уравнение Шредингера.

Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме. Атомные орбитали. Формы электронных облаков для s-, p- и d-состояний. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского. Правило Хунда.

Написание электронных и электронно-графических формул атомов элементов в основном и возбужденном состоянии.

1.4 Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева. Структура периодической системы элементов. Понятие периода. Элементы-аналоги. Физический смысл периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

Периодическое изменение свойств химических элементов в периодах и группах. Атомные и ионные радиусы. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. Металлические и окислительные свойства элементов и простых веществ.

1.5 Химическая связь

Природа химической связи. Основные параметры химической связи: длина связи, валентный угол, энергия связи. Основные положения метода валентных связей (МВС).

Ковалентная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Понятие валентности. Характерные особенности ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость, σ -, π -, и δ -связи. Гибридизация и гибридные орбитали, форма молекул.

Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи. Металлическая связь. Природа металлической связи. Межмолекулярное взаимодействие. Его типы: ориентационное, индукционное и дисперсионное. Водородная связь.

1.6 Строение вещества в конденсированном состоянии

Понятие «конденсированное состояние». Кристаллическое состояние. Энергия кристаллической решетки. Типы структур кристаллических решеток. Форма кристаллов. Основные системы кристаллов. Зонная теория проводимости кристаллов. Дефекты в реальных кристаллах.

Жидкое состояние. Физико-химические свойства жидкости. Аморфное состояние.

1.7 Энергетика химических реакций

Внутренняя энергия системы. Типы систем. Тепловой эффект реакции. Экзотермические и эндотермические реакции.

Понятие энтальпии. Стандартная энтальпия образования соединения. Стандартные условия и стандартное состояние. Расчет изменения энтальпии различных процессов. Термохимические законы.

Энтропия системы. Изменение энтропии при фазовых превращениях и в ходе химической реакции. Термохимические уравнения и расчеты.

Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса) и ее изменение при химических процессах. Энергия Гиббса образования химических соединений. Понятие о термодинамическом анализе возможности протекания химических процессов.

1.8 Кинетика химических реакций

Понятие о гомогенной и гетерогенной системах. Средняя скорость химической реакции. Скорость гомогенной и гетерогенной реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс (ЗДМ). Константа скорости. Влияние температуры и природы реагирующих веществ на скорость химической реакции. Энергия активации.

Понятие катализа. Положительные и отрицательные катализаторы.

1.9 Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия.

Влияние изменения внешних условий (температуры, давления, концентрации) на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье и его значение для оптимизации технологических процессов.

1.10 Растворы

Общие свойства растворов. Раствор как многокомпонентная система. Процессы, сопровождающие образование растворов.

Растворимость. Понятие сольватации и гидратации. Факторы, влияющие на растворимость веществ. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Коэффициент растворимости.

Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Криоскопическая и эбуллиоскопическая константы. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.

Способы выражения состава растворов. Концентрация растворов в процентах по массе. Молярная и нормальная концентрации. Моляльность раствора. Взаимный переход от одних способов выражения концентрации к другим.

1.11 Водные растворы электролитов

Основные положения теории электролитической диссоциации аррениуса. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов.

Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация кислот и оснований. Амфотерные электролиты.

Реакции обмена в растворах электролитов и условия их протекания. Произведение растворимости. Условие образования осадка в растворе малорастворимого электролита.

1.12 Гидролиз солей

Электролитическая диссоциация воды. Ион гидроксония. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Понятие об индикаторах. Смещение равновесия в водных растворах электролитов.

Понятие гидролиза и гидратации. Различные случаи гидролиза солей: по катиону, по аниону и по катиону и аниону. Запись уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах. Ступенчатый гидролиз.

Степень гидролиза, константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации, температуры и природы соли.

1.13 Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции. Классификация. Процессы окисления и восстановления. Понятие окислителя и восстановителя. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.

Важнейшие окислители и восстановители. Зависимость окислительно-восстановительных свойств атомов элементов от положения элемента в периодической системе элементов и его степени окисления в веществе.

Влияние условий на протекание окислительно-восстановительных реакций: концентрации, температуры, реакции среды, активности веществ.

1.14 Электрохимические процессы

Строение двойного электрического слоя на границе электрод-жидкость. Электродные потенциалы металлов. Измерение электродных потенциалов. Стандартный электродный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста.

Гальванический элемент. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванических элементов. Практическое использование гальванических элементов.

Сущность электролиза. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Последовательность разрядки положительных и отрицательных

ионов на катоде и аноде, соответственно. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами.

Количественные характеристики электролитических процессов. Законы Фарадея. Понятие эффективности электролиза.

2 Специальные вопросы химии

2.1 Химия воды

Вода. Распространение в природе. Изотопный состав. Строение молекулы воды. Разновидности воды. Природная вода. Питьевая вода. Техническая вода. Лечебные воды.

Химические и физические свойства воды. Аномальность свойств. Вода как растворитель. Гидрофильность и гидрофобность. Замерзание воды и водных растворов в различных условиях.

Химия природных вод. Жесткость воды: временная и постоянная. Способы устранения жесткости воды. Понятие катионита и анионита.

2.2 Свойства металлов

Положение металлов в периодической системе элементов. Физические и химические свойства металлов. Взаимодействия различных металлов. Распространение и формы существования металлов в природе. Промышленные способы получения металлов.

2.3 Сплавы

Понятие сплава. Интерметаллические соединения и твердые растворы. Основные виды сплавов и их использование в технике. Понятие сплава.

Интерметаллические соединения и твердые растворы.

Основные способы получения сплавов. Использование сплавов и покрытий в технике. Сплавы на основе черных и цветных металлов.

2.4 Основы химии вяжущих веществ

Вяжущие вещества. Воздушные и гидравлические вяжущие вещества. Общие сведения о гипсовых и известковых вяжущих, портландцементе. Физико-химическая природа процессов схватывания и твердения.

Коррозия бетона. Техничко-экономическое значение борьбы с коррозией. Методы защиты бетона от коррозии.

2.5 Коррозия металлов

Понятие коррозии. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов. Факторы, влияющие на коррозию металлов. Электрохимическая коррозия металлов. Катодные и анодные процессы.

Методы защиты металлов от коррозии. Вопросы экономики, связанные с коррозией металлов.

2.6 Минеральные удобрения

Минеральные удобрения. Макро- и микроудобрения. Классификация удобрений: простые, сложные, смешанные. Основные представители.

Азотные, калийные и фосфорные удобрения: основные представители, назначение. Микроэлементы: основные представители и их роль в растениеводстве.

Ядохимикаты. Классификация. Основные представители.

2.7 Полимерные материалы

Полимер. Мономер. Степень полимеризации. Зависимость свойств полимерных материалов от степени полимеризации. Химическая стойкость и старение различных полимерных материалов в условиях эксплуатации.

Реакции полимеризации и поликонденсации. Механизм реакций. Структура и свойства полимеров. Основные представители полимеризационных и поликонденсационных материалов. Особенности внутреннего строения и физико-химические свойства полимеров. Конструкционные пластмассы.

2.8 Первичные источники углеводородов

Первичные источники углеводородов. Первичная переработка нефти: условия, сущность метода, продукты и их применение. Вторичная переработка нефти: условия, сущность метода, продукты и их применение.

Каменный уголь как источник ароматических углеводородов. Способы переработки, основные продукты и их применение.

Вопросы экономики, связанные с переработкой нефти и каменного угля.

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ

Для студентов заочной формы получения высшего образования дисциплина «Химия» включает: посещение лекций в период лабораторно-экзаменационной сессии; выполнение лабораторного практикума и сдача зачета по нему; выполнение контрольной работы и сдача экзамена по всему курсу.

Работа с учебными пособиями. На установочных лекциях излагаются и разъясняются только основные принципиальные разделы программы, составляющие теоретический фундамент дисциплины «Химия». Поэтому студент-заочник должен самостоятельно работать над учебным материалом.

Изучать дисциплину рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе. При этом следует учесть, что расположение материала дисциплины в программе не всегда совпадает с расположением его в учебнике. При первом чтении рекомендуется не задерживаться на математических выводах, составлении уравнений реакций, а стараться получить общее представление об излагаемых вопросах и отмечать наиболее трудные или неясные места. При повторном изучении темы необходимо усвоить все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления уравнений реакций.

Для наиболее эффективного запоминания и усваивания изучаемого материала следует обязательно иметь рабочую тетрадь и заносить в нее формулировки законов и основных понятий химии, новые незнакомые термины и названия, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т. п. Во всех случаях, когда материал поддается систематизации, желательно составлять графики, схемы, диаграммы, таблицы. Они очень облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала.

Пока тот или иной раздел дисциплины не усвоен, переходить к изучению новых разделов не следует. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену или зачету.

Изучение дисциплины должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач. Решение задач – один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала.

Лабораторный практикум. Для эффективного изучения химии как науки, основанной на эксперименте, необходимо выполнить лабораторный практикум. Он способствует формированию у слушателей навыков научного экспериментирования, исследовательского подхода к изучению предмета, логического химического мышления.

Выполнению каждой лабораторной работы должно предшествовать тщательное изучение теоретических основ по данной теме работы. Тема, цели и задания работы, краткая теоретическая часть, ход исследования, практические результаты и выводы являются основными структурными компонентами каждой лабораторной работы.

Лабораторный практикум выполняется в отдельной тетради в клетку в соответствии с требованиями, предъявляемыми к оформлению лабораторного отчета. Защита производится в установленные сроки (лабораторный практикум выполняется в период сессии). Студенты, сдающие зачет (экзамен), предъявляют лабораторные отчеты с пометкой преподавателя о выполнении всех работ.

Отсутствие зачета по лабораторному практикуму является причиной недопуска данного слушателя к сдаче зачета или экзамена по химии, выносимого на сессию.

Контрольная работа. В процессе изучения химии, в соответствии с учебной программой, студент выполняет контрольную работу. К выполнению контрольной работы можно приступать только после изучения и проработки определенной части теоретического материала и тщательного разбора решения примеров типовых задач по соответствующим темам. Контрольная работа, выполняемая каждым студентом, включает 10 расчетных задач и 2 теоретических вопроса.

Ответы на теоретические вопросы должны быть полными, четко обоснованными, и, главное, они должны полностью раскрывать сущность вопроса, за исключением тех случаев, когда по существу задания такая мотивировка не требуется, например, когда нужно составить электронную формулу атома и т. д. При решении задач нужно приводить весь ход решения, включая математические преобразования. Приводимые в ходе решения (или ответа на теоретический вопрос) значения каждого из используемых физико-химических параметров должны сопровождаться единицами измерения (за исключением безразмерных величин).

Оформление контрольной работы в чистовом виде необходимо проводить аккуратно, избегая исправлений и помарок. Текст пишут полными словами без сокращений, за исключением сокращений, установленных ГОСТ. Для замечаний рецензента в тетради необходимо

оставлять поля шириной не менее 2,5 см. **Текст контрольной работы** может быть оформлен следующими основными способами.

1) **Рукописным** – нечертежным шрифтом по ГОСТ 2.304-81 с высотой цифр не менее 2,5 мм; цифры и буквы необходимо писать четко чернилами или пастой одного цвета (черного или синего);

2) **Машинописным**, при этом следует соблюдать требования ГОСТ 13.1002-80; шрифт пишущей машинки должен быть четким, высотой букв и цифр не менее 2,5 мм, через 1,5–2 интервала, лента только черного цвета (полужирная); отдельные слова и формулы вписываются в текст пастой (или тушью) соответствующего цвета с соблюдением правил латинской и греческой орфографии;

3) С помощью **компьютерных средств**. Текстовый редактор Microsoft Word, шрифты "Times New Roman" или "Arial", размер шрифта – 14 пт, межстрочный интервал – не менее 18 пт, абзац 1,25–1,5 см. Число строк на листе не менее 30. Наименования, текст таблиц, формулы могут быть напечатаны другим размером.

Листы контрольной работы должны быть пронумерованы и переплетены (или помещены в скоросшиватель). Номера и условия задач переписываются дословно в том порядке, в каком они указаны в задании.

Работа должна быть датирована, иметь личную подпись студента и представлена на рецензирование в установленные сроки. **Оформление титульного листа** показано в Приложении А. В конце работы приводится список используемой литературы с указанием года издания (Приложение Б).

Если контрольная работа не зачтена, ее необходимо выполнить повторно в соответствии с указаниями рецензента и предоставить на рецензирование вместе с работой, не зачтенной ранее. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте.

Номера заданий из приведенного общего перечня определяются в соответствии с двумя последними цифрами в зачетной книжке студента по таблицам, предложенным в каждом задании.

Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не засчитывается.

Консультации. В случае возникновения затруднений при изучении дисциплины студент может обратиться в учебное заведение к преподавателю за письменной или устной консультацией. Консультацию также можно получить по вопросам организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ

ТЕМА № 1

Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ, закон эквивалентов

Пример 1. Определите эквивалент и эквивалентную массу азота, серы и хлора в соединениях NH_3 , H_2S и HCl .

Решение. Эквивалент элемента – это такое количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Масса 1 экв. элемента называется его эквивалентной массой. Таким образом, эквиваленты выражаются в молях, а эквивалентные массы – г/моль.

В данных соединениях с 1 моль водорода соединяется $\frac{1}{3}$ моль азота, $\frac{1}{2}$ моль серы и 1 моль хлора.

Отсюда $\mathcal{E}_{\text{N}} = \frac{1}{3}$ моль; $\mathcal{E}_{\text{S}} = \frac{1}{2}$ моль; $\mathcal{E}_{\text{Cl}} = 1$ моль. Исходя из мольных масс этих элементов, определяем их эквивалентные массы:

$$m_{\mathcal{E}}(\text{N}) = \frac{1}{3} \cdot 14 = 4,67 \text{ г/моль};$$

$$m_{\mathcal{E}}(\text{S}) = \frac{1}{2} \cdot 32 = 16 \text{ г/моль};$$

$$m_{\mathcal{E}}(\text{Cl}) = 1 \cdot 35,45 = 35,45 \text{ г/моль}.$$

Ответ: 4,67 г/моль; 16 г/моль; 35,45 г/моль.

Пример 2. Сколько металла, эквивалентная масса которого равна 12,16 г/моль, взаимодействует с 310 см^3 кислорода (н.у.)?

Решение. Так как мольная масса O_2 (32 г/моль) занимает объем 22,4 л, то объем эквивалентной массы кислорода (8 г/моль) составит $22,4 : 4 = 5,6$ л или 5600 см^3 .

По закону эквивалентов определяем массу металла:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\mathcal{E}(\text{Me})}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{m_{\mathcal{E}}(\text{O}_2)}} \quad \text{или} \quad \frac{m_{\text{Me}}}{12,16} = \frac{310}{5600}$$

Отсюда $m_{\text{Me}} = 0,673 \text{ г}$.

Ответ: 0,673 г.

Пример 3. Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы H_2SO_4 в реакциях, выраженных уравнениями:



Решение. Эквивалентная масса сложного вещества, как и эквивалентная масса элемента, может иметь различные значения и зависит от того, в какую реакцию обмена вступает это вещество. Эквивалентная масса кислоты равна мольной массе (M), деленной на число

атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл. Следовательно, эквивалентная масса H_2SO_4 равна:

в реакции (1): $M(H_2SO_4) = 98:1 = 98$ г/моль;

в реакции (2): $M(H_2SO_4) = 98:2 = 49$ г/моль.

Ответ: 98 г/моль; 49 г/моль.

Задания

Таблица 1 – Варианты контрольных заданий по теме № 1

Последняя цифра зачетной книжки	Предпоследняя цифра зачетной книжки									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	9	20	30	10	11	21	1	12	22	2
2	10	11	21	1	12	22	2	13	23	3
3	1	12	22	2	13	23	3	14	24	4
4	2	13	23	3	14	24	4	15	25	5
5	3	14	24	4	15	25	5	16	26	6
6	4	15	25	5	16	26	6	17	27	7
7	5	16	26	6	17	27	7	18	28	8
8	6	17	27	7	18	28	8	19	29	9
9	7	18	28	8	19	29	9	20	30	10
0	8	19	29	9	20	30	10	11	21	1

1. Массовая доля металла в хлориде металла составляет 36 %. Определите эквивалентную массу металла.

Ответ: 20 г/моль.

2. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу металла.

Ответ: 32,5 г/моль.

3. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58% кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента этого элемента и его атомную массу.

Ответ: 17,33 г/моль; 51,99 а.е.м.

4. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу металла.

Ответ: 9 г/моль.

5. При восстановлении водородом 10,17 г оксида двухвалентного металла образовалось 2,25 г воды. Вычислите молярную массу эквивалента оксида металла и его относительную атомную массу.

Ответ: 32,68 г/моль; 65,36 а.е.м.

6. При сгорании 10,8 г металла расходуется 6,72 л кислорода при н.у. Определите молярную массу эквивалента металла.

Ответ: 9 г/моль.

7. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2% мышьяка, а другой 75,8% мышьяка. Вычислите эквивалентные массы мышьяка в этих оксидах и составьте их формулы.

Ответ: 15 г/моль; 25 г/моль.

8. Вычислите эквивалентную массу и валентность мышьяка в соединении его с серой, в котором на 5 г мышьяка приходится 5,35 г серы. Эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.

Ответ: 14,95 г/моль; 5.

9. Некоторый металл массой 1,0 г соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и металла, зная, что эквивалентная масса серы равна 16,0 г/моль.

Ответ: 80 г/моль; 9 г/моль.

10. При сгорании 20 г фосфора образуется 45,8 г фосфорного ангидрида. Определите эквивалентную массу фосфора.

Ответ: 6,2 г/моль.

11. При нагревании 0,20 г металла было получено 0,216 г оксида. Найдите молярную массу эквивалента металла, если молярная масса эквивалента кислорода равна 8 г/моль.

Ответ: 100 г/моль.

12. На восстановление 56,08 г оксида металла потребовалось 22,4 л водорода, измеренного при н.у. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида.

Ответ: 28,04 г/моль; 36,04 г/моль.

13. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Определите молярные массы эквивалентов металла и его оксида.

Ответ: 31 г/моль; 23 г/моль.

14. Чему равна эквивалентная масса эквивалента воды при взаимодействии ее с а) натрием; б) оксидом натрия.

Ответ: 18 г/моль; 9,0 г/моль.

15. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и его атомную массу, если $1,215 \cdot 10^{-3}$ кг его вытесняют из серной кислоты $1,12 \cdot 10^{-3}$ м³ водорода. Степень окисления металла в соединении +2.

Ответ: 12,215 г/моль; 24,4 а.е.м.

16. Одно и то же количество металла соединяется с 0,200 г кислорода и с 3,17 г одного из галогенов. Определите эквивалентную массу галогена.

Ответ: 126,8 г/моль.

17. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если при соединении $7,2 \cdot 10^{-3}$ кг металла с хлором было получено $28,2 \cdot 10^{-3}$ кг соли. Молярная масса эквивалента хлора равна 35,45 г/моль.

Ответ: 12,15 г/моль.

18. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если в его хлориде массовая доля хлора составляет 79,78%.

Ответ: 8,98 г/моль.

19. Определите эквивалентные массы металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

Ответ: 108 г/моль; 16,0 г/моль.

20. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите эквивалентную массу металла и объем выделившегося водорода при н.у.

Ответ: 56,0 г/моль; 3,36 л.

21. Вычислите атомную массу двухвалентного металла и определите этот металл, если 8,34 г его окисляются 0,680 л кислорода.

Ответ: 137,37.

22. На нейтрализацию 0,728 г щелочи израсходовано 0,535 г азотной кислоты. Вычислите молярную массу эквивалента щелочи.

Ответ: 85,73 г/моль.

23. Рассчитайте молярную массу эквивалента кислоты, если на нейтрализацию 0,009 кг ее израсходовано 0,008 кг NaOH.

Ответ: 45 г/моль.

24. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите количество вещества эквивалента и молярную массу эквивалента H_3PO_4 в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции.

Ответ: 0,5 моль; 49 г/моль.

25. Оксид металла содержит 28,57% кислорода, а его фторид – 48,72% фтора. Вычислите эквивалентные массы металла и фтора.

Ответ: 20,0 г/моль; 19 г/моль.

26. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную, молярную и атомную массы металла.

Ответ: 27 г/моль; 9 г/моль.

27. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата, б) дигидрофосфата, в) ортофосфата.

Ответ: 98 г/моль, 49 г/моль; 32,67 г/моль.

28. Один оксид марганца содержит 22,56% кислорода, а другой – 50,5%. Вычислите молекулярную массу эквивалента марганца в этих оксидах и составьте их формулы.

Ответ: 27,46 г/моль; 7,84 г/моль.

29. При сгорании серы в кислороде образовалось 12,8 г SO_2 . Сколько молей эквивалентов кислорода требуется на эту реакцию? Чему равны молекулярные массы эквивалента серы и ее оксида?

Ответ: 8 г/моль; 8 г/моль.

30. Определите эквивалент металла, для восстановления 17 г оксида которого потребовалось 11,2 л водорода при н. у.

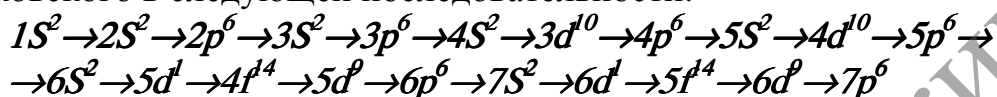
Ответ: 9 г/моль.

ТЕМА № 2

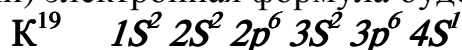
Строение атома

Пример 1. Составьте электронную и электронно-графическую формулы атома элемента с порядковым номером 19.

Решение. Электронная формула отображает распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням. Заполнение энергетических уровней и подуровней идет в соответствии с правилом Клечковского в следующей последовательности:

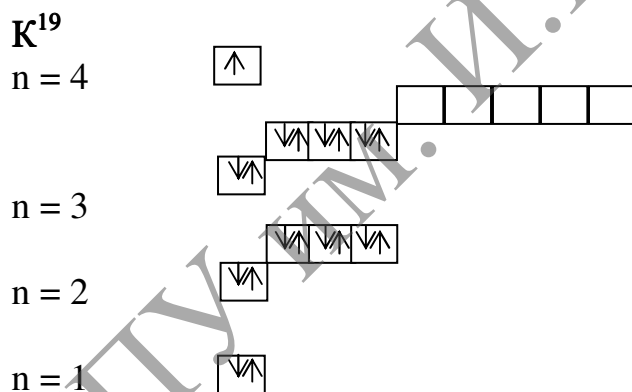


Так как число электронов в атоме элемента численно равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для элемента № 19 (калий) электронная формула будет иметь вид:



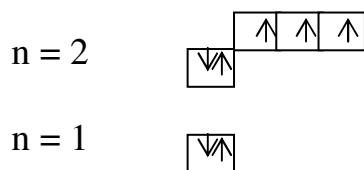
Электронно-графические формулы отражают распределение электронов атома по квантовым (энергетическим) ячейкам. В каждой ячейке не более двух электронов с противоположными спинами.

Орбитали одного подуровня заполняются в соответствии с правилом Хунда сначала по одному, а затем по второму электрону.



Пример 2. Электронная формула атома азота $N^7 \quad 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2p^3$. Как распределяются электроны по квантовым ячейкам?

Решение. В соответствии с правилом Хунда распределение электронов по квантовым ячейкам имеет вид:



т. е. три электрона заполняют все три орбитали на p -подуровне.

Задания

Таблица 2 – Варианты контрольных заданий по теме № 2

Последняя цифра зачетной книжки	Предпоследняя цифра зачетной книжки									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	11	21	1	12	22	2	13	23	3	14
2	12	22	2	13	23	3	14	24	4	15
3	13	23	3	14	24	4	15	25	5	16
4	14	24	4	15	25	5	16	26	6	17
5	15	25	5	16	26	6	17	27	7	18
6	16	26	6	17	27	7	18	28	8	19
7	17	27	7	18	28	8	19	29	9	20
8	18	28	8	19	29	9	20	30	10	11
9	19	29	9	20	30	10	11	21	1	12
0	20	30	10	11	21	1	12	22	2	13

1. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 21. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

2. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 22. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

3. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 23. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

4. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 24. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

5. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 25. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

6. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 26. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

7. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 27. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

8. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 28. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

9. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 29. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

24. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 44. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

25. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 45. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

26. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 46. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

27. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 47. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

28. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 48. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

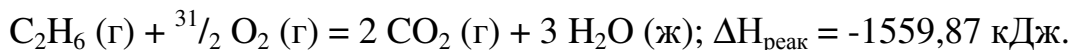
29. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 49. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

30. Опишите химические свойства и составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента № 50. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите полученные вещества.

ТЕМА № 3

Энергетика химических процессов

Пример 1. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением:



Определите теплоту образования этана, используя справочные данные (см. Приложение Г).

Решение. Согласно следствию из закона Гесса, изменение энтальпии химической реакции равно:

$$\Delta H_{\text{реак}} = \sum \Delta H_{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{реак}}$$

Применив его для нашей реакции, имеем:

$$\Delta H_{\text{реак}} = 2 \cdot \Delta H_{298}^0 (\text{CO}_2) + 3 \cdot \Delta H_{298}^0 (\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{298}^0 (\text{C}_2\text{H}_6) - 3\frac{1}{2} \Delta H_{298}^0 (\text{O}_2)$$

Выразим неизвестную величину:

$$\Delta H_{298}^0 (\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \cdot \Delta H_{298}^0 (\text{CO}_2) + 3 \cdot \Delta H_{298}^0 (\text{H}_2\text{O}) - 3\frac{1}{2} \Delta H_{298}^0 (\text{O}_2) - \Delta H_{\text{реак}};$$

По справочнику найдем стандартные теплоты образования исходных веществ и продуктов реакции:

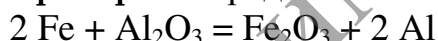
$$\Delta H_{298}^0 (\text{CO}_2)_\text{г} = -393,5 \text{ кДж/моль}; \Delta H_{298}^0 (\text{H}_2\text{O})_\text{ж} = -241,8 \text{ кДж/моль.}$$

Учитывая, что теплота образования простого вещества равна нулю, найдем теплоту образования этана:

$$\Delta H (\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-285,84) - (-1559,87) = -84,67;$$

$$\text{Ответ: } \Delta H_{298}^0 (\text{C}_2\text{H}_6) = -84,67 \text{ кДж/моль.}$$

Пример 2. Определите $\Delta H_{298}^0 \text{Fe}_2\text{O}_3$, если при реакции:



на каждые 80 г Fe_2O_3 поглощается 426,5 кДж теплоты.

Решение. Из уравнения реакции видно, что из 112 г Fe образуется 160 г Fe_2O_3 или 1 моль.

По условию на каждые 80 г Fe_2O_3 (0,5 моль) поглощается 426,5 кДж теплоты, следовательно

при образовании 0,5 моль Fe_2O_3 поглощается 426,5 кДж;

при образовании 1 моль Fe_2O_3 поглощается X кДж.

Отсюда $X = 853 \text{ кДж.}$

Поскольку ΔH_{298}^0 относится к образованию 1 моль вещества, а реакция эндотермическая, то $\Delta H_{298}^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3) = 853 \text{ кДж/моль.}$

$$\text{Ответ: } \Delta H_{298}^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3) = 853 \text{ кДж/моль.}$$

Задания

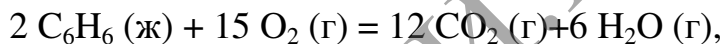
Таблица 3 – Варианты контрольных заданий по теме № 3

Последняя цифра зачетной книжки	Предпоследняя цифра зачетной книжки									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	22	2	13	23	3	14	24	4	15	25
2	23	3	14	24	4	15	25	5	16	26
3	24	4	15	25	5	16	26	6	17	27
4	25	5	16	26	6	17	27	7	18	28
5	26	6	17	27	7	18	28	8	19	29
6	27	7	18	28	8	19	29	9	20	30
7	28	8	19	29	9	20	30	10	11	21
8	29	9	20	30	10	11	21	1	12	22
9	30	10	11	21	1	12	22	2	13	23
0	21	1	12	22	2	13	23	3	14	24

1. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерода CS_2 (г). Напишите уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.

Ответ: 41,31 кДж.

2. Вычислите тепловой эффект реакции горения бензола по уравнению:



если теплота парообразования бензола равна +33,9 кДж.

Ответ: -3120,3 кДж.

3. Этиловый спирт можно получить при взаимодействии этилена и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.

Ответ: -88,1 кДж.

4. При соединении 21 г железа с серой выделилось 36,54 кДж. Вычислите теплоту образования сульфида железа. Что называется тепловым эффектом химической реакции? В каких единицах он измеряется?

Ответ: -97,44 кДж.

5. Сколько теплоты выделится при сжигании 20 л этилена, взятого при нормальных условиях. Каковы условия (давление, температура, концентрация и др.) для определения стандартной теплоты образования веществ?

Ответ: -1259,73 кДж.

6. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления 1 моль оксида железа (III) металлическим алюминием. Напишите первый закон термохимии. Кем впервые он был сформулирован?

Ответ: -853,8 кДж.

7. Вычислите тепловой эффект реакции между оксидом железа (III) и алюминием, если теплота образования первого составляет -822,16 кДж/моль, а второго – -1669,8 кДж/моль.

Ответ: -847,64 кДж.

8. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота NO (г). Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект в расчете на 1 моль NH₃.

Ответ: -226,2 кДж.

9. Определите количество теплоты, которое выделяется при взаимодействии 50 г фосфорного ангидрида с водой по реакции:

$P_2O_5 + H_2O = 2 HPO_3$, если тепловые эффекты реакций равны:

$2 P + \frac{5}{2} O_2 = P_2O_5$ $\Delta H_{298} = -1549,9$ кДж;

$2 P + H_2 + 3 O_2 = 2 HPO_3$ $\Delta H_{298} = -1964,8$ кДж.

Ответ: -45,17 кДж.

10. Исходя из теплового эффекта реакции $\Delta H_{\text{реак}} = -726,5$ кДж, протекающей по уравнению: CH_3OH (ж) + $\frac{3}{2} O_2$ (г) = CO_2 (г) + $2H_2O$ (ж), определите теплоту образования метилового спирта. В каких единицах измеряется энтропия и энтальпия системы?

Ответ: -238,6 кДж/моль.

11. При растворении 16 г CaC₂ в воде выделяется 31,3 кДж теплоты. Определите стандартную теплоту образования Ca(OH)₂. Сформулируйте следствие из закона Гесса.

Ответ: -986,33 кДж/моль.

12. Определите количество теплоты, выделяющейся при гашении 100 кг извести водой при 25⁰С, если $\Delta H_{298}^0(CaO) = -635,1$ кДж/моль.

Ответ: -117321 кДж.

13. Определите стандартную теплоту образования сахарозы, если тепловой эффект реакции:

$C_{12}H_{22}O_{11} + 12 O_2 = 12 CO_2 + 11 H_2O$ (ж) $\Delta H_{\text{реак}} = -5694$ кДж.

Ответ: -2171,8 кДж/моль.

14. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение реакции и вычислите ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?

Ответ: 78,97 кДж.

15. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа при 298 К:

Fe_2O_3 (к) + $3 H_2$ (г) = $2 Fe$ (к) + $3 H_2O$ (г).

Какая термохимическая величина показывает возможность протекания процесса при данных условиях?

Ответ: 96,76 кДж.

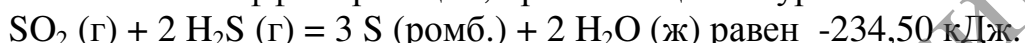
16. Напишите термохимическое уравнение реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода и вычислите теплоту образования бензола, если тепловой эффект реакции $\Delta H_{\text{реак}} = -3135,58$ кДж.

Ответ: 49,03 кДж/моль.

17. При получении эквивалентной массы гидроксида калия из CaO (к) и H₂O (ж) выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.

Ответ: -635,34 кДж.

18. Тепловой эффект реакции, протекающей по уравнению:



Определите теплоту образования H₂S. От чего зависит тепловой эффект химической реакции?

Ответ: -20,35 кДж/моль.

19. Сколько теплоты выделится при разложении 54 г глюкозы по реакции:



Как изменяется энтропия в открытых системах?

Ответ: -20,4 кДж.

20. Сколько теплоты выделится при восстановлении 24 г оксида меди (II) водородом с образованием жидкой воды? Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

Ответ: -37,38 кДж.

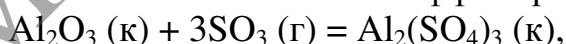
21. Напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этилового спирта, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования спирта, если известно, что при сгорании 11,5 г его выделилось 308,71 кДж теплоты.

Ответ: -277,56 кДж.

22. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуются сероуглерод C₂S (г) и водород. Напишите термохимическое уравнение реакции и вычислите ее тепловой эффект.

Ответ: 218,2 кДж.

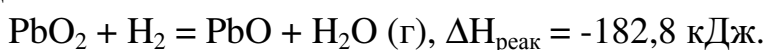
23. Вычислите тепловой эффект реакции:



если известны стандартные теплоты образования реагирующих веществ.

Ответ: -573,4 кДж.

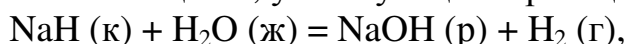
24. Восстановление диоксида свинца водородом протекает по реакции:



Вычислите стандартную теплоту образования PbO₂.

Ответ: -276,9 кДж/моль.

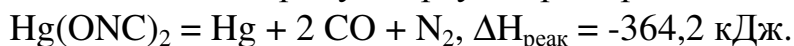
25. Определите тепловой эффект реакции по стандартным теплотам образования веществ, участвующих в реакции:



если $\Delta H_{298}^0(\text{NaN}) = -56,94$ кДж/моль, а $\Delta H_{298}^0(\text{NaOH}) = -469,47$ кДж/моль.

Ответ: -126,73 кДж.

26. Разложение гремучей ртути при взрыве идет по уравнению:



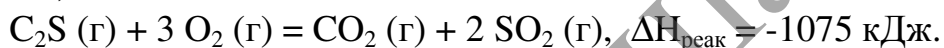
Определите объем выделившихся газов и количество теплоты, выделившейся при взрыве 1,5 кг $\text{Hg}(\text{ONC})_2$.

Ответ: 1916,8 кДж; 353,7 л.

27. При сгорании 9,3 г фосфора выделяется 229,5 кДж теплоты. Рассчитайте стандартную теплоту образования P_2O_5 . Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция

Ответ: -1530 кДж/моль.

28. Определите стандартную теплоту образования C_2S , если известно, что

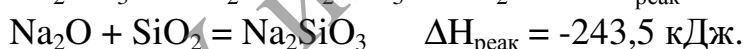


Ответ: 87,69 кДж.

29. Какое количество теплоты выделяется при превращении 1 кг красного фосфора в черный фосфор, если стандартные теплоты образования $\Delta H(\text{P}_{\text{кр}}) = -18,41$ кДж/моль, $\Delta H(\text{P}_{\text{чер}}) = -43,2$ кДж/моль?

Ответ: -799,7 кДж.

30. Сколько теплоты необходимо затратить, чтобы разложить 200 г Na_2CO_3 до оксида натрия и диоксида углерода, если тепловые эффекты равны:



Ответ: 2005,48 кДж.

ТЕМА № 4

Кинетика химических реакций. Химическое равновесие

Пример 1. Реакция идет по уравнению: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,12. Исходные концентрации реагирующих веществ: $[\text{H}_2]_{\text{исх}} = 0,04$ моль/л; $[\text{I}_2]_{\text{исх}} = 0,05$ моль/л. Вычислите начальную скорость данной реакции и ее скорость при $[\text{I}_2] = 0,03$ моль/л.

Решение. Для элементарной реакции, протекающей по схеме: $aA + bB \rightarrow \text{продукты}$, ее скорость, согласно закону действующих масс, выражается соотношением: $v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$,

где, k – константа скорости химической реакции; C_A и C_B – молярные концентрации реагирующих веществ; a и b – стехиометрические коэффициенты.

Для реакции, протекающей по уравнению: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, ее скорость выражается: $v = k \cdot C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}$.

Вычислим начальную скорость данной реакции:

$$v = 0,12 \cdot 0,04 \cdot 0,05 = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}\cdot\text{с.}$$

Согласно уравнению реакции 1 моль водорода реагирует с 1 моль йода. Так как йода прореагировало:

$$\Delta C_{\text{I}_2} = 0,05 - 0,03 = 0,02 \text{ моль/л,}$$

то и концентрация водорода уменьшилась на 0,02 моль/л. Следовательно, молярная концентрация водорода стала:

$$C_{\text{H}_2} = 0,04 - 0,02 = 0,02 \text{ моль/л.}$$

Вычислим скорость реакции при концентрации $[\text{I}_2] = 0,03$ моль/л:

$$v = 0,12 \cdot 0,03 \cdot 0,02 = 7,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}\cdot\text{с.}$$

Ответ: $2,4 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с; $7,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л·с.

Пример 2. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. при какой температуре следует проводить эту реакцию, чтобы скорость реакции, идущей при 150°C , уменьшилась в 9 раз.

Решение. Зависимость скорости реакции от температуры приближенно определяется эмпирическим **правилом Вант-Гоффа**: при повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_{T_2} и v_{T_1} – скорости реакции соответственно при температурах T_2 и T_1 ($T_2 > T_1$), γ – температурный коэффициент реакции.

Выразим из приведенной формулы искомое соотношение и подставим заданные величины из условия задачи:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{или} \quad \frac{1}{9} = 3^{\frac{x - 150}{10}},$$

откуда $-2 = 0,1x - 15$
 $130 = x$

Следовательно, чтобы скорость реакции, идущей при 150° С, уменьшилась в 9 раз, реакцию надо проводить при температуре 130° С.

Ответ: 130° С.

Задания

Таблица 4 – Варианты контрольных заданий по теме № 4

Последняя цифра зачетной книжки	Предпоследняя цифра зачетной книжки									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	3	14	24	4	15	25	5	16	26	6
2	4	15	25	5	16	26	6	17	27	7
3	5	16	26	6	17	27	7	18	28	8
4	6	17	27	7	18	28	8	19	29	9
5	7	18	28	8	19	29	9	20	30	10
6	8	19	29	9	20	30	10	11	21	1
7	9	20	30	10	11	21	1	12	22	2
8	10	11	21	1	12	22	2	13	23	3
9	1	12	22	2	13	23	3	14	24	4
0	2	13	23	3	14	24	4	15	25	5

1. Исходные концентрации SO_2 и O_2 в системе $2(\text{SO}_2) + (\text{O}_2) = 2(\text{SO}_3)$ составляли 0,1 и 0,2 моль/л соответственно. Вычислите равновесные концентрации реагирующих веществ и константу равновесия K_c , если к моменту наступления равновесия прореагировало 90% SO_2 .

Ответ: 0,01 моль/л; 0,155 моль/л; 522,58.

2. Реакция идет по уравнению: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были $[\text{N}_2]_{\text{исх}} = 0,049$ моль/л, $[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ, когда $[\text{NO}] = 0,005$ моль/л.

Ответ: 0,0465 моль/л; 0,0075 моль/л.

3. Как изменится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру повысить от 10 до 100° С? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

Ответ: в 512 раз

4. Определите скорость реакции $2\text{SO}_3(\text{г}) = 2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ при исходной концентрации SO_3 , равной 2,8 моль/л, и в момент времени, когда получается 1 моль/л O_2 . Какова концентрация получившегося SO_2 ?

Ответ: $v = 0,64$ моль/л·с, 2 моль/л.

5. Реакция идет по уравнению: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$. Как изменится скорость прямой реакции образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в 3 раза? В какую сторону сместится химическое равновесие реакции при повышении давления?

Ответ: в 9 раз.

6. Реакция идет по уравнению: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{H}_2]_{\text{исх}} = 0,04$; $[\text{I}_2]_{\text{исх}} = 0,05$. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость при $[\text{H}_2] = 0,03$ моль/л.

Ответ: $3,2 \cdot 10^4$ моль/л·с; $1,92 \cdot 10^4$ моль/л·с.

7. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе при повышении температуры на 60°C , если температурный коэффициент скорости данной реакции 2? Какие реакции называются необратимыми? Перечислите основные условия необратимости реакций.

Ответ: в 64 раза.

8. В гомогенной системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ равновесные концентрации реагирующие веществ: $[\text{CO}]_{\text{р}} = 0,2$ моль/л; $[\text{Cl}_2]_{\text{р}} = 0,3$ моль/л; $[\text{COCl}_2]_{\text{р}} = 1,2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации Cl_2 и CO .

Ответ: 20; 1,4; 1,5.

9. На сколько градусов нужно понизить температуру, чтобы скорость реакции уменьшилась в 108 раз, если температурный коэффициент равен 2? Опишите механизм влияния катализатора на скорость химической реакции.

Ответ: на 70°C .

10. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ при: а) увеличении концентрации NO в два раза; б) одновременном увеличении концентрации NO и O_2 каждой в три раза?

Ответ: в 4 раза; в 9 раз.

11. В гомогенной газовой системе $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ равновесие установилось при концентрациях: $[\text{B}]_{\text{р}} = 0,05$ моль/л и $[\text{C}]_{\text{р}} = 0,02$ моль/л. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ A и B .

Ответ: 0,22 моль/л; 0,07 моль/л.

12. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. При какой температуре следует проводить эту реакцию, чтобы скорость реакции, идущей при 120°C , уменьшилась в 9 раз. Докажите, что энергия активации влияет на скорость реакции.

Ответ: при 100°C .

13. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O .

Ответ: $1,8 \cdot 10^{-2}$ моль/л·с; $4,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с.

14. При некоторых условиях равновесие реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ установилось при следующих концентрациях веществ: $[\text{H}_2]_{\text{p}} = 0,3$ моль/л; $[\text{I}_2]_{\text{p}} = 0,08$ моль/л; $[\text{HI}]_{\text{p}} = 0,35$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода и константу равновесия.

Ответ: 5,1; 0,475; 0,255.

15. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, если равновесие концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{CO}]_{\text{p}} = 0,004$; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{p}} = 0,064$; $[\text{CO}_2]_{\text{p}} = 0,016$; $[\text{H}_2]_{\text{p}} = 0,016$. Чему равны исходные концентрации воды и CO ?

Ответ: 1; 0,08 моль/л; 0,02 моль/л.

16. Температурный коэффициент реакции равен 2. При какой температуре следует проводить эту реакцию, чтобы скорость реакции, идущей при 60°C , уменьшилась в 8 раз? Поясните принцип действия катализатора, назовите важнейшие из них.

Ответ: при 30°C .

17. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации равны (моль/л): $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,10$; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 0,40$.

Ответ: 0,02 моль/л; 0,32 моль/л; 0,08 моль/л; 0,08 моль/л.

18. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции увеличилась в 50 раз? Температурный коэффициент равен 1,8. Приведите примеры обратимых и необратимых реакций.

Ответ: на $66,57^{\circ}\text{C}$.

19. Константа равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.

Ответ: 8 моль/л; 8,04 моль/л.

20. Как изменится скорость гомогенной реакции, протекающей по уравнению $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$, если объем системы уменьшить в 2 раза? Сформулируйте закон действия масс.

Ответ: в 8 раз.

21. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{NO}]_p = 0,2$; $[\text{O}_2]_p = 0,1$; $[\text{NO}_2]_p = 0,1$ моль. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O_2 .

Ответ: 2,5; 0,3 моль/л; 0,15 моль/л.

22. Определите температурный коэффициент реакции, если при охлаждении реакционной системы с 90 до 50°C скорость реакции уменьшилась в 256 раз. Как влияют катализаторы на смещение химического равновесия?

Ответ: 4.

23. Исходные концентрации $[\text{NO}]_{\text{исх}}$ и $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$ в гомогенной системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

Ответ: 0,416.

24. Скорость реакции $\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{C}(\text{г})$ при повышении температуры на каждые 10° С увеличивается в 2,2 раза. Как изменится скорость этой реакции при уменьшении температуры на 50° С? Укажите способы смещения равновесия влево.

Ответ: в 51,54 раза.

25. Найдите константу равновесия (K_C) экзотермической реакции $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$, если начальная концентрация $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,08$ моль/л, а к моменту равновесия его израсходовалось 50%. Укажите способы смещения равновесия вправо.

Ответ: 0,16.

26. Реакция омыления уксусноэтилового эфира идет по уравнению $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. В некоторый момент времени концентрации участвующих в реакции веществ составили: $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_p = 0,1$ моль/л; $[\text{NaOH}]_p = 0,05$ моль/л; $[\text{CH}_3\text{COONa}]_p = 0,1$ моль/л. Вычислите концентрации исходных веществ в начальный момент.

Ответ: 0,2 моль/л; 0,15 моль/л.

27. При повышении температуры на 50°C скорость химической реакции возросла в 1200 раз. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции. Что называется химическим равновесием?

Ответ: 4,129

28. Средняя скорость реакции $A(g) + B(g) = C(g)$ равна 0,004 моль/лс. Какова будет концентрация веществ А и В через 50 с, если их начальная концентрация была соответственно 4 и 6 моль/л.

Ответ: 3,8 моль/л; 5,8 моль/л.

29. Реакция идет по уравнению $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. Концентрации участвующих в ней веществ были: $[N_2] = 0,80$ моль/л; $[H_2] = 1,5$ моль/л; $[NH_3] = 0,10$ моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда $[N_2] = 0,50$ моль/л.?

Ответ: 0,70 моль/л; 0,6 моль/л.

30. Определите константу равновесия реакции $N_2O_4 = 2NO_2$, если исходная концентрация $N_2O_4 = 0,02$ моль/л и к моменту равновесия диссоциация его составляет 60%. Какой физический смысл K_c ?

Ответ: 0,072.

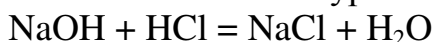
МГТУ им. И.П.Шамякина

ТЕМА № 5

Массовая доля. Процентная концентрация растворов

Пример 1. Рассчитайте, сколько граммов соли образуется при взаимодействии 20%-ного раствора NaOH массой 310 г с избытком соляной кислоты, если ее выход составляет 86% от теоретически возможного

Решение. Составим уравнение реакции:



$M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль; $M(\text{NaCl}) = 58,45$ г/моль.

Масса NaOH, вступившего в реакцию, равна: $310 \cdot 0,2 = 62$ г.

Из уравнения реакции видно, что

из 40 г NaOH образуется 58,45 г NaCl;

из 62 г NaOH образуется X г NaCl

$$\text{Отсюда } x = \frac{58,45 \cdot 62}{40} = 90,6 \text{ г.}$$

Так как выход соли составляет 86%, то практически образуется $90,6 \cdot 0,86 = 77,9$ г NaCl.

Ответ: 77,9 г NaCl.

Пример 2. Вычислите массовую долю (в %) раствора, полученного при растворении 25 г соли в 100 г воды.

Решение. Масса раствора составляет: $m_{\text{р.в.}} + m_{\text{р-ля}} = 125$ г.

Массовая доля показывает, сколько единиц массы растворенного вещества содержится в 100 единицах массы раствора и определяется по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%, \text{ имеем } \omega = \frac{25}{125} \cdot 100\% = 20\%$$

Ответ: раствор является 20%-ным.

Пример 3. Сколько граммов воды надо прибавить к 800 г 60 % раствора серной кислоты для получения 40% раствора?

Решение. Масса H_2SO_4 в 60%-ом растворе составит: $800 \cdot 0,6 = 480$ г.

Обозначим массу воды, которую необходимо прибавить, через X. Тогда, исходя из формулы

$$\omega = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%, \text{ имеем } 40 = \frac{480}{800 + x} \cdot 100\% ;$$

Отсюда $X = 400$ г.

Ответ: для получения 40%-ного раствора необходимо добавить 400 г воды.

Пример 4. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна массовая доля оставшегося раствора?

Решение. Найдем массу H_2SO_4 в 60%-ом растворе:

$$\omega = \frac{m_{p.в.}}{m_{p-ра}} \cdot 100\%, \quad \text{имеем} \quad 60 = \frac{X}{700} \cdot 100\%;$$

Отсюда $X = 420$ г.

Определим массу раствора после выпаривания: $700 - 200 = 500$ г.

Найдем массовую долю оставшегося раствора по известной формуле:

$$\omega = \frac{420}{500} \cdot 100\% = 84\%.$$

Ответ: 84%.

Задания

Таблица 5 – Варианты контрольных заданий по теме № 5

Последняя цифра зачетной книжки	Предпоследняя цифра зачетной книжки									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	15	25	5	16	26	6	17	27	7	18
2	16	26	6	17	27	7	18	28	8	19
3	17	27	7	18	28	8	19	29	9	20
4	18	28	8	19	29	9	20	30	10	11
5	19	29	9	20	30	10	11	21	1	12
6	20	30	10	11	21	1	12	22	2	13
7	11	21	1	12	22	2	13	23	3	14
8	12	22	2	13	23	3	14	24	4	15
9	13	23	3	14	24	4	15	25	5	16
0	14	24	4	15	25	5	16	26	6	17

1. Какой концентрации (в %) получится раствор, если к 500 г 25 %-ного раствора добавили 180 мл воды?

Ответ: 18,4%.

2. В 1 л воды растворено 2 моль гидроксида натрия. Определите массовую долю NaOH в растворе.

Ответ: 7,4%.

3. В 40 г воды растворили 10 г железного купороса $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Рассчитайте массовую долю безводного сульфата железа в полученном растворе.

Ответ: 10,94%.

4. Сколько чугуна, содержащего 5% примесей, получится из 1 т руды, содержащей 90% Fe_2O_3 ?

Ответ: 598,5 кг.

5. Массовая доля хлороводорода в концентрированной соляной кислоте 36,5 % ($\rho = 1185 \text{ кг/м}^3$). Сколько литров газообразного HCl поглощает 1 л воды при образовании кислоты указанной концентрации?

Ответ: 352,75 л.

6. Какой объем воды потребуется для приготовления 250 мл 20%-ного раствора хлорида натрия, если плотность раствора 1,1 г/мл?

Ответ: 220 мл.

7. Какая масса оксида кальция образуется при разложении известняка массой 400 г с массовой долей примесей 20%? Какой объем углекислого газа выделился при этом?

Ответ: 179,2 г и 71,68 л.

8. В каком количестве воды необходимо растворить 70 г бромида натрия для получения 20 %-ного раствора NaBr?

Ответ: 15,56 моль.

9. В 100 г воды растворили 80 г глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте массовую долю безводного сульфата натрия в полученном растворе.

Ответ: 19,6 %.

10. Какой концентрации (%) получится раствор, если смешали 400 г 25 %-ного и 300 г 40%-ного растворов одного и того же вещества?

Ответ: 31,4%.

11. Какую массу воды необходимо прибавить к 200 мл 30 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,33 \text{ г/мл}$) для получения 10%-ного раствора?

Ответ: 532 г.

12. Сколько граммов хлорида калия необходимо взять для приготовления 25%-ного раствора, если воды при этом взяли 400 мл?

Ответ: 133,3 г.

13. В 90 г воды растворили SO_3 объемом 10 л (н.у.). Определите процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: 35%.

14. Какой объем 96 %-ной H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 мл 15%-ного раствора ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$)?

Ответ: 9,3 мл; 92,81 г.

15. Какой концентрации получится 15%-ный раствор соли, если к 350 г его прибавить 130 мл воды?

Ответ: 10,9%.

16. Определите массовую долю аммиака в растворе, полученном при растворении 112 л аммиака (н.у.) в 315 мл воды.

Ответ: 21,25%.

17. Смешали 10 мл 10%-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,056 \text{ г/мл}$) и 100 мл 30%-ного раствора HCl ($\rho = 1,184 \text{ г/мл}$). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: 28,36%.

18. В каком количестве воды необходимо растворить 30 г бромида калия для получения 6%-ного раствора KBr?

Ответ: 26,11 моль.

19. Смешали 300 г 20%-ного раствора и 500 г 40 %-ного раствора хлорида натрия. Чему равна концентрация (%) полученного раствора?

Ответ: 32,5%.

20. Какой объем 30%-ной серной кислоты ($\rho = 1,329$ г/мл) необходимо взять для проведения реакции нейтрализации с 90 г КОН?

Ответ: 197,52 мл.

21. Какой объем 15%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл) потребуется для полного растворения 27,0 г Al?

Ответ: 891 мл.

22. Какой объем 10%-ного раствора карбоната натрия ($\rho = 1,105$ г/мл) требуется для приготовления 5 л 2%-ного раствора ($\rho = 1,02$ г/мл)?

Ответ: 923,1 мл.

23. Какой объем воды надо взять, чтобы из 5 л раствора КОН с массовой долей 50% ($\rho = 1538$ кг/м³) приготовить 18%-ный раствор?

Ответ: 17,51 л.

24. Какой объем воды необходимо взять для растворения 70 г поваренной соли, чтобы получить 10%-ный раствор?

Ответ: 630 мл.

25. Смешали 247 г 62%-ного раствора и 145 г 18%-ного раствора серной кислоты. Чему равна концентрация (%) полученного раствора?

Ответ: 45,7%.

26. К 3 мл 10 %-ного раствора HNO₃ ($\rho = 1054$ кг/м³) прибавили 5 мл 2 % раствора той же кислоты ($\rho = 1009$ кг/м³). Вычислите массовую долю полученного раствора.

Ответ: 5,0%.

27. Какова масса образующегося осадка в реакции между 400 мл 30 %-ной серной кислоты ($\rho = 1328$ кг/м³) и избытком хлорида бария?

Ответ: 378,89 г.

28. В 1 л воды растворено 2,5 моль гидроксида калия. Определите массовую долю вещества в растворе.

Ответ: 12,28%.

29. В 50 г воды растворили аммиак объемом 5600 см³ (н. у.). Определите массовую долю NH₃ в полученном растворе.

Ответ: 7,8%.

30. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 8% ($\rho = 1,78$ г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 45%-ного раствора ($\rho = 1,35$ г/мл)?

Ответ: 853,23 л.

ТЕМА № 6

Способы выражения состава раствора

Пример 1. Рассчитайте молярную и нормальную концентрации серной кислоты H_2SO_4 в растворе с плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$ и массовой долей 30%.

Решение. Найдем массу 1 л раствора H_2SO_4 с плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$:
 $1000 \cdot 1,22 = 1220 \text{ г}$.

Определим массу кислоты в этом растворе:

100 г раствора содержат 30 г H_2SO_4 ;

1220 г раствора содержат X г H_2SO_4 .

Отсюда $X = \frac{1220 \cdot 30}{100} = 366 \text{ г}$.

Молярная концентрация раствора показывает количество растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора, и определяется по формуле:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V},$$

где n – количество вещества; m – масса растворенного вещества, г; V – объем раствора, л; M – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Тогда, зная, что $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$, имеем

$$C_M = \frac{366}{98} \cdot \frac{1}{1} = 3,73 \text{ моль/л или } 3,73 \text{ М раствор.}$$

Зная, что для серной кислоты H_2SO_4 число эквивалентности $z^* = 2$, определим нормальность раствора по формуле:

$$C_N = \frac{m}{M \cdot [1/z^*]} \cdot \frac{1}{V} \text{ отсюда } C_N = \frac{366}{98 \cdot [1/2]} \cdot \frac{1}{1} = 7,46 \text{ г/л или } 7,46 \text{ н. раствор.}$$

Ответ: 3,73 М и 7,46 н.

Пример 2. Вычислите моляльность раствора H_2SO_3 , полученного при растворении 18 г кислоты в 280 см^3 воды, если плотность его составляет $1,031 \text{ г/мл}$.

Решение. Моляльная концентрация показывает количество молей растворенного вещества, содержащихся в 1 кг растворителя: $x = \frac{n}{m}$,

где n – количество растворенного вещества, моль; m – масса растворителя, кг.

Определим массу H_2SO_3 в 1000 г растворителя:

в 280 г растворителя содержится 18 г H_2SO_3 ;

в 1000 г растворителя содержится X H_2SO_3 .