

УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«ВИТЕБСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ П.М. МАШЕРОВА»

Биологический факультет

Кафедра химии

СОГЛАСОВАНО
Заведующий кафедрой
_____ О.М. Балаева-Тихомирова
15.02.2016 г.

СОГЛАСОВАНО
Декан факультета
_____ В.Я. Кузьменко
15.02.2016 г.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС
ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

Общая и неорганическая химия
Основные понятия и законы химии:
адаптивный курс

для специальности
1-02 04 01 «Биология и химия»

Составители: А.А. Белохвостов, Е.Я. Аршанский

Рассмотрено и утверждено
на заседании научно-методического совета 19.02.2016 г., протокол № 3

УДК 54+546(075.8)
ББК 24.1я73
О-28

Печатается по решению научно-методического совета учреждения образования «Витебский государственный университет имени П.М. Машерова». Протокол № 3 от 19.02.2016 г.

Составители: доцент кафедры химии ВГУ имени П.М. Машерова, кандидат педагогических наук **А.А. Белохвостов**;
профессор кафедры химии ВГУ имени П.М. Машерова, доктор педагогических наук **Е.Я. Аршанский**

Рецензенты:
кафедра химии УО «БГПУ имени М. Танка»;
заведующий кафедрой общей, физической и коллоидной химии УО «ВГМУ», доктор педагогических наук, доцент *З.С. Кунцевич*

Общая и неорганическая химия: Основные понятия и законы химии: адаптивный курс для специальности 1-02 04 01 «Биология и химия» : учебно-методический комплекс по учебной дисциплине / сост. : А.А. Белохвостов, Е.Я. Аршанский. – Витебск : ВГУ имени П.М. Машерова, 2017. – 87 с.

ISBN 978-985-517-619-1.

Предлагаемый учебно-методический комплекс в обобщенном виде включает материал учебного предмета «Химия» и основы содержания вузовского курса общей химии. В нем раскрыты важнейшие понятия химической науки и количественные понятия, используемые в химии, стехиометрические и газовые законы, даны очерки об истории их открытия, представлены расчетные задачи, лабораторный практикум, компьютерные программы для набора химических формул и уравнений, тематика исследовательских работ студентов и контролирующие материалы.

Адресуется студентам, обучающимся по специальности 1-02 04 01 «Биология и химия».

УДК 54+546(075.8)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-517-619-1

© ВГУ имени П.М. Машерова, 2017

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	5
Основные составляющие общей химии как фундаментальной науки.....	5
ГЛАВА 1. ОБЩИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ.....	14
1.1. Основные химические понятия	14
1.2. Количественные понятия в химии.....	19
1.3. Стехиометрические законы в химии	24
1.4. Газовые законы	26
1.5. Химический эквивалент	28
ГЛАВА 2. ХИМИЯ: ИСТОРИЯ И СОВРЕМЕННОСТЬ	32
2.1. Истоки атомно-молекулярного учения.....	32
2.2. Спор химиков о постоянстве состава вещества	35
2.3. Современный химический язык и его создатель Й.Я. Берцелиус	36
2.4. Теория флогистона – первая научная теория в химии	37
2.5. М.В. Ломоносов – ученый-энциклопедист и его педагогические идеи.....	39
ГЛАВА 3. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ	42
3.1. Определение выхода продукта реакции.....	42
3.2. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода(IV)	43
3.3. Определение молярной массы эквивалента металла по объему выделившегося газа.....	46
ГЛАВА 4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ.....	49
4.1. Количественные соотношения элементов в веществе. Расчеты по химическим формулам	49
4.2. Расчеты по газовым смесям и уравнениям химических реакций с участием газов.....	52
4.3. Количественные расчеты с использованием понятия о химическом эквиваленте.....	56
ГЛАВА 5. КОМПЬЮТЕРНАЯ ХИМИЯ	60
5.1. Компьютерный набор химической информации в Интернете.....	60

ОГЛАВЛЕНИЕ

5.2. Количественные расчеты с использованием компьютерных программ и онлайн химических калькуляторов	66
ГЛАВА 6. НАЧАЛА ХИМИЧЕСКИХ ИССЛЕДОВАНИЙ	70
6.1. Оформление результатов эксперимента	70
6.2. Работа с экспериментальными данными. Ошибка эксперимента	72
ГЛАВА 7. КОНТРОЛЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ	75
7.1. Основные химические понятия и законы	75
7.2. Количественные отношения в химии	77
7.3. Химический эквивалент	79
ЛИТЕРАТУРА	81
ПРИЛОЖЕНИЯ	82

ВВЕДЕНИЕ

Основные составляющие общей химии как фундаментальной науки

Традиционно к фундаментальным наукам относят области знаний, занимающиеся теоретическими и экспериментальными исследованиями важнейших природных явлений, а также поиском закономерностей, обуславливающих состав, строение, свойства рассматриваемых объектов и протекание изучаемых процессов. Особое значение для обоснования фундаментальности научного знания имеют доказательность соответствия теорий и экспериментальных фактов, достоверность и воспроизводимость результатов научного исследования. В связи с этим все естественные науки являются фундаментальными.

Химия всегда развивалась в двух направлениях – как фундаментальная наука (создание и изучение теоретических основ химического знания) и как прикладная (решение задач получения соединений с заданными свойствами, обусловленными потребностью в практическом использовании). Фундаментальный характер общей химии подтверждается тем, что именно в ней сосредоточено научное химическое знание, образующее стройную систему четко сформулированных понятий, теорий, законов и закономерностей, которые многократно проверены на практике.

Центральное место в содержании общей химии отводится фундаментальным химическим понятиям о веществе, химическом элементе и химической реакции. Эти понятия развиваются и совершенствуются на протяжении всего курса. Обогащение понятий новыми характеристиками происходит на основе теории. Подобный образом, важнейшие химические теории и законы связаны между собой через понятия. Такой подход отражает в целом соотношение между понятиями и теориями в фундаментальной науке.

Содержание курса общей химии включает следующие теоретические концепции:

- учение о периодическом изменении свойств химических элементов и их соединений;
- теорию строения вещества, включающую две теории – строения атома и химической связи;
- учение об энергетике и направлении протекания химических процессов (химическую термодинамику);
- теорию о скорости химической реакции (химическую кинетику) и химическом равновесии;



- учение о растворах и теорию электролитической диссоциации;
- учение об окислительно-восстановительных реакциях;
- теорию координационных соединений.

Каждая из обозначенных теоретических концепций представляет собой своеобразный рубеж, проходя через который, фундаментальные химические понятия развиваются и детализируются. Именно законы и теории позволяют объяснить научные факты, а также прогнозировать свойства веществ и закономерности протекания химических реакций. Взаимосвязь фундаментальных химических понятий, законов, теорий и их место в структуре содержания курса общей химии представлены на рис. 1.

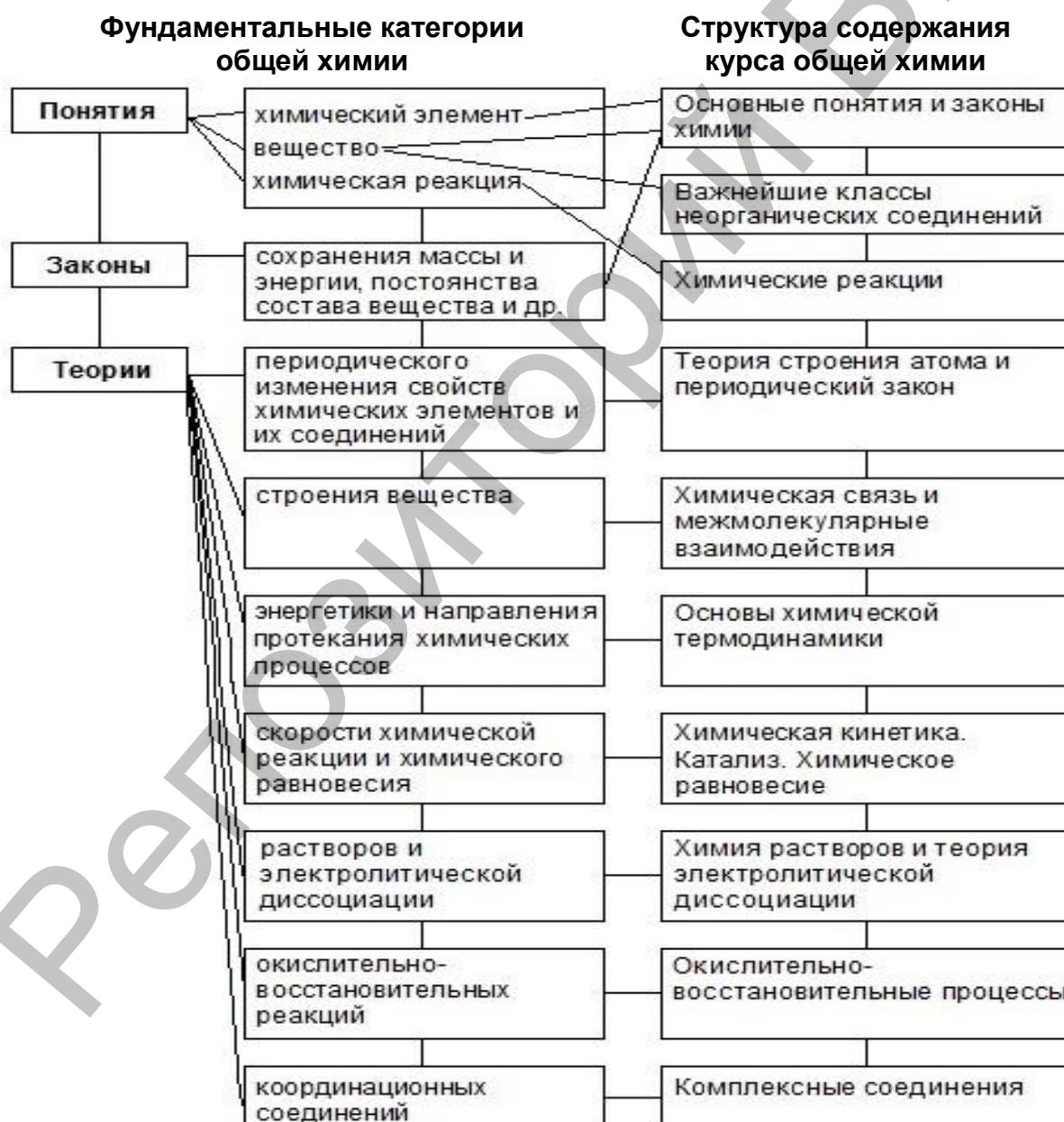


Рис. 1. **Фундаментальные понятия, законы и теории в структуре содержания общей химии**



Более подробно представим содержательное наполнение каждого из указанных структурных компонентов курса общей химии.

Основные понятия и законы химии

Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Предмет химии. Разделы химии и их взаимосвязь.

Типы химических частиц: атомы, молекулы, простые и сложные ионы, макромолекулы. Типы химических формул (эмпирическая, молекулярная, структурная, пространственная) и области их применения. Расчеты по химическим формулам. Структурные единицы в химии. Молекулярная и немолекулярная структура, особенности веществ с этими типами структуры.

Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношений Дальтона. Границы применения этих законов. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него. Атомы и молекулы, их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Постоянная Авогадро. Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Молярный объем газа.

Важнейшие классы неорганических соединений

Классификация веществ в химии: по составу, по структуре, по свойствам. Кислотно-основные свойства как общепринятый принцип классификации. Важнейшие классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания, соли. Общие химические свойства представителей этих классов и генетическая связь между ними. Некоторые другие классы неорганических веществ. Понятие о комплексных соединениях.

Номенклатурные правила ИЮПАК для неорганических веществ. Номенклатура оксидов, кислот, оснований, солей.

Химические реакции

Понятия системы, фазы, процесса. Гомогенные и гетерогенные системы и процессы. Химическая реакция как процесс. Понятия реагента, продукта. Классификации химических реакций. Тепловой эффект химической реакции. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него.

Типы уравнений химических реакций: молекулярное, полное и сокращенное ионные, с использованием структурных формул. Схемы реакций. Стехиометрические схемы. Расчеты по химическим уравнениям и стехиометрическим схемам.



Теория строения атома и периодический закон

Строение атома. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивость ядер. Виды радиоактивности. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов.

Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки решения внутренних противоречий планетарной модели атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Кванты. Уравнение Планка. Фотоны.

Теория атома водорода по Бору, ее внутренние противоречия. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантовомеханическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l), спиновое (m_s) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Пространственная форма атомных орбиталей (s , p , d , f).

Многоэлектронные атомы. Закономерности заполнения орбиталей в атомах: принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда. Последовательность заполнения АО. Электронные схемы, электронные формулы и электронно-графические схемы атомов.

Периодический закон в свете представлений о строении атома. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периоды, группы, подгруппы. Особенности электронных конфигураций атомов элементов групп А и В. Элементы s -, p -, d -, f -семейств. Взаимосвязь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома и свойствами элемента. Свойства элементов, изменяющиеся периодически и непериодически. Основные характеристики атомов: атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение характеристик атомов по группам и периодам. Значение периодического закона для развития науки. Границы и эволюция периодической системы химических элементов.

Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия

Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: создание двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрытия атомных орбиталей (АО). Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.



Делокализованная (многоцентровая) химическая связь. Резонансные структуры как более адекватный способ ее описания в рамках метода ВС.

Свойства ковалентной связи (длина, прочность, насыщаемость, направленность, полярность, поляризуемость) и их количественные характеристики. Энергия ковалентных связей. Направленность и насыщаемость ковалентной связи. Гибридизация АО. Условия устойчивости гибридизации АО. Типы гибридизации и геометрия молекул.

Полярность связей и полярность молекул. σ - и π -связи. Кратность связи. Факторы, влияющие на прочность связи.

Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от ее природы и длины. Влияние прочности, полярности и поляризуемости ковалентных связей на реакционную способность молекул.

Понятие о межмолекулярных взаимодействиях. Связь энергии межмолекулярного взаимодействия с физическими свойствами вещества.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.

Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. σ - и π -молекулярные орбитали как линейные комбинации s - и p -атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, образованных элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств вещества от характера заполнения МО в этих частицах.

Типы кристаллических структур, образованных веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

Ионная связь. Свойства ионной связи. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее воздействие ионов. Свойства веществ с ионным типом связи.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.

Понятие агрегатного состояния вещества. Основные агрегатные состояния: плазма, газ, жидкость, кристалл. Упорядоченность частиц и особенности их взаимодействия в каждом из агрегатных состояний. Типы кристаллических структур (молекулярная, атомная, ионная, металлическая), особенности физико-химических свойств веществ с различными типами химической связи.



Основы химической термодинамики

Понятие функции состояния. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Энтропия. Законы химической термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Прогнозирование возможности протекания химических реакций и физико-химических процессов. Связь константы равновесия с термодинамическими функциями состояния.

Химическая кинетика. Катализ. Химическое равновесие

Необратимые и обратимые процессы. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов, давления и температуры.

Скорость химической реакции. Настоящая, мгновенная и средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции, правило Вант-Гоффа.

Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Уравнение Аррениуса как более точное описание температурной зависимости скорости реакции. Энергетический профиль реакции. Молекулярность и порядок реакции. Механизмы химических реакций. Переходное состояние и интермедиат. Зависимость скорости реакции от стабильности интермедиата. Скорость многостадийного процесса. Лимитирующая стадия. Понятие о термодинамическом и кинетическом контроле направления процессов.

Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, ферментативный катализ, автокатализ. Механизм каталитического действия. Понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов.

Химия растворов и теория электролитической диссоциации

Характеристика дисперсных систем и их классификация. Суспензии, эмульсии и коллоидные растворы.



Истинные растворы. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении. Энергетика процесса растворения.

Особенности воды как растворителя. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты.

Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления.

Концентрация растворов. Способы выражения содержания вещества в растворе. Массовая и молярная (мольная) доля растворенного вещества. Массовая концентрация. Молярная концентрация. Моляльность. Расчеты при приготовлении растворов различной концентрации. Методика приготовления растворов.

Коллигативные свойства растворов. Закон Генри, закон Рауля. Эбуллиоскопия и криоскопия. Осмос и обратный осмос.

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Истинная и кажущаяся степени диссоциации. Понятие о коэффициенте активности. Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли с точки зрения электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Протолитическая теория кислот и оснований. Понятие о других теориях кислотно-основного взаимодействия.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель pH.



Расчет pH в растворах сильных и слабых электролитов. Значение постоянства величины pH в химических и биологических процессах. Понятие о буферных системах.

Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Константа растворимости. Условия образования и растворения осадков. Понятие о произведении растворимости.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов, их механизм и условия смещения равновесия.

Гидролиз. Общие представления о гидролизе различных классов соединений. Гидролиз солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Объяснение механизма гидролиза солей с точки зрения протолитической теории. Значение гидролиза.

Окислительно-восстановительные процессы

Реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Окислители и восстановители. Метод электронного баланса и ионно-электронный метод (метод полуреакций). Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Значение ОВР в живой и неживой природе.

Возникновение двойного электрического слоя на границе раздела «металл – вода» и «металл – водный раствор его соли». Понятие о гальваническом элементе. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений (стандартных электродных потенциалов) металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и их связь с изменением энергии Гиббса. Уравнение Нернста и зависимость окислительно-восстановительного потенциала от температуры, pH, концентрации окисленной и восстановленной форм. Прогнозирование направления ОВР в растворах. Возможности описания окислительно-восстановительных процессов на основе диаграмм Латимера и Фроста.

Понятие о коррозии металлов и основные способы защиты от нее.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов, водных растворов электролитов и его практическое значение. Количественные законы электролиза.



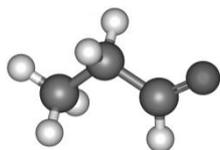
Комплексные соединения

Природа химической связи в комплексных (координационных) соединениях. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число и заряд комплексообразователя. Основные классы комплексных соединений.

Электролитическая диссоциация комплексных соединений (первичная и вторичная). Вторичная диссоциация как реакция замещения лигандов молекулами растворителя. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости и устойчивости. Условия образования и разрушения комплексных ионов в растворах.

Химические свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидрокси- и гидроксокомплексов. Объяснение амфотерности гидроксидов и гидролиза солей с точки зрения комплексобразования и протолитической теории кислотно-основного равновесия. Значение процессов комплексобразования в химии и биологии. Методы синтеза комплексных соединений.

РЕПОЗИТОРИЙ ВУЗ



ГЛАВА 1. ОБЩИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

1.1. Основные химические понятия

Традиционно химия рассматривается как наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях. Однако *объектом* изучения химической науки являются не только сами вещества, а главным образом химические процессы, протекающие с их участием. Поэтому *основная цель химии* состоит в создании теорий, законов, установлении закономерностей, описывающих, объясняющих и прогнозирующих протекание этих процессов.

Вещество – форма существования материи, которая проявляет себя в виде частиц, имеющих собственную массу покоя. *Материя* – это объективная реальность, существующая вне человеческого сознания, которая воспринимается с помощью органов чувств или специальных приборов.

Выделяют две формы существования материи – вещество и поле.

Поле – это материальная среда, посредством которой тела или частицы вещества взаимодействуют между собой. Существуют гравитационное, электрическое, магнитное поля. Частицы поля (кванты) в отличие от частиц вещества не имеют массы покоя. Следовательно, они находятся в постоянном движении. Характеристиками поля являются частота, потенциал, напряженность.

Вещество имеет дискретное (прерывистое) строение, поскольку состоит из атомов. Важнейшими характеристиками вещества являются масса, размеры, плотность, цвет. *С физической точки зрения* к веществам относятся все материальные объекты, имеющие массу покоя. Следовательно, в физическом смысле веществом является не только порция углекислого газа объемом $11,2 \text{ дм}^3$, но одна молекула углекислого газа, а также любая элементарная частица (протон, нейтрон, электрон). *С точки зрения химии* вещество следует рассматривать как устойчивую совокупность атомов, молекул или ионов. Вещество с позиции химии находится в определенном агрегатном состоянии и обладает набором постоянных при данных условиях физических и химических свойств.

Физические свойства вещества – это набор характеристик и констант, описывающих его агрегатное состояние, цвет, плотность, температуры плавления и кипения, растворимость, твердость, вязкость, летучесть, запах, теплопроводность и электрическую проводимость, магнитные и оптические свойства, диэлектрическую проницаемость и др.



Химические свойства вещества – набор данных, описывающих возможности и условия его взаимодействия с другими веществами, а также образующиеся при этом новые вещества.

Свойства вещества зависят от его состава и строения.

Различают качественный и количественный состав вещества. *Качественный состав вещества* – это природа атомов, образующих вещество. *Количественный состав* характеризуется числом атомов каждого химического элемента в составе молекулы или формульной единицы вещества.

Химический элемент – это определенный вид атомов.

Атом – это мельчайшая, электронейтральная, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Атомы характеризуются массой, радиусом и химическими свойствами.

Следовательно, более точно *химический элемент* необходимо рассматривать как определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Символом химического элемента (химическим знаком) называется условное обозначение химического элемента при помощи начальных букв его латинского названия (например, Fe – железо от лат. Ferrum).

По качественному составу вещества делятся на простые и сложные.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента (например, Fe, H₂, O₃, P₄, S₈). Простые вещества условно делятся на металлы и неметаллы. *Сложные вещества* состоят из атомов разных химических элементов (например, CO₂, H₂SO₄, KOH, NaNO₃). Сложные вещества классифицируются по происхождению (неорганические и органические) и составу (бинарные – состоят из атомов двух элементов – и многоэлементные – состоят из атомов трех и более элементов).

Аллотропия – явление существования химического элемента в виде двух и более простых веществ. Сами простые вещества называются аллотропными (или аллотропическими) модификациями и различаются по строению и свойствам. Аллотропия может быть результатом образования молекул с разным числом атомов (например, кислород O₂ и озон O₃) или различных кристаллических форм (например, углерод образует графит, алмаз, карбин, фуллерен, графен). Аллотропные модификации всегда различаются по физическим свойствам и химической активности. Например, озон активнее кислорода, а температура плавления алмаза выше, чем у фуллерена. Аллотропные модификации при определенных условиях (температура, давление) могут переходить друг в друга.



Строение вещества следует рассматривать на основе природы его структурных единиц, взаимного расположения атомов, валентных углов, распределения электронной плотности в молекуле или формульной единице.

Различают вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества молекулярного строения состоят из молекул. Молекулярное строение имеют все газы и практически все жидкости (кроме ртути), а также ряд твердых веществ (йод, белый фосфор, фосфорная кислота, фруктоза, сахароза и др.).

Молекула – наименьшая электронейтральная частица вещества молекулярного строения, обладающая всеми его химическими свойствами. Молекулы имеют массу, размер и химические свойства.

Вещества немолекулярного строения – это вещества, структурной единицей которых являются не молекулы, а формульные единицы. Немолекулярное строение имеет множество твердых веществ (алмаз, черный и красный фосфор, щелочи, минеральные соли).

Формульная единица – группа атомов, которая составляет простейшую химическую формулу вещества немолекулярного строения.

Вещества немолекулярного строения не обладают постоянным составом. Например, оксид кремния SiO_2 , его формульной единицей является условная частица, состоящая из одного атома кремния и двух атомов кислорода. Среди веществ немолекулярного строения имеется множество ионных соединений.

Ион – атом или группа атомов, которые имеют отрицательный или положительный заряд. Этот заряд они получают в результате приобретения или отдачи атомами своих электронов. Положительные ионы называются *катионами* (например, Na^+ , Al^{3+} , NH_4^+), а отрицательные – *анионами* (например, Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^-).

Состав любого вещества выражается с помощью химической формулы.

Химическая формула – это условное изображение качественного и количественного состава вещества при помощи символов химических элементов и индексов. *Индекс* – цифра, стоящая справа внизу от символа, показывающая число атомов химического элемента в молекуле или формульной единице.

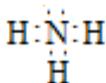
Для простых веществ немолекулярного строения химическая формула совпадает со знаком химического элемента (например, Cu , Al , P). В формуле простого вещества молекулярного строения с помощью индекса указывается число атомов в молекуле (например, O_3 , P_4 , S_8).



Для сложных веществ молекулярного строения различают эмпирическую (простейшую) и молекулярную (истинную) формулы.

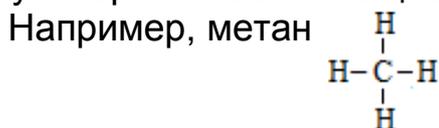
Эмпирическая (простейшая) формула показывает наименьшее соотношение чисел атомов в молекуле, а *молекулярная (истинная) формула* отражает истинное соотношение чисел атомов в молекуле. Например, истинная формула этана C_2H_6 , а простейшая – CH_3 .

Для изображения электронного строения молекул используют *электронные формулы*. Например, электронная формула аммиака



Точки между атомами показывают связывающие пары электронов, к несвязывающим относятся электроны неподеленных пар и неспаренные электроны.

Графические формулы отражают порядок соединения и число химических связей в молекуле. Особенно значимы графические формулы органических веществ.



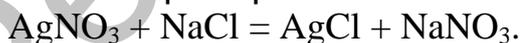
Каждая черточка в графической формуле – это химическая связь, образованная общей для двух атомов парой электронов.

Любые изменения (явления), которые могут происходить с веществами, принято разделять на физические и химические.

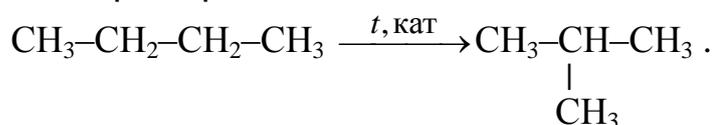
Физические явления – это любые изменения вещества, не приводящие к изменению их состава и строения. При физических явлениях происходят изменения агрегатного состояния, скорости движения, температуры и формы тел. Однако новые вещества при физических явлениях не образуются.

Химические явления или химические реакции – это явления, при которых из одних веществ образуются другие новые вещества.

В результате химических реакций могут изменяться качественный состав веществ (за счет перегруппировки атомов) и их строение. Например:



В ходе химической реакции может сохраняться качественный и количественный состав веществ, а изменяться только строение веществ. Например:



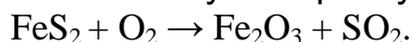


Химические реакции могут сопровождаться изменением количественного состава веществ при сохранении их качественного состава.

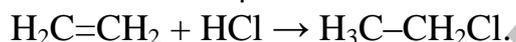
Например: $3\text{O}_2 = 2\text{O}_3$.

Химическое уравнение – это условная запись химической реакции с помощью химических формул и коэффициентов.

В схемах химических реакций коэффициенты не расставляют и вместо знака равенства используют стрелку:



Стрелка применяется при записи уравнений химических реакций с участием органических веществ:



Стрелка используется в уравнениях электролитической диссоциации сильных электролитов:



Таким образом, изложенные основные химические понятия составляют теоретический базис общей химии.



1.2. Количественные понятия в химии

Количественное изучение химических процессов и их закономерностей связано с измерением физических величин. Международная система единиц (СИ), принятая в 1960 г. на XI Генеральной конференции по мерам и весам, включает 7 основных и 27 производных величин и единицы их измерения. Из основных величин в химии наиболее часто используются масса, количество вещества и температура.

Масса ($m(X)$) – мера инертности вещества. Для измерения масс макротел применяются системная единица – килограмм (кг), дробная – грамм (г) и кратная – тонна (т).

Абсолютные значения масс атомов очень малы и неудобны для проведения расчетов. Поэтому для измерения масс элементарных частиц введена дополнительная единица – атомная единица массы (а.е.м.), которая имеет международное обозначение u и равна $1/12$ части массы атома нуклида С-12.

$$1 u = 1 \text{ а.е.м.} = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

В химии используется ряд производных величин, определяемых из основных.

Относительная атомная масса ($A_r(\text{Э})$) – это безразмерная физическая величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к $1/12$ части массы атома нуклида С-12.

$$A_r(\text{Э}) = \frac{m_a(\text{Э})}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})} = \frac{m_a(\text{Э})}{1 u} = \frac{m_a(\text{Э})}{1 \text{ а.е.м.}}$$

Иными словами, относительная атомная масса элемента – это физическая величина, которая показывает, во сколько раз средняя масса атома естественного изотопического состава элемента больше $1/12$ части массы атома нуклида С-12.

Зная относительную атомную массу элемента, можно рассчитать массу атома в атомных единицах массы, граммах и килограммах:

$$m_a(\text{Э}) = A_r(\text{Э})u = A_r(\text{Э}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} (\text{г}) = A_r(\text{Э}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} (\text{кг}).$$

Относительная молекулярная масса ($M_r(X)$) – это безразмерная физическая величина, равная отношению средней массы молекулы к $1/12$ части массы атома нуклида С-12.

$$M_r(X) = \frac{m_{\text{мол}}(X)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})} = \frac{m_{\text{мол}}(X)}{1 u}$$



Таким образом, относительная молекулярная масса – физическая величина, которая показывает, во сколько раз средняя масса молекулы больше $1/12$ части массы атома нуклида С-12.

Зная относительную молекулярную массу, можно рассчитать массу молекулы:

$$m_{\text{мол}}(X) = u \cdot M_r(X).$$

Относительную молекулярную массу находят суммированием относительных атомных масс элементов, образующих молекулу. Например:

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 32.$$

Относительная формульная масса ($M_r(X)$) – это безразмерная физическая величина, равная отношению средней массы формульной единицы к $1/12$ части массы атома нуклида С-12.

$$M_r(X) = \frac{m_{\text{ФЕ}}(X)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})} = \frac{m_{\text{ФЕ}}(X)}{1u}.$$

Иными словами, относительная формульная масса – это физическая величина, которая показывает, во сколько раз средняя масса формульной единицы больше $1/12$ части массы атома нуклида С-12.

Зная относительную формульную массу, можно рассчитать массу формульной единицы:

$$m_{\text{ФЕ}}(X) = u \cdot M_r(X).$$

Относительную формульную массу вычисляют суммированием относительных атомных масс элементов, образующих формульную единицу. Например:

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142.$$

Массовая доля элемента в сложном веществе ($w(\text{Э})$) – это отношение массы данного элемента в отдельно взятой молекуле (формульной единице) вещества к относительной молекулярной (формульной) массе этого вещества:

$$w(\text{Э}) = \frac{n(\text{Э}) \cdot A_r(\text{Э})}{M_r(\text{Э})},$$

где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента в молекуле или формульной единице.

Массовая доля элемента в сложном веществе выражается в процентах или долях от единицы.

Количество вещества (химическое количество вещества) ($n(X)$) – это размерная физическая величина, пропорциональная числу структурных единиц (атомов, молекул, формульных единиц), содержащихся в данной порции вещества.



Для проведения количественных расчетов в химии эта величина имеет особенно важное значение, поскольку она характеризует дискретную природу вещества, и с ее помощью можно описать состав любой системы при любых условиях. Масса не является постоянной величиной, она зависит от скорости движения вещества, изменения ее энергии при ядерных превращениях. Особенно важно, что вещества вступают в химические реакции не пропорционально их массам, а в соответствии с числом частиц, содержащихся в порции вещества. Обозначается количество вещества буквой n (реже ν).

Моль – порция вещества, содержащая столько его элементарных структурных единиц, сколько атомов содержится в порции нуклида С-12 массой 0,012 кг.

Число атомов в указанной порции нуклида С-12 примерно равно $6,022 \cdot 10^{23}$.

$$N = \frac{m(^{12}\text{C})}{m_a(^{12}\text{C})} = \frac{0,0112 \text{ кг}}{1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,022 \cdot 10^{23}.$$

Физико-химическая константа, отвечающая этому числу и характеризующая число частиц в 1 моле вещества, называется *постоянной Авогадро* и обозначается N_A :

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Таким образом, моль – это порция вещества, содержащая $6,022 \cdot 10^{23}$ его структурных единиц.

Число структурных единиц вещества $N(X)$ и количество вещества $n(X)$, связаны соотношением:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Итак, 1 моль любого вещества численно содержит такое же количество атомов, сколько их содержится в 1 молекуле (формульной единице) вещества.

Молярная масса элемента $M(\text{Э})$ или вещества $M(X)$ – величина, равная отношению массы элемента или вещества к его количеству:

$$M(\text{Э}) = \frac{m(\text{Э})}{n(\text{Э})}, \quad M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}, \quad [\text{г/моль}].$$

Численное значение молярной массы совпадает со значением относительной атомной массы элемента, а также со значением относительной молекулярной и формульной массы.

$$\{M(\text{Э})\} = A_r(\text{Э}), \quad \{M(X)\} = M_r(X).$$

Объем $(V(X))$ – производная величина, зависящая от формы тела. Объем твердого вещества определяется через объем вытес-



ненной им из сосуда воды. Объем газа равен объему сосуда, в котором он находится.

Молярный объем газа ($V_m(X)$) – объем газа количеством вещества 1 моль. Молярный объем газа – величина, равная отношению объема газа к его количеству:

$$V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}, \text{ [дм}^3\text{/моль]}.$$

При нормальных условиях ($T = 273 \text{ К}$ и $P = 101,3 \text{ кПа}$) молярный объем любого газа – величина постоянная:

$$V_m = 22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}.$$

Плотность вещества ($\rho(X)$) – величина, равная отношению массы вещества к занимаемому им объему:

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}, \text{ [кг/м}^3\text{, г/см}^3\text{]}.$$

Относительная плотность газа (паров вещества) ($D_Y(X)$) – безразмерная величина, равная отношению массы одного газа (плотности паров одного вещества) к массе другого газа (плотности паров другого вещества), занимающих при данных условиях одинаковый объем. Для нормальных условий – это отношение молярных масс газов:

$$D_Y(X) = \frac{m(X)}{m(Y)} = \frac{\rho(X)}{\rho(Y)} = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Температура (T) является одним из важных параметров состояния вещества, характеризующих меру его внутренней энергии. Согласно СИ температура измеряется в Кельвинах (К). Допускается измерение температуры (t) по шкале Цельсия в градусах. Значения градусов Цельсия и Кельвина совпадают, однако нулевые точки отличаются на $273,15^\circ$. Перевод значения температуры из шкалы Цельсия в шкалу Кельвина осуществляется по формуле:

$$T = 273 + t.$$

Давление (P) – величина, равная отношению силы, действующей перпендикулярно поверхности, к площади этой поверхности:

$$P = \frac{F}{S}, \text{ [Н/м}^2\text{ = Па]}.$$

При расчетах по газовым смесям важной величиной является *парциальное явление газа в смеси* ($p(X)$) – это давление, которое создавал бы газ, если бы при тех же условиях занимал объем, равный объему газовой смеси.

Таким образом, общее давление газовой смеси, содержащей газы X и Y, равно сумме парциальных давлений всех газов:



$$P = p(X) + p(Y).$$

Количественные расчеты в химии связаны не только с чистыми веществами, но и со смесями веществ. Для проведения расчетов таких систем используются специальные величины.

Массовая доля компонента в смеси ($w(X)$) – отношение массы данного компонента к общей массе системы:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m}.$$

Молярная доля компонента в смеси ($x(X)$) – отношение количества вещества компонента к общему количеству вещества системы:

$$x(X) = \frac{n(X)}{n}.$$

Объемная доля компонента в смеси ($\varphi(X)$) – отношение объема компонента к общему объему системы:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V}.$$

Все три указанные величины выражаются в процентах или долях от единицы.

Газовые смеси часто характеризуются величиной их *средней молярной массы* (M_{cp}), которая равна сумме произведений молярной массы на объемную (или молярную) долю каждого газа:

$$M_{\text{cp}} = M_1\varphi_1 + M_2\varphi_2 + \dots + M_i\varphi_i.$$

В реальных условиях любая химическая реакция невозможна без потерь. В связи с этим в химии пользуются понятием о выходе продукта реакции.

Выход продукта реакции ($\eta(X)$) – это отношение практически полученного количества вещества (массы или объема) продукта реакции к его количеству вещества (массе или объему), которые можно получить теоретически:

$$\eta(X) = \frac{n_{\text{пр}}(X)}{n_{\text{теор}}(X)}, \quad \eta(X) = \frac{m_{\text{пр}}(X)}{m_{\text{теор}}(X)}, \quad \eta(X) = \frac{V_{\text{пр}}(X)}{V_{\text{теор}}(X)}.$$

Выход продукта реакции выражается в процентах или долях от единицы.



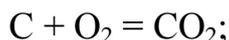
1.3. Стехиометрические законы в химии

Стехиометрия – это раздел химии, занимающийся изучением количественных соотношений атомов элементов в веществах, а также веществ в химических реакциях. Основополагающими в стехиометрии являются законы:

- постоянства состава вещества;
- сохранения массы вещества;
- эквивалентов.

Закон постоянства состава вещества (Ж.Л. Пруст, 1808): всякое чистое вещество независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав.

Например, углекислый газ CO_2 может быть получен разными способами, но если это углекислый газ, то его молекула всегда состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода и проявляет одни и те же химические свойства независимо от способа получения:



Справедливость этого закона подтверждает *закон кратных отношений (Дж. Дальтон, 1801)*: если два элемента образуют друг с другом несколько соединений, то их массы относятся между собой как небольшие целые числа.

В настоящее время установлено, что закон постоянства состава справедлив только для веществ молекулярного строения. Состав веществ немолекулярного строения не является постоянным и зависит от условий их получения.

Закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов, 1748; А.Л. Лавуазье, 1789): масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

На основе законов постоянства состава и сохранения массы веществ производят все расчеты по химическим уравнениям. Исходя из количественных соотношений, вычисляют количество вещества, массу или объем любого участвующего в химической реакции вещества.

Нарушение закона сохранения массы веществ связано с тем, что любое химическое взаимодействие сопровождается изменением энергии системы. Значения массы и энергии взаимосвязаны, поэтому в ходе химической реакции изменяется и масса. Таким образом, правильнее *говорить о законе сохранения массы и энергии* при химической реакции.



1.3. Стехиометрические законы в химии

Согласно формуле А. Эйнштейна ($E = mc^2$) при изменении энергии на 1 кДж происходит изменение массы, равное $2 \cdot 10^{-10}$ г. Тепловые эффекты химических реакций в сотни раз больше, поэтому изменение массы при этом происходит на 10^{-8} – 10^{-9} г. Такое малое значение изменения массы позволяет пренебречь им при осуществлении расчетов по уравнениям химических реакций, которые проводятся в лабораторных условиях. Для ядерных реакций указанные изменения массы и энергии очень значимы.

Закон эквивалентов (И.В. Рихтер, 1792) будет рассмотрен в параграфе 1.5.

Репозиторий ВГУ



1.4. Газовые законы

Состояние газа обуславливается значением четырех параметров – массы, давления, объема и температуры.

Газы, находящиеся при условиях, близких к нормальным ($T_0 = 273 \text{ К}$ и $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$), подчиняются газовым законам, которые также называют *законами идеальных газов*.

Закон Авогадро (А. Авогадро, 1811): в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Следствия закона Авогадро:

1) одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем;

2) один моль любого газа ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) при нормальных условиях ($T = 273 \text{ К}$ и $P = 101,3 \text{ кПа}$) занимает объем $22,4 \text{ дм}^3$ ($V_m = 22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}$).

Исходя из закона Авогадро, стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций между газами прямо пропорциональны объемам данных газов.

Для уравнения химической реакции: $aA_{(г)} + dD_{(г)} = cC_{(г)}$

$$V(A) : V(B) : V(B) = a : b : c.$$

Закон Бойля–Мариотта (Р. Бойль, 1662; Э. Мариотт, 1676): при постоянной температуре объем данной массы газа обратно пропорционален давлению. Такой процесс называется изотермическим.

Математическое выражение закона Бойля–Мариотта:

$$\frac{P_1}{V_2} = \frac{P_2}{V_1}, \text{ или } PV = \text{const}, \text{ при } m = \text{const и } T = \text{const},$$

где V_1 и V_2 – значения объемов газа при значениях давлений P_1 и P_2 .

Закон Гей-Люссака (Ж.Л. Гей-Люссак, 1802): при постоянном давлении объем данной массы газа прямо пропорционален температуре (по шкале Кельвина). Такой процесс называется изобарным.

Математическое выражение закона Гей-Люссака:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \text{ или } \frac{V}{T} = \text{const}, \text{ при } m = \text{const и } P = \text{const},$$

где V_1 и V_2 – значения объемов газа при значениях температур T_1 и T_2 .

Закон Шарля (Ж. Шарль, 1787): при постоянном объеме давление газа прямо пропорционально температуре (по шкале Кельвина). Такой процесс называется изохорным.



Математическое выражение закона Шарля:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \text{ или } \frac{P}{T} = \text{const, при } m = \text{const и } V = \text{const,}$$

где P_1 и P_2 – значения давления газа при значениях температур T_1 и T_2 .

В результате объединения законов Бойля–Мариотта, Гей-Люссака и Шарля был открыт *объединенный газовый закон*: для данной массы газа произведение давления на объем, отнесенное к его абсолютной температуре, является величиной постоянной.

Математическое выражение объединенного газового закона отражает *уравнение состояния идеального газа* (П.Э. Клапейрон, 1834):

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \text{ или } \frac{PV}{T} = \text{const, при } m = \text{const.}$$

При нормальных условиях для газа количеством вещества 1 моль значение $\frac{P_0 V_0}{T_0}$ является постоянным, имеет точное числовое

значение и называется универсальной газовой постоянной R .

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{101,3 \text{ кПа} \cdot 22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}}{273 \text{ К}} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Следовательно, $PV = RT$.

Таким образом, получилось соотношение, связывающее все четыре параметра, определяющие состояние газа.

Если взят газ количеством n моль, то полученное соотношение принимает следующий вид:

$$PV = nRT, \text{ или } PV = \frac{m}{M} RT.$$

Указанное уравнение называется *уравнением состояния идеального газа Менделеева–Клапейрона* (П.Э. Клапейрон, 1834; Д.И. Менделеев, 1874). Оно широко используется при расчетах, связанных с газами, полученными в лаборатории, поскольку для проведения количественных вычислений необходимо приводить объем газа к нормальным условиям.



1.5. Химический эквивалент

Химическая реакция между веществами является результатом взаимодействия атомов, молекул или ионов. При этом не всегда одна формульная единица вещества реагирует с одной формульной единицей другого вещества. Вещества реагируют друг с другом пропорционально их эквивалентам.

Химический эквивалент – это реальная или условная частица вещества, равноценная одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

К реальным частицам относятся атомы, молекулы, ионы, радикалы и другие объективно существующие частицы. Условными считают часть молекулы или другой реальной частицы. В результате химической реакции такие частицы могут присоединить или заместить один атом водорода и могут быть обменены только на один такой атом.

Например, одна формульная единица NaOH эквивалентна одному иону H^+ , одна молекула H_2SO_4 эквивалентна двум ионам H^+ , одна формульная единица $Cr_2(SO_4)_3$ эквивалентна шести ионам H^+ .

Следует заметить, что, говоря о химическом эквиваленте вещества, всегда необходимо рассматривать конкретную химическую реакцию, в которой это вещество участвует.

Например, $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$.

Одна молекула H_2SO_4 эквивалентна одному иону H^+ .

$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$.

Одна молекула H_2SO_4 эквивалентна двум ионам H^+ .

Для обозначения химического эквивалента, как правило, используют понятие о факторе эквивалентности.

Фактор эквивалентности ($f_3(X)$) – это число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Из определения следует, что фактор эквивалентности может равняться единице или быть меньше ее ($f_3(X) \leq 1$).

Формулы для расчета фактора эквивалентности и примеры приведены в табл. 1.



Таблица 1

Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Химический элемент	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{B(\text{Э})}$, где $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Mn})_{\text{MnO}_2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{Э}}(\text{Mn})_{\text{HMnO}_4} = \frac{1}{7}$
Простое вещество	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$, где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента, $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}$; $f_{\text{Э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}$; $f_{\text{Э}}(\text{Br}_2) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}$
Оксид	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$, где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента, $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}$; $f_{\text{Э}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}$; $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{1}{2 \cdot 5} = \frac{1}{10}$
Кислота	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$, где $n(\text{H}^+)$ – число ионов водорода, отданных в ходе химической реакции (основность кислоты)	$f_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{1} = 1$ (основность равна 1); $f_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{2}$ (основность равна 2); $f_{\text{Э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$ (основность равна 3)
Основание	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$, где $n(\text{OH}^-)$ – число гидроксид-ионов, отданных в ходе химической реакции (кислотность основания)	$f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{1} = 1$ (кислотность равна 1); $f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$ (кислотность равна 2);
Соль	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})}$, где $n(\text{Me})$ – число атомов металла; $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков; $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка	$f_{\text{Э}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}$ (расчет по металлу); $f_{\text{Э}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}$ (расчет по кислотному остатку)



Окончание табл. 1

Частица в окислительно-восстановительных реакциях	$f_{\text{э}} = \frac{1}{ne^{-}},$ где ne^{-} – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления	$\text{Al}^0 - 3e^{-} = \text{Al}^{3+}$ $f_{\text{э}}(\text{Al}^{3+}) = \frac{1}{3};$ $\text{MnO}_4^{-} + 8\text{H}^{+} + 5e^{-} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{э}}(\text{MnO}_4^{-}) = \frac{1}{5}$
Ион	$f_{\text{э}} = \frac{1}{ z },$ где z – заряд иона	$f_{\text{э}}(\text{NO}_3^{-}) = \frac{1}{1} = 1;$ $f_{\text{э}}(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{1}{2};$ $f_{\text{э}}(\text{Cr}^{3+}) = \frac{1}{3}$

Химический эквивалент как любая частица вещества характеризуется молярной массой (молярным объемом для газов) и количеством (химическим количеством) вещества.

Молярная масса эквивалента вещества ($M_{\text{э}}(X)$) – это масса одного моля эквивалентов этого вещества. Следовательно, молярная масса эквивалента – это произведение фактора эквивалентности на молярную массу данного вещества. Она измеряется в г/моль.

$$M_{\text{э}}(X) = f_{\text{э}}(X) \cdot M(X).$$

Например,

$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ (г/моль)};$$

$$M_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = f_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,7 \text{ (г/моль)};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = f_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ (г/моль)};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6} \cdot 392 = 65,3 \text{ (г/моль)}.$$

Молярный объем эквивалента ($V_{\text{э}}(X)$) – это объем, который при нормальных условиях занимает один моль эквивалентов газообразного вещества. Аналогично молярной массе эквивалента молярный объем эквивалента – это произведение фактора эквивалентности на молярный объем газа. Он измеряется в $\text{дм}^3/\text{моль}$.

$$V_{\text{э}}(X) = f_{\text{э}}(X) \cdot V_{\text{м}}.$$

$$\text{Например, } V_{\text{э}}(\text{H}_2) = f_{\text{э}}(\text{H}_2) \cdot V_{\text{м}} = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ (дм}^3/\text{моль)};$$



$$V_{\text{э}}(\text{O}_2) = f_{\text{э}}(\text{O}_2) \cdot V_{\text{м}} = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 (\text{дм}^3/\text{моль});$$

$$V_{\text{э}}(\text{Cl}_2) = f_{\text{э}}(\text{Cl}_2) \cdot V_{\text{м}} = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 (\text{дм}^3/\text{моль}).$$

Количество (химическое количество) вещества эквивалента ($n_{\text{э}}(\text{X})$) – это порция вещества, в которой структурными единицами являются эквиваленты. Количество вещества эквивалента – это отношение количества (химического количества) данного вещества к фактору эквивалентности. Оно измеряется в молях.

$$n_{\text{э}}(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{f_{\text{э}}(\text{X})}.$$

Следовательно, количество вещества эквивалента связано с молярной массой эквивалента и молярным объемом эквивалента.

$$n_{\text{э}}(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M_{\text{э}}(\text{X})}; n_{\text{э}}(\text{X}) = \frac{V(\text{X})}{V_{\text{мэ}}(\text{X})}.$$

Понятие о количестве вещества эквивалента часто используют при расчетах по химическим уравнениям. Этот способ основан на законе эквивалентов.

Закон эквивалентов (И.В. Рихтер, 1792): вещества вступают в химические реакции и образуются в результате химических реакций в химически эквивалентных количествах. Более просто звучит следующая формулировка закона эквивалентов: *количества вещества эквивалентов всех участников химической реакции равны.*

Для уравнения химической реакции $aA + dD = cC + dD$:

$$n_{\text{э}}(\text{A}) = n_{\text{э}}(\text{B}) = n_{\text{э}}(\text{C}) = n_{\text{э}}(\text{D}).$$

Из закона эквивалентов следует очень важный вывод, который широко применяется для расчетов массовых соотношений веществ в химической реакции, без расчетов по химическим уравнениям: массы реагирующих веществ и продуктов химической реакции относятся между собой как молярные массы их эквивалентов.

Для приведенного уравнения реакции справедливо:

$$\frac{m(\text{A})}{m(\text{B})} = \frac{M_{\text{э}}(\text{A})}{M_{\text{э}}(\text{B})}.$$

Указанное соотношение является следствием закона эквивалентов.

ГЛАВА 2. ХИМИЯ: ИСТОРИЯ И СОВРЕМЕННОСТЬ



2.1. Истоки атомно-молекулярного учения

Идея о том, что все вещества состоят из мельчайших неделимых частиц, была выдвинута еще древними философами. Сегодня невозможно точно сказать, кто из ученых высказал эту мысль первым. Известно, что еще в VI–V вв. до н.э. в Древней Индии жил мудрец по имени Кáнада, который считал, что 5 материальных видов вещества – земля, вода, воздух, свет и эфир – построены из атомов. Самая маленькая частичка в природе – пылинка в солнечном луче, – по мнению мудреца, состоит из 6 атомов, соединенных попарно. Кáнада рассудил, что материя делима не до бесконечности, а только до отдельных атомов.

Основателями учения об атоме в Древней Греции считаются философы: Левкипп (V в. до н.э.) и его ученик Демокрит (470–357 гг. до н.э.). О жизни Левкиппа почти ничего не известно. Аристотель называет его учителем Демокрита, всюду упоминая философа вместе с учеником. Известно, что Демокрит был земляком Левкиппа, он родился в городе Абдера на Фракийском берегу Средиземного моря, учился у халдеев и персидских магов, много путешествовал, часто бывал в Египте, приобрел глубокие познания в математике и особенно в практической геометрии.

Согласно Демокриту, все существующее в мире состоит из атомов, которые имеют величину, форму и вес (массу). Философ считал атомы сферическими, т.к. они занимают наименьший объем. По его мнению, атомы, соединяясь друг с другом, образовывали твердые, жидкие и газообразные тела. Однако Демокрит не мог объяснить, как и почему атомы соединяются между собой. Он даже попытался снабдить атомы «крючочками» и «петельками» для сцепления.

Представление о том, что все в мире состоит из мельчайших материальных частиц, абсолютно прочных, непроницаемых и неделимых, было достаточно наглядным и убедительным. Но атомы Демокрита казались слишком грубыми и земными, в то время как настоящая философия должна была заниматься рассуждениями о чистом и возвышенном, не касаясь земного и телесного. Именно так рассуждали философы той эпохи.

Особенно возмущен был гипотезой существования атомов Платон – учитель Аристотеля. Существуют сведения, что именно он приказал своим ученикам всюду собирать сочинения Демокрита и безжалостно сжигать. Вероятно, именно поэтому до наших дней



не дошло ни единой подлинной строчки этих работ. Все о Демокрите мы знаем из критики его противников и более поздних воспоминаний. Сам Платон ни разу не упоминает имени Демокрита в своих сочинениях, однако, по мнению большинства исследователей, спорит с ним буквально с каждой страницы.

Бурное развитие учения об атомах началось только в середине XVIII в. В 1741 г. великий русский ученый М.В. Ломоносов в работе «Элементы математической химии» высказал вполне современное представление об атомах как о мельчайших частицах химических элементов, способных соединяться в более крупные частицы (корпускулы) – молекулы, из которых состоят сложные вещества.

Именно в этот период в химической науке были заложены основы для количественной разработки атомистического учения. Долгие годы изучения состава различных оксидов металлов, хлоридов и сульфидов привели французского химика Жозефа-Луи Пруста к выводу о постоянстве состава химических соединений. Этот закон стал эмпирической (основанной на эксперименте) базой химической атомистики, а затем – классической базой атомно-молекулярного учения.

Ж. Пруст (1754–1826) родился в небольшом городке Анжере в семье аптекаря. Получив химическое образование в Парижском университете, он был назначен на должность управляющего аптекой. В 1777 г. Пруст получил приглашение на кафедру химии и металлургии недавно основанной Королевской семинарии в Вергаре (Испания). В 1785 г. король Испании Карл III пригласил Пруста на должность профессора химии Артиллерийской школы в Сеговии. В дальнейшем Пруст руководил кафедрами химии в университете Саламанки, а затем Мадрида. Благодаря значительной финансовой поддержке короля Пруст организовал в Мадриде очень хорошо оснащенную лабораторию, собрал ценные коллекции минералов и реактивов. В период вторжения войск Наполеона в Испанию и подавления вспыхнувшего в стране народного восстания лаборатория Пруста и его коллекции погибли. Остаток жизни Ж. Пруст провел во Франции, где был избран членом Парижской академии наук.

В начале XIX столетия английский химик и физик Джон Дальтон (1766–1844) первым высказал мысль о том, что атомы разных веществ различаются по массе и при химических превращениях не изменяются, а перегруппировываются. Представление об объединении атомов в молекулы оказалось очень полезным для объяснения количественных соотношений, в которых вещества вступают в химические реакции друг с другом. На этой основе Дальтон открыл закон кратных соотношений.



Дальтон родился в семье бедного ткача в Камберленде, на севере Англии. Немного поучившись в деревенской школе, он в 12 лет сам открыл школу в своем доме. Джон был скромным учителем математики, а затем преподавал физику и математику в Новом колледже (Манчестер). Здесь Дальтон вступил в Манчестерское литературное и философское общество. Его первый доклад был посвящен цветовому дефекту зрения, который Джон обнаружил у себя. Теперь он известен под названием «дальтонизм».

В глазах манчестерских горожан Дальтон был довольно странным человеком: он вел уединенный образ жизни, в солидном возрасте посещал дома малолетних учеников и помогал им овладевать арифметикой и грамматикой. Единственным отдыхом для Дальтона служила игра в кегли. Его костюм всегда состоял из коротких, до колен, брюк, серых чулок, башмаков с пряжками и белого галстука. У Дальтона были глухой хриплый голос и плохая дикция. Его публичные лекции не привлекали людей. Химией ученый увлекся в зрелом возрасте – около 35 лет. Можно сказать, что образование Дальтон получил самостоятельно. Но это не помешало ему внести бесценный вклад в развитие физики и химии.

Представление о молекуле как о наименьшей частице вещества, состоящей из атомов и способной к самостоятельному существованию, ввел итальянский химик Амедео Авогадро (1776–1856). Авогадро родился в Турине, в семье чиновника судебного ведомства. Он окончил юридический факультет Туринского университета и стал доктором права. Уже в юности Авогадро заинтересовался естественными науками, самостоятельно изучал физику и математику. В 1803 г. Авогадро представил в Туринскую академию свою первую научную работу по изучению свойств электричества, а в 1820 г. стал профессором Туринского университета. Авогадро – автор четырехтомного курса физики, ставшего первым руководством по молекулярной физике и физической химии.

Окончательно атомно-молекулярное учение было принято только в 1860 г. на первом Международном конгрессе химиков в Германии в г. Карлсруэ. Но по мере развития науки шло и развитие атомно-молекулярного учения. Сегодня известно, что не все вещества состоят из молекул. Большинство органических веществ имеют молекулярное строение, а большинство твердых неорганических веществ имеют уже немолекулярное строение.



2.2. Спор химиков о постоянстве состава вещества

Знаменитейший спор между французскими химиками Жозефом Луи Прустом и Клодом Луи Бертолле длился на страницах научных журналов около 10 лет, с 1799 по 1809 год, а затем был продолжен химиками Англии, Швеции, Италии, России и других стран. В сущности, это была первая научная дискуссия такого масштаба и по времени возникновения, и по стратегической важности обсуждаемых проблем. Она определила пути развития химии на столетия вперед.

В 1799 г. профессор Королевской лаборатории в Мадриде Ж.Л. Пруст опубликовал статью «Исследования меди». В статье подробно освещались анализы соединений меди и был сделан вполне обоснованный вывод, что химически индивидуальное соединение всегда, независимо от способа его образования, обладает постоянным составом. К такому же выводу Пруст пришел и позже, в 1800–1806 гг., исследуя химические соединения свинца, кобальта и других металлов.

В 1800–1803 гг. английский химик Дж. Дальтон обосновал этот закон теоретически, установил атомное строение молекул и определил атомные массы элементов. Чисто теоретически Дальтон пришел к открытию закона кратных отношений, находящегося в единстве с законом постоянства состава.

В то же самое время другой французский химик, знаменитый профессор К.Л. Бертолле опубликовал ряд статей, в которых отстаивал вывод о том, что состав химических соединений зависит от способа их получения и часто бывает не постоянным, а переменным. Бертолле выступал против закона Пруста и Дальтона, аргументируя это все новыми и новыми опытами по получению сплавов, твердых оксидов металлов. Он воспользовался и данными самого Пруста, указав на то, что в природных сульфидах и оксидах металлов содержится избыток серы и кислорода по сравнению с полученными в лаборатории.

Развитие химии показало, что обе стороны правы. Точка зрения Пруста и Дальтона для химии 1800-х гг. была понятна, конкретна и почти очевидна. Пруст и Дальтон заложили основы атомно-молекулярного учения о составе и строении химических соединений, что определило ведущую линию развития химии. Точка зрения Бертолле была практически неприемлема для тогдашней химии, т.к. она отражала химизм процессов, изучение которых началось в основном лишь с 1880-х гг. И только будущее показало, что и Бертолле оказался прав!

По предложению академика Н.С. Курнакова вещества постоянного состава были названы дальтоноидами (в честь английского химика и физика Дальтона), а вещества переменного состава – бертоллоидами (в память о французском химике Бертолле).



2.3. Современный химический язык и его создатель Й.Я. Берцелиус

В истории химии, начиная с трудов ученых-алхимиков, описаны различные попытки создания химической символики. Очевидно, что алхимические символы были бессистемны, громоздки и неудобны (рис. 2).



Рис. 2. Алхимическая символика

Первый значительный шаг в изображении химического состава вещества был сделан в 1787 г. во Франции инженером Жаком-Анри Гассенфратцем и врачом-химиком Пьером-Огюстом Аде. Они предложили ввести обозначение химических элементов в виде дуг, черточек и кружочков, в которые помещали первую букву французского названия элемента. Именно из таких символов стали составлять формулы веществ. Затем Дж. Дальтон ввел в употребление свои символы химических элементов и также использовал их для обозначения состава веществ. Современная химическая символика разработана Й.Я. Берцелиусом в 1814 году.

Йенс Якоб Берцелиус (1779–1848) – гениальный шведский химик, профессор, барон. Химией Берцелиус увлекся в 12-летнем возрасте. Уже в 29 лет он был выбран членом Шведской королевской академии наук, а двумя годами позднее – ее президентом. На протяжении своей 20-летней научной деятельности Берцелиус, работая по 12–14 часов в сутки, проанализировал более 2000 соединений с целью определения их состава. Он установил атомные массы элементов для известных тогда 43 простых веществ, открыл 4 новых химических элемента, разработал систему символов химических элементов, используемую до сих пор, впервые стал применять химические уравнения и формулы веществ.

Разработанная Берцелиусом химическая символика не изменилась и до настоящего времени. Химический элемент обозначается первой или первой и одной из последующих букв латинского названия элемента.



2.4. Теория флогистона – первая научная теория В ХИМИИ

Теория флогистона была первой теорией химии. Она появилась только на рубеже XVII–XVIII столетий и почти на протяжении всего XVIII века владела умами подавляющего большинства исследователей. Однако, в конечном счете, эта теория оказалась ошибочной.

Создателем теории флогистона считается немецкий химик и врач Георг Эрнст Шталь (1659–1734). В соответствии с этой теорией все вещества, способные гореть или изменяться при прокаливании (как металлы, которые превращаются в оксиды), содержат невесомый флюид – флогистон (от греч. «флогистос» – «воспламеняющийся»). Таким образом, в процессе горения или обжига вещества теряют, отдают флогистон. Ценность теории состояла в том, что она давала возможность с единой точки зрения объяснять механизмы протекания химических процессов.

Основы своих представлений о теории флогистона Г. Шталь изложил в 1697–1703 гг., а затем описал их в книге «Основания химии», опубликованной в 1723 году. Г. Шталь считал, что флогистон является материальным, когда он находится в сочетании с другими веществами в «сложных телах». При нагревании этих тел он проявляется в виде огня. Следовательно, в свободном виде флогистон не существует. Однако это заключение не помешало некоторым химикам попытаться выделить именно свободный флогистон. Некоторые из последователей Г. Штала даже приписывали флогистону отрицательный вес (массу)! Ведь иначе трудно было объяснить явное расхождение теории с практикой: многочисленные опыты показывали, что продукты прокалывания металлов тяжелее исходных веществ.

Удар по теории флогистона был нанесен в конце XVIII века, который ознаменовал собой целую эпоху в развитии химических исследований. В это время четко выделились два важнейших раздела химии – неорганическая и аналитическая химия. Из природных продуктов удалось получить несколько десятков органических соединений. Это способствовало возникновению органической химии. Таким образом, к концу XVIII века химия стала самостоятельной областью научного знания.

Одной из важнейших предпосылок этой «химической революции» стало широкое использование метода количественных измерений. Теоретическую основу количественный метод получил в законе сохранения массы вещества в химических реакциях, сущность которого четко выразил выдающийся ученый М.В. Ломоносов.



Первую формулировку закона сохранения массы вещества мы находим в письме, написанном М.В. Ломоносовым в 1748 году академику Леонарду Эйлеру. В этом письме М.В. Ломоносов критикует выводы, сделанные другим известным ученым Робертом Бойлем, основанные из опытов по прокаливанию металлов.

Р. Бойль, прокаливая свинец в запаянной реторте, взвешивал реторту после прокаливания, предварительно впустив в нее воздух, и наблюдал увеличение массы металла. Исходя из этих наблюдений, он объяснил увеличение массы металла тем, что при обжиге участвует «теплотворная материя» (флогистон), которая, по мнению Р. Бойля, настолько тонка, что проходит сквозь стенки стеклянного сосуда.

М.В. Ломоносов поставил опыт по-иному. Он взвесил запаянную реторту с металлом до прокаливания и после прокаливания, не впуская воздуха, и обнаружил, что масса запаянного сосуда не изменяется. Основываясь на результатах эксперимента, М.В. Ломоносов убедился, что «...славного Роберта Бойля мнение ложно, ибо без пропускания внешнего воздуха вес сожженного металла остается в одной мере».

Таким образом, М.В. Ломоносов установил, что «прибавление веса металла при прокаливании есть результат соединения его с воздухом, причем при прокаливании металла в закрытом сосуде вес его увеличивается на столько же, на сколько уменьшается вес воздуха».

Работы М.В. Ломоносова нанесли первый мощный удар по теории флогистона. В отличие от многих химиков своего времени Ломоносов исключил «огненную материю» из числа химических реагентов. Однако до низвержения этой ошибочной теории закон сохранения не мог получить статус фундаментального закона природы.

Окончательно «разбил» теорию флогистона великий французский ученый Антуан Лоран Лавуазье. Он начинал свой путь в науку, когда теория флогистона еще «правила бал» в химии. Однако некоторые исследователи уже находили в ней изъяны, но их возражения были очень робкими. Созданная А.Л. Лавуазье кислородная теория горения окончательно опровергла «флогистон Штала – воображаемое вещество, которое он считал составной частью... всех горючих тел».



2.5. М.В. Ломоносов – ученый-энциклопедист и его педагогические идеи

Основные этапы биографии великого ученого

Михаил Васильевич Ломоносов (1711–1765) родился в семье крестьянина-помора в селе Денисовка, на острове, расположенном в низовьях Северной Двины. Ломоносов рано пристрастился к чтению. «Граматику» Мелетия Смотрицкого и «Псалтырь» Симеона Полоцкого Ломоносов называл «вратами своей учености».

В 1730 году Ломоносов ушел пешком с рыбным обозом в Москву и поступил в Славяно-греко-латинскую академию, где в крайне тяжелых материальных условиях за 5 лет прошел 12-летний курс и был зачислен в Петербург в Академию наук. Он отличался огромной тягой к учению, поэтому в 1736 году в числе лучших учеников М.В. Ломоносов был отправлен в Германию для обучения «горным наукам». Во Фрайберге и Марбурге он изучает философию, физику, химию, минералогия.

В 1741 году по возвращении в Санкт-Петербург он назначен адъюнктом физики в Академии наук. Ломоносов публикует труды по теории цвета, открывает закон сохранения массы. В 1745 году Ломоносов стал профессором химии и уже в 1748 году создал первую в России химическую лабораторию.

Научные интересы Ломоносова энциклопедичны: он занимался химией, физикой, астрономией, минералогией, геологией и почвоведением, географией, картографией, обогатив их своими открытиями и став основателем новых наук (физической химии и др.); создал новые приборы для геодезии, метеорологии и др.

Наряду с естественными науками занимался и гуманитарными: литературой, стилистикой русского языка, историей. Получил Ломоносов известность и как художник, автор мозаичных панно («Полтавская баталия» и др.).

В 1754 году Ломоносов составил проект создания Московского университета, открывшегося в Москве в 1755 году. В 1752 году он пишет на латинском языке «Введение в истинную физическую химию». Его перу принадлежат две трагедии «Тамара и Селим» (1750) и «Демофонт» (1752), «История Российская», публицистические работы. Умирает он в Санкт-Петербурге, находясь в зените славы.

Академик М.В. Келдыш писал о нем так: «Ломоносов принадлежит к числу величайших деятелей науки и культуры всего человечества. Необычайно широкая и плодотворная научная, литературная и общественная деятельность Ломоносова – это целая эпоха в истории нашей отечественной и мировой науки и культуры».



Ломоносов – великий химик и физик

Научные исследования М.В. Ломоносова по химии и физике основывались на представлениях об атомно-молекулярном строении вещества. Ломоносов задумал написать большую «корпускулярную философию» – трактат, объединяющий в одно стройное целое всю физику и химию на основе атомно-молекулярных представлений.

На путях к достижению этой цели М.В. Ломоносов совершил целый ряд мировых открытий, прежде всего, открыл закон сохранения массы, имевший для развития науки такое же огромное значение, как теория относительности. «...Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому... Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения: ибо тело, движущее своей силою другое, столько же оная у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает». Ломоносов считал законы сохранения вещества и движения основными, не требующими проверки аксиомами естествознания.

Теоретическая химия Ломоносова целиком опиралась на достижения физики. «Физическая химия, – писал он, – есть наука, объясняющая на основании положений и опытов физики то, что происходит в смешанных телах при химических операциях...». Он составил обширную программу исследований свойств растворов. Сохранились полученные им данные о растворимости солей в воде при различных температурах, об охлаждении растворов с записью хода падения температуры со временем. Ломоносов разработал приборы для физических исследований химических объектов (для измерения вязкости, для определения показателя преломления и для определения твердости образцов).

Педагогические идеи М.В. Ломоносова

М.В. Ломоносов является одним из основоположников методики обучения химии. Сегодня методика обучения химии – это самостоятельная педагогическая наука, определяющая цели и содержание химического образования в средней и высшей школе, разрабатывающая формы, методы, средства, технологии обучения химии и контроля его результатов. Эта наука возникла в России в середине XVIII века.

Великий М.В. Ломоносов не только создал первую в мире научную химическую лабораторию, но и организовал учебную химическую лабораторию. Именно в этой лаборатории в 1752 году он прочитал студентам курс «Введение в истинную физическую химию», сопровождавшийся демонстрационными опытами и практическими занятиями. Он широко привлекал студентов к выполнению химического эксперимента. В одном из своих трудов Ломоносов писал: «Химии никоим об-



разом научиться невозможно, не видав самой практики и не принимаясь за химические операции, для того весьма нужно и полезно, чтобы определить студентов, которые бы, слушая мои лекции, и в практике могли упражняться». Таким образом, М.В. Ломоносов был не только создателем научной химии, но и первым ее преподавателем.

Педагогические идеи Ломоносова основывались, прежде всего, на глубоком понимании предмета и методов химического исследования. До Ломоносова ученые рассматривали химию как искусство получения веществ путем анализа и синтеза. Именно великий Ломоносов определил химию как науку о составе, свойствах и превращениях веществ. Основную задачу химии он видел в исследовании как состава «доступных чувствам тел, так и того, из чего впервые образуются составные тела, начала».

М.В. Ломоносов много внимания уделял организации учебных занятий. По поводу своих занятий он писал: «Диктовал студентам первые основания физической химии и читал по ним лекции по четыре часа в неделю». М.В. Ломоносов утверждал, что успех преподавания во многом зависит от правильного применения слова. В «Риторике» он рекомендует изложение вести чистым и ровным голосом, не сильным и не слабым, не монотонно, а повышая или понижая его, сопровождая речь адекватными ее содержанию движениями тела и головы. Он считал, что главные научные положения следует формулировать кратко и ясно, а затем диктовать их для записи. По его суждению, словесное изложение научных положений необходимо сопровождать химическими опытами, так как исходным моментом познания является чувственное восприятие. Вещества надо изучать целостно с качественной и количественной сторон, используя при этом методы других наук, прежде всего математики и физики.

Большое значение М.В. Ломоносов придавал формированию у студентов корпускулярных представлений на основе взаимосвязи опыта с умозрением, фактов с теоретическим обобщением. Он утверждал, что в познании химических явлений нельзя ограничиваться только чувственным восприятием. Следует обобщать опытные данные, «проникать» во внутреннее строение корпускул, в их движение. Чтобы теоретические знания стали истинными, необходимо проверять их методами наблюдения и опыта.

Таким образом, с именем М.В. Ломоносова связана история педагогической мысли и просвещения России XVIII века. Он занимался организацией учебного дела в стране, преобразовывал работу университета и действующей при нем гимназии. Именно он создал «Проект регламента Академической гимназии», активно разрабатывал учебные планы и программы. Ломоносовский период в истории педагогики называют новым периодом русской образованности.



ГЛАВА 3. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

3.1. Определение выхода продукта реакции

Определите массу имеющейся фарфоровой чашки (m) путем взвешивания¹. Поместите выданную навеску гидрокарбоната натрия NaHCO_3 в фарфоровую чашку и определите массу этой соли (m_1).

Поставьте чашку с навеской гидрокарбоната натрия в проволочный треугольник с фарфоровыми трубками, находящийся на кольце, которое закреплено в штативе, и нагревайте в течение 10–15 минут.

После прекращения нагревания дождитесь пока чашка остынет и определите ее массу (m_2).

Снова нагрейте чашку в течение 5–10 минут и после охлаждения определите ее массу (m_3). Если результаты двух последних взвешиваний совпадут, то эксперимент прекратите. В противном случае прокаливание и последующее взвешивание повторите еще раз.

Далее для обработки экспериментальных данных заполните табл. 2.

Таблица 2

Обработка результатов эксперимента по разложению гидрокарбоната натрия при нагревании

Параметр	Значение, г
Масса чашки (m)	
Масса чашки и навески до нагревания (m_1)	
Масса чашки и навески после первого нагревания (m_2)	
Масса чашки и навески после второго нагревания (m_3)	
Масса навески после первого нагревания (m_4)	
Масса навески после второго нагревания (m_5)	
Теоретическое значение массы продукта реакции ($m_{\text{теор}}$)	
Выход продукта реакции (η)	

Вычислите массу оставшейся навески после каждого прокаливания m_4 и m_5 ($m_4 = m_2 - m$; $m_5 = m_3 - m$).

Составьте уравнение реакции разложения гидрокарбоната натрия при нагревании.

Рассчитайте по уравнению реакции теоретическое значение массы ($m_{\text{теор}}$) твердого вещества, оставшегося после разложения гидрокарбоната натрия.

Вычислите выход продукта реакции.

¹ Здесь и далее все взвешивания проводите с точностью до 0,01 г.



3.2. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода(IV)

Лабораторная установка для проведения эксперимента состоит из аппарата Киппа, заряженного кусочками мрамора и соляной кислотой (1), двух последовательно соединенных склянок Тищенко (2, 3) и колбы-приемника объемом 250 см³ для собирания оксида углерода(IV). Первая склянка Тищенко (2) заполняется водой для очистки проходящего оксида углерода(IV) от хлороводорода и механических примесей, а вторая склянка Тищенко (3) – серной кислотой для осушки газа (рис. 3).

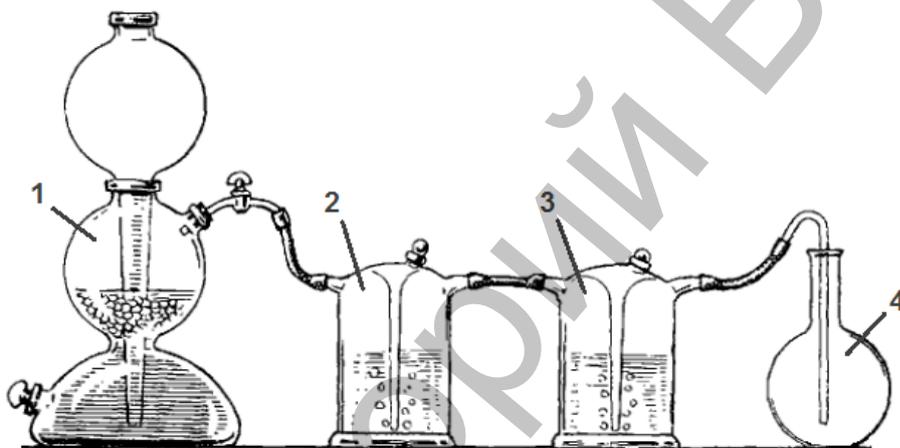


Рис. 3. Лабораторная установка для получения
и очистки оксида углерода(IV):

1 – аппарат Киппа; 2, 3 – склянки Тищенко; 4 – колба-приемник

Вымойте и высушите колбу-приемник для собирания оксида углерода(IV). Подберите к колбе пробку и отметьте уровень, до которого пробка входит в горло колбы. Для этого наденьте на горло колбы резиновое кольцо или сделайте метку карандашом по стеклу. Определите массу колбы с пробкой и находящимся в ней воздухом (m_1) путем взвешивания.

Заполните колбу оксидом углерода(IV), опустив газоотводную трубку до ее дна. Закройте колбу пробкой (пробка должна входить на ту же глубину, что и при взвешивании колбы) и снова взвесьте. Убедитесь, что воздух из колбы полностью вытеснен, и она целиком наполнена оксидом углерода(IV). Для этого еще раз на несколько минут опустите в колбу газоотводную трубку, пропустите газ и опять взвесьте колбу, повторяя эту операцию до получения постоянной массы колбы с газом (m_2).

Определите объем колбы. Для этого наполните ее водой до пробки, а затем измерьте объем воды с помощью мерного цилиндра (V).



Отметьте температуру (T) и давление (P), основываясь на показаниях термометра и барометра во время проведения опыта (1 мм рт. ст. = 133,3 Па).

Далее для обработки экспериментальных данных заполните табл. 3.

Таблица 3

Обработка результатов эксперимента по определению относительной молекулярной массы оксида углерода(IV)

Параметр	Значение
Масса колбы с пробкой и воздухом (m_1), г	
Масса колбы с пробкой и оксидом углерода(IV) (m_2), г	
Объем колбы (V), дм ³	
Температура комнаты (T), К	
Атмосферное давление (P), кПа	
Объем воздуха в колбе при н.у. (V_0), дм ³	
Масса воздуха в колбе (m_3), г	
Масса оксида углерода(IV) в колбе, ($m(\text{CO}_2)$), г	
Относительная плотность оксида углерода(IV) по воздуху ($D_{\text{возд}}(\text{CO}_2)$)	
Относительная молекулярная масса оксида углерода(IV) $M_r(\text{CO}_2)$	
Абсолютная ошибка эксперимента (Δx)	
Относительная ошибка эксперимента (ε), %	

Приведите объем воздуха в колбе к нормальным условиям ($T_0 = 273 \text{ K}$ и $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$). Для этого воспользуйтесь математическим уравнением объединенного газового закона:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}, \quad \text{где } V_0 \text{ – объем воздуха в колбе при н.у., } V \text{ – объем колбы,}$$

P – атмосферное давление, T – температура комнаты в Кельвинах.

$$\text{Следовательно, } V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T}.$$

Вычислите массу воздуха, который находился в колбе (m_3), исходя из того, что воздух объемом 1 дм³ при нормальных условиях имеет массу 1,29 г.

Рассчитайте массу оксида углерода(IV) ($m(\text{CO}_2)$) в колбе:

$$m(\text{CO}_2) = m_2 - (m_1 - m_3).$$



3.2. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода(IV)

Вычислите относительную плотность оксида углерода(IV) по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{m_3}.$$

Рассчитайте относительную молекулярную массу оксида углерода(IV):

$$M_r(\text{CO}_2) = 29 \cdot D_{\text{возд}}(\text{CO}_2).$$

Вычислите абсолютную (Δx) и относительную (ε) ошибки эксперимента:

$$\Delta x = M_{r_{\text{геоп}}}(\text{CO}_2) - M_r(\text{CO}_2);$$

$$\varepsilon = \left| \frac{M_{r_{\text{геоп}}}(\text{CO}_2) - M_r(\text{CO}_2)}{M_{r_{\text{геоп}}}(\text{CO}_2)} \right| \cdot 100\%.$$

РЕПОЗИТОРИЙ ВГУ



3.3. Определение молярной массы эквивалента металла по объему выделившегося газа

Лабораторный прибор для проведения эксперимента состоит из укрепленной в штативе бюретки (1), соединенной резиновыми трубками с находящейся в кольце воронкой (2) и пробиркой (3) (рис. 4).

Проверьте прибор на герметичность. Для этого налейте в бюретку воду, которая заполнит еще резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем закройте бюретку пробкой и отметьте уровень воды в ней. Опустите кольцо штатива, переместите воронку вниз на 5–10 см. Если прибор герметичен («держит»), то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понижается, но потом остается неизменным. Если же уровень воды будет понижаться непрерывно, то прибор негерметичен (пропускает воздух). В этом случае необходимо устранить возможные дефекты сборки прибора и вновь проверить его на герметичность.

Установите уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже. Для этого выньте пробку из пробирки и передвигайте воронку до тех пор, пока вода в бюретке не достигнет требуемого уровня.

С помощью воронки налейте в пробирку разбавленную серную кислоту объемом 5 см^3 . На сухую стенку пробирки поместите ленту магния массой $0,03 \text{ г}$. Следите, чтобы магний не соприкасался с серной кислотой. Аккуратно присоедините пробирку с магнием и серной кислотой к прибору, плотно закрыв ее пробкой.

Приведите воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню путем передвижения воронки. Отметьте уровень воды в бюретке (V_1) с точностью до $0,1 \text{ см}^3$.

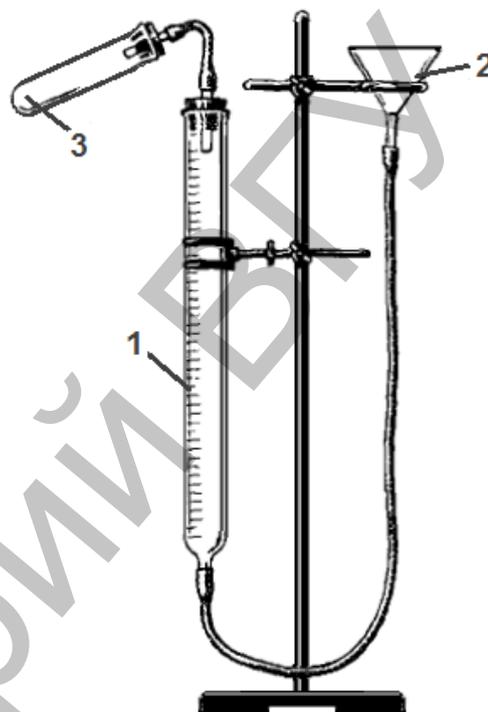


Рис. 4. Прибор для определения молярной массы эквивалента металла по объему выделившегося газа:

- 1 – бюретка;
- 2 – воронка;
- 3 – пробирка



3.3. Определение молярной массы эквивалента металла по объему выделившегося газа

Опустите пробирку дном вниз и стряхните магний в серную кислоту. По окончании химической реакции остудите пробирку до комнатной температуры. Затем вновь приведите воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню. Отметьте уровень воды в бюретке после химической реакции (V_2).

Отметьте температуру (T) и давление (P), основываясь на показаниях термометра и барометра во время проведения опыта (1 мм рт. ст. = 133,3 Па).

Далее для обработки экспериментальных данных заполните табл. 4.

Таблица 4

Обработка результатов эксперимента по определению молярной массы эквивалента магния

Параметр	Значение
Масса магния (m), г	
Уровень воды в бюретке до реакции (V_1), см ³	
Уровень воды в бюретке после реакции (V_2), см ³	
Температура комнаты (T), К	
Атмосферное давление (P), кПа	
Объем вытесненного водорода $V(\text{H}_2)$, см ³	
Давление насыщенного водяного пара (h), кПа	
Парциальное давление водорода $p(\text{H}_2)$, кПа	
Объем вытесненного водорода при н.у. $V_0(\text{H}_2)$, дм ³	
Масса выделившегося водорода $m(\text{H}_2)$, г	
Молярная масса эквивалента магния $M_{\text{э}}(\text{Mg})$, г/моль	
Абсолютная ошибка эксперимента (Δx)	
Относительная ошибка эксперимента (ε), %	

Вычислите объем водорода, вытесненного магнием при комнатной температуре T и атмосферном давлении P :

$$V(\text{H}_2) = V_2 - V_1.$$

Определите давление насыщенного водяного пара при данной температуре (h) (прил. 6).

Рассчитайте парциальное давление водорода $p(\text{H}_2)$:

$$p(\text{H}_2) = P - h.$$

Приведите найденный объем водорода к нормальным условиям ($V_0(\text{H}_2)$), используя объединенное уравнение газового состояния. Учитывая, что водород собран над водой, в уравнение вместо атмосферного давления (P) следует подставить парциальное давление водорода $p(\text{H}_2)$:



$$\frac{P_0 \cdot V_0(\text{H}_2)}{T_0} = \frac{p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2)}{T}.$$

Следовательно, $V_0(\text{H}_2) = \frac{p(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot T_0}{P_0 T}$.

Вычислите массу выделившегося водорода $m(\text{H}_2)$.

Рассчитайте молярную массу эквивалента магния $M_{\text{э}}(\text{Mg})$.

Вычислите абсолютную (Δx) и относительную (ε) ошибки эксперимента:

$$\Delta x = M_{\text{э теор}}(\text{Mg}) - M_{\text{э}}(\text{Mg});$$

$$\varepsilon = \left| \frac{M_{\text{э теор}}(\text{Mg}) - M_{\text{э}}(\text{Mg})}{M_{\text{э теор}}(\text{Mg})} \right| \cdot 100\%.$$

РЕПОЗИТОРИЙ ВГУ



ГЛАВА 4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ

4.1. Количественные соотношения элементов в веществе. Расчеты по химическим формулам

1. Масса молекулы серы равна $4,25 \cdot 10^{-22}$ г. Укажите число атомов серы, входящих в состав ее молекулы.

Дано:

$$m(S_x) = 4,25 \cdot 10^{-22} \text{ г}$$

Найти x

Решение.

Молекула серы имеет состав S_x .

$$M_r(S_x) = \frac{m(S_x)}{u} = \frac{4,25 \cdot 10^{-22}}{1,66 \cdot 10^{-24}} = 256.$$

$$x = \frac{M_r(S)}{A_r(S)} = \frac{256}{32} = 8.$$

Ответ: S_8 .

2. Найдите число атомов водорода в порции воды объемом 1 см^3 (н.у.).

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ см}^3$$

Найти $n(\text{H}_2)$

Решение.

Учитывая, что плотность жидкой воды равна 1 г/см^3 , найдем ее массу:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ см}^3 \cdot 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 1 \text{ г}.$$

Определим химическое количество воды в этой порции.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{18} = 0,0556 \text{ (моль)}.$$

Поскольку в одной молекуле воды содержится два атома водорода, находим:

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0,0556 \cdot 2 = 0,111 \text{ (моль)}.$$

По формуле рассчитываем:

$$N(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot N_A = 0,111 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,68 \cdot 10^{22} \text{ (атомов)}$$

Ответ: $6,68 \cdot 10^{22}$ атомов.



3. Рассчитайте массовую долю атомов хрома к смеси K_2CrO_4 и $K_2Cr_2O_7$, в которой массовая доля атомов калия равна 39%.

Дано:



$$w(K) = 39\%$$

Найти $w(Cr)$

Решение.

Пусть $m(\text{смеси}) = 100$ г,

$n(K_2CrO_4) = x$ моль, $n(K_2Cr_2O_7) = y$ моль.

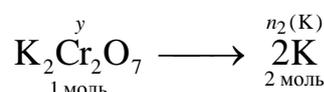
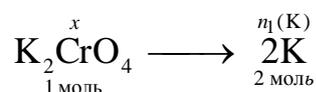
$$m(\text{смеси}) = m(K_2CrO_4) + m(K_2Cr_2O_7);$$

$$m(\text{смеси}) = n(K_2CrO_4) \cdot M(K_2CrO_4) + n(K_2Cr_2O_7) \cdot M(K_2Cr_2O_7).$$

Первое уравнение для массы смеси:

$$194x + 294y = 100.$$

Составляем стехиометрические схемы:



Из стехиометрических схем следует:

$$n_1(K) = 2x \text{ (моль)}; \quad n_2(K) = 2y \text{ (моль)}.$$

Тогда

$$m_1(K) = n_1(K) \cdot M(K) = 2x \cdot 39 \text{ (г)};$$

$$m_2(K) = n_2(K) \cdot M(K) = 2y \cdot 39 \text{ (г)};$$

$$m(K) = m_1(\text{смеси}) \cdot w(K) = 100 \cdot 0,39 = 39 \text{ (г)}.$$

Второе уравнение для массы калия:

$$2x \cdot 39 + 2y \cdot 39 = 39.$$

Составим и решим систему уравнений:

$$\begin{cases} 194x + 294y = 100, \\ 78x + 78y = 39. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 97x + 147y = 50, \\ 2x + 2y = 1. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 97x + 147y = 50, \\ 2y = 1 - 2x. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 97x + 147 \cdot \left(\frac{1}{2} - x\right) = 50, \\ y = \frac{1}{2} - x. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 97x + \frac{147}{2} - 147x = 50, \\ y = \frac{1}{2} - x. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 147x - 97x = \frac{147}{2} - 50, \\ y = \frac{1}{2} - x. \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = \frac{1}{2} - x. \end{cases}$$

$$\begin{cases} 50x = \frac{47}{2}, \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = \frac{1}{2} - x. \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 0,47, \\ y = 0,5 - 0,47. \end{cases}$$

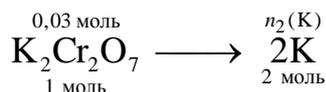
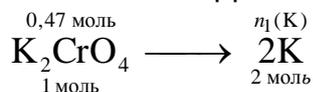
$$\begin{cases} x = 0,47, \\ y = 0,03. \end{cases}$$

$$x = 0,47 \text{ моль}; \quad y = 0,03 \text{ моль}.$$



4.1. Количественные соотношения элементов в веществе. Расчеты по химическим формулам

Далее составляем стехиометрические схемы для элемента хрома и по найденным химическим количествам солей находим химические количества атомов хрома в составе каждой соли.



$$n_1(\text{Cr}) = 0,47 \text{ моль};$$

$$m_1(\text{Cr}) = n_1(\text{Cr}) \cdot M(\text{Cr}) = 0,47 \cdot 52 = 24,44 \text{ (г)}.$$

$$n_2(\text{Cr}) = (2 \cdot 0,03) : 1 = 0,06 \text{ (моль)};$$

$$m_2(\text{Cr}) = n_2(\text{Cr}) \cdot M(\text{Cr}) = 0,06 \cdot 52 = 3,12 \text{ (г)}.$$

Имеем:

$$w(\text{Cr}) = \frac{\sum m(\text{Cr})}{m(\text{K}_2\text{CrO}_4) + m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{24,44 + 3,12}{100} = 0,2756 (27,57\%)$$

Ответ: массовая доля атомов хрома в смеси равна 27,57%.

4. При взаимодействии фосфора массой 6,2 г с кислородом получен его оксид массой 14,2 г. Найдите простейшую формулу оксида фосфора.

Дано:

$$m(\text{P}) = 6,2 \text{ г}$$

$$m(\text{P}_x\text{O}_y) =$$

$$= 14,2 \text{ г}$$

Найти x, y

Решение.

Для решения задачи необходимо найти массу кислорода в оксиде:

$$m(\text{O}) = m(\text{P}_x\text{O}_y) - m(\text{P}) = 14,2 - 6,2 = 8,0 \text{ (г)}.$$

Тогда:

$$x : y = n(\text{P}) : n(\text{O}) = \frac{m(\text{P})}{M(\text{P})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{6,2}{31} : \frac{8,0}{16} = 0,2 : 0,5 = 2 : 5.$$

Ответ: P_2O_5 .



4.2. Расчеты по газовым смесям и уравнениям химических реакций с участием газов

Обозначим важнейшие математические зависимости, используемые при проведении расчетов по газовым смесям:

1. Молярная масса смеси газов не может быть равна сумме молярных масс газов, ее составляющих.

2. Молярная масса газовой смеси не может быть меньше молярной массы самого легкого газа смеси и не может быть больше молярной массы самого тяжелого газа смеси.

3. Если в газовой смеси больше доля более тяжелого газа, то молярная масса такой смеси ближе к молярной массе этого газа, а если в газовой смеси больше доля более легкого газа, то к молярной массе того газа.

4. При равенстве молярных масс газов, образующих газовую смесь, молярная масса последней не зависит от доли этих газов, а равна молярной массе любого из газов, образующих эту смесь.

5. Добавление к газовой смеси более тяжелого газа приводит к увеличению молярной массы газовой смеси, а добавление более легкого газа, наоборот, к уменьшению молярной массы газовой смеси.

6. Для более легкого газа в газовой смеси справедливо утверждение: молярная доля этого газа больше его массовой доли. Для более тяжелого газа в газовой смеси справедливо обратное утверждение: массовая доля этого газа больше его молярной доли.

1. Найдите массу смеси (н.у.) объемом 20 дм³, в которой объемные доли кислорода и озона равны соответственно 25% и 75%.

Дано:	Решение.
O ₂ , O ₃	$m(\text{смеси}) = m(\text{O}_2) + m(\text{O}_3) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{O}_3) \cdot M(\text{O}_3);$
$V(\text{смеси}) =$ $= 20 \text{ дм}^3$	$m(\text{смеси}) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} \cdot M(\text{O}_2) + \frac{V(\text{O}_3)}{V_m} \cdot M(\text{O}_3).$
$\varphi(\text{O}_2) = 25\%$	Поскольку $V(\text{O}_2) = \varphi(\text{O}_2) \cdot V(\text{смеси})$, а $V(\text{O}_3) = \varphi(\text{O}_3) \cdot V(\text{смеси})$, можно записать:
$\varphi(\text{O}_3) = 75\%$	
Найти	
$m(\text{смеси})$	$m(\text{смеси}) = \frac{\varphi(\text{O}_2) \cdot V(\text{смеси})}{V_m} \cdot M(\text{O}_2) + \frac{\varphi(\text{O}_3) \cdot V(\text{смеси})}{V_m} \cdot M(\text{O}_3);$
	$m(\text{смеси}) = \frac{V(\text{смеси})}{V_m} [\varphi(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + \varphi(\text{O}_3) \cdot M(\text{O}_3)].$

Значит, $m(\text{смеси}) = \frac{20}{22,4} (0,25 \cdot 32 + 0,75 \cdot 48) = 39,3 \text{ (г)}.$

Ответ: масса смеси составляет 39,3 г.



4.2. Расчеты по газовым смесям и уравнениям химических реакций с участием газов

2. Относительная плотность смеси CO и CO₂ по водороду равна 15. Найдите объемную долю CO в газовой смеси.

Дано:
CO, CO₂
 $D_{H_2}(\text{смеси}) = 15$

Найти $\varphi(\text{CO})$

Решение.

Пусть $n(\text{CO}) = x$ (моль), а $n(\text{CO}_2) = y$ (моль).

$n(\text{смеси}) = 1$ моль. Тогда $x + y = 1$.

Молярная масса смеси составляет

$$M(\text{смеси}) = 2 \cdot D_{H_2}(\text{смеси}) = 2 \cdot 15 = 30 \text{ (г/моль)}$$

Тогда масса 1 моль смеси

$$m(\text{смеси}) = n(\text{смеси}) \cdot M(\text{смеси}) = 1 \cdot 30 = 30 \text{ (г)}.$$

Составим систему двух уравнений по химическому количеству смеси и ее массе:

$$\begin{cases} x + y = 1, \\ 28x + 44y = 30. \end{cases} \quad \begin{cases} y = 1 - x, \\ 14x - 22x = 15 - 22. \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = 1 - x, \\ 14x + 22y = 15. \end{cases} \quad \begin{cases} y = 1 - x, \\ -8x = -7. \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = 1 - x, \\ 14x + 22(1 - x) = 15. \end{cases} \quad \begin{cases} y = 0,125, \\ x = 0,875. \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = 1 - x, \\ 14x + 22 - 22x = 15. \end{cases}$$

Следовательно, $n(\text{CO}) = 0,875$ моль.

$$\varphi(\text{CO}) = \frac{n(\text{CO})}{n(\text{смеси})} = \frac{0,875}{1} = 0,875.$$

Ответ: объемная доля CO в газовой смеси равна 0,875.

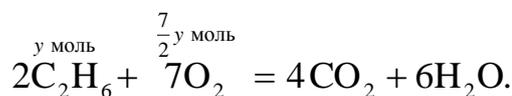
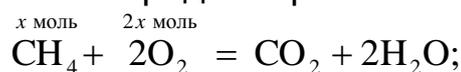
3. Какой объем кислорода требуется для сжигания смеси метана и этана объемом 40,0 дм³ с относительной плотностью по водороду 10?

Дано:
CH₄, C₂H₆
 $V(\text{смеси}) = 40 \text{ дм}^3$
 $D_{H_2}(\text{смеси}) = 10$

Найти $V(\text{O}_2)$

Решение.

В кислороде сгорают оба газа:





$$M(\text{смеси}) = D_{\text{H}_2}(\text{смеси}) \cdot 2 = 10 \cdot 2 = 20 \text{ (г/моль)};$$

$$n(\text{смеси}) = \frac{V(\text{смеси})}{V_m} = \frac{40,0}{22,4} = 1,786 \text{ (моль)};$$

$$m(\text{смеси}) = n(\text{смеси}) \cdot M(\text{смеси}) = 1,786 \cdot 20 = 35,7 \text{ (г)}.$$

Пусть $V(\text{CH}_4) = x \text{ (дм}^3\text{)}$, $V(\text{C}_2\text{H}_6) = y \text{ (дм}^3\text{)}$.

Составляем систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 40, \\ 16 \cdot \frac{x}{22,4} + 30 \cdot \frac{y}{22,4} = 35,7. \end{cases} \quad \begin{cases} y = 40 - x, \\ 16x + 1200 - 30x = 799,68. \end{cases}$$

$$\begin{cases} x + y = 40, \\ 16x + 30y = 35,7 \cdot 22,4. \end{cases} \quad \begin{cases} y = 40 - x, \\ 16x - 30x = 799,68 - 1200. \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = 40 - x, \\ 16x + 30y = 799,68. \end{cases} \quad \begin{cases} y = 40 - x, \\ -14x = -400,32. \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = 40 - x, \\ 16x + 30(40 - x) = 799,68. \end{cases} \quad \begin{cases} y = 40 - 28,59, \\ x = 28,59. \end{cases}$$

$$\begin{cases} y = 11,41, \\ x = 28,59. \end{cases}$$

Следовательно, $V(\text{CH}_4) = 28,59 \text{ дм}^3$,

$V(\text{C}_2\text{H}_6) = 11,41 \text{ дм}^3$.

Суммарный объем кислорода:

$$V(\text{O}_2) = 2x + \frac{7}{2}y = 2 \cdot 28,59 + 3,5 \cdot 11,41 = 97,115 \approx 97,1 \text{ (дм}^3\text{)}.$$

Ответ: потребуется кислород объемом $97,1 \text{ дм}^3$.

4. К смеси углеводорода с аммиаком общим объемом 300 см^3 добавили избыток кислорода и смесь подожгли. После полного сгорания объем смеси (120°C) стал равен 1250 см^3 , а после конденсации паров воды уменьшился до 550 см^3 . Затем газовую смесь пропустили через избыток раствора щелочи и ее объем уменьшился до 250 см^3 , из которых на азот приходится 100 см^3 . Установите молекулярную формулу вещества.



4.2. Расчеты по газовым смесям и уравнениям химических реакций с участием газов

Дано:



$$V_1(\text{смеси}) = 300 \text{ см}^3$$

$$V_2(\text{смеси}) = 1250 \text{ см}^3$$

$$\Delta V_1(\text{смеси}) = 550 \text{ см}^3$$

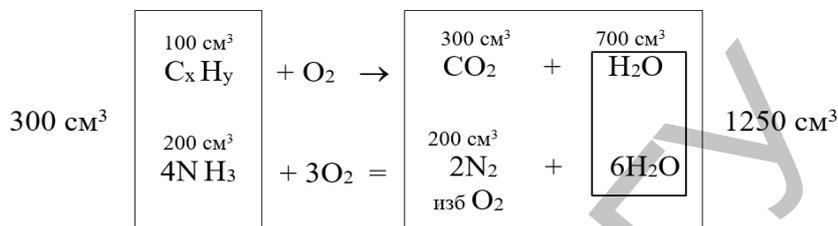
$$V_3(\text{смеси}) = 250 \text{ см}^3$$

$$V(N_2) = 100 \text{ см}^3$$

Найти x, y

Решение.

Записываем схему и уравнение реакций горения:



$$\Delta V_1(\text{смеси}) = V(CO_2) + V(N_2) + V_{\text{изб}}(O_2) = 550 \text{ см}^3.$$

$$\text{Тогда: } V_{\text{пар}}(H_2O) = 1250 - 550 = 700 \text{ (см}^3\text{)}.$$

При обработке щелочью поглощается CO_2 (N_2 и O_2 со щелочью не реагируют).

Следовательно,

$$V(CO_2) = 550 - 250 = 300 \text{ (см}^3\text{)}.$$

$$V_3(\text{смеси}) = V(N_2) + V_{\text{изб}}(O_2) = 250 \text{ см}^3;$$

$$V_{\text{изб}}(O_2) = 250 - 100 = 150 \text{ (см}^3\text{)}.$$

Далее находим:

$$V(NH_3) = 2V(N_2) = 200 \text{ (см}^3\text{)}.$$

$$V(C_xH_y) = 300 - 200 = 100 \text{ (см}^3\text{)}.$$

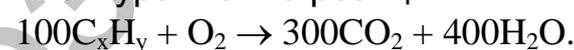
По уравнению реакции горения аммиака:

$$V_2(H_2O) = 3V(N_2) = 300 \text{ см}^3.$$

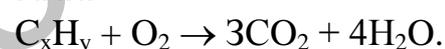
По уравнению реакции горения углеводорода:

$$V_1(H_2O) = 700 - 300 = 400 \text{ (см}^3\text{)}.$$

Используя объемы как коэффициенты, составляем уравнение реакции:



Или:



Следовательно, $x = 3, y = 8$.

Химическая формула углеводорода – C_3H_8 .

Ответ: C_3H_8 .



4.3. Количественные расчеты с использованием понятия о химическом эквиваленте

1. При соединении цинка массой 1,5 г с кислородом образовался оксид цинка массой 1,52 г. Вычислить молярную массу эквивалента цинка.

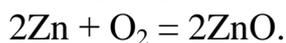
Дано:

$$m(\text{Zn}) = 1,3 \text{ г}$$

$$m(\text{ZnO}) = 1,62 \text{ г}$$

Найти $M_{\text{э}}(\text{Zn})$

Решение.



Найдем количество вещества эквивалента кислорода.

$$m(\text{O}) = m(\text{ZnO}) - m(\text{Zn});$$

$$m(\text{O}) = 1,62 - 1,3 = 0,32 \text{ (г)}.$$

$$f_{\text{э}}(\text{O}) = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{э}}(\text{O}) = \frac{1}{2} \cdot 16 = 8 \text{ (г/моль)}.$$

Согласно закону эквивалентов:

$$n_{\text{э}}(\text{Zn}) = n_{\text{э}}(\text{O}) = 0,04 \text{ моль}.$$

$$M_{\text{э}}(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{n_{\text{э}}(\text{Zn})};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Zn}) = \frac{1,3}{0,04} = 32,5 \text{ (г/моль)}$$

Ответ: молярная масса эквивалента цинка равна 32,5 г/моль.

2. Кальций массой 1,6 г и двухвалентный металл массой 2,615 г вытеснят из соляной кислоты одинаковый объем водорода при одних и тех же условиях. Определите, о каком металле идет речь.

Дано:

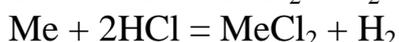
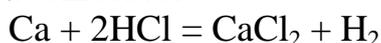
$$m(\text{Ca}) = 1,6 \text{ г}$$

$$m(\text{Me}) = 2,615 \text{ г}$$

$$V_1(\text{H}_2) = V_2(\text{H}_2)$$

Найти Me

Решение.



Вычислим количество вещества эквивалента кальция.

$$f_{\text{э}}(\text{Ca}) = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Ca}) = \frac{1}{2} \cdot 40 = 20 \text{ (г/моль)};$$

$$n_{\text{э}}(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{M_{\text{э}}(\text{Ca})} = \frac{1,6}{20} = 0,08 \text{ (моль)}.$$



4.3. Количественные расчеты с использованием понятия о химическом эквиваленте

Согласно закону эквивалентов:

$$n_{\text{э}}(\text{H}_2) = n_{\text{э}}(\text{Ca}) = 0,08 \text{ моль.}$$

Поскольку $V_1(\text{H}_2) = V_2(\text{H}_2)$, то

$$n_{\text{э}}(\text{Me}) = n_{\text{э}1}(\text{H}_2) = n_{\text{э}2}(\text{H}_2) = 0,08 \text{ моль.}$$

Находим молярную массу металла.

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{n_{\text{э}}(\text{Me})} = \frac{12,615}{0,08} = 32,68 \text{ (г/моль);}$$

$$f_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Me}) = 32,68 \cdot 2 = 65,36 \text{ (г/моль). Это цинк.}$$

Ответ: неизвестный металл – цинк.

3. Вычислите молярную массу двухвалентного металла, если оксид этого металла массой 14,2 г образует сульфат этого металла массой 30,2 г.

Дано:

$$m(\text{MeO}) = 14,2 \text{ г}$$

$$m(\text{MeSO}_4) = 30,2 \text{ г}$$

Найти $M(\text{Me})$

Решение.



Пусть $M(\text{Me}) = x$ г/моль.

Тогда $M(\text{MeO}) = (x + 16)$ г/моль, а

$M(\text{MeSO}_4) = (x + 96)$ г/моль.

Находим количество вещества эквивалента оксида металла и сульфата металла.

$$f_{\text{э}}(\text{MeO}) = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{э}}(\text{MeO}) = \frac{1}{2}(x + 16) \text{ (г/моль);}$$

$$n_{\text{э}}(\text{MeO}) = \frac{m(\text{MeO})}{M_{\text{э}}(\text{MeO})};$$

$$n_{\text{э}}(\text{MeO}) = \frac{14,2}{0,5x + 8} \text{ (моль).}$$

$$f_{\text{э}}(\text{MeSO}_4) = \frac{1}{2};$$

$$M_{\text{э}}(\text{MeSO}_4) = \frac{1}{2}(x + 96) \text{ (г/моль);}$$



$$n_3(\text{MeSO}_4) = \frac{m(\text{MeSO}_4)}{M_3(\text{MeSO}_4)};$$

$$n_3(\text{MeSO}_4) = \frac{30,2}{0,5x + 48} \text{ (МОЛЬ)}.$$

Согласно закону эквивалентов:

$$n_3(\text{MeO}) = n_3(\text{MeSO}_4).$$

Составляем уравнение:

$$\frac{14,2}{0,5x + 8} = \frac{30,2}{0,5x + 48};$$

$$\frac{14,2}{30,2} = \frac{0,5x + 8}{0,5x + 48};$$

$$0,47 = \frac{x + 16}{x + 96};$$

$$0,47x + 45,12 = x + 16;$$

$$x - 0,47x = 45,12 - 16;$$

$$0,53x = 29,12;$$

$$x = 55.$$

$$M(\text{Me}) = 55 \text{ г/МОЛЬ}.$$

Ответ: молярная масса металла равна 55 г/моль.

4. Серная кислота массой 0,49 г прореагировала с гидроксидом натрия массой 0,2 г. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты и массу образовавшейся соли.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,49 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ г}$$

Найти

$$M_3(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$m(\text{соли})$$

Решение.

Найдем количество вещества эквивалентов гидроксида натрия.

$$f_3(\text{NaOH}) = 1; M_3(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/МОЛЬ};$$

$$n_3(\text{NaOH}) = \frac{0,2}{40} = 0,005 \text{ (МОЛЬ)}.$$

Согласно закону эквивалентов:

$$n_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = n_3(\text{NaOH}) = 0,005 \text{ МОЛЬ}.$$

Найдем молярную массу эквивалента серной кислоты и составим уравнение реакции.

$$M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{n_3(\text{H}_2\text{SO}_4)};$$

$$M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,49}{0,005} = 98 \text{ (Г/МОЛЬ)}.$$



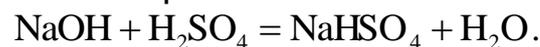
4.3. Количественные расчеты с использованием понятия о химическом эквиваленте

Составим химическое уравнение и найдем массу образовавшейся соли.

$$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)};$$

$$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{98} = 1.$$

Следовательно, в данной химической реакции только один атом водорода обменивается на один атом натрия:



$$n_{\text{Э}}(\text{NaHSO}_4) = n_{\text{Э}}(\text{NaOH}) = n_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,005 \text{ моль};$$

$$f_{\text{Э}}(\text{NaHSO}_4) = 1; M(\text{NaHSO}_4) = 120 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{NaHSO}_4) = n_{\text{Э}}(\text{NaHSO}_4) \cdot M_{\text{Э}}(\text{NaHSO}_4);$$

$$m(\text{NaHSO}_4) = 0,005 \cdot 120 = 0,6 \text{ (г)}.$$

Ответ: молярная масса эквивалента серной кислоты в данной химической реакции составляет 98 г/моль, а масса образовавшегося гидросульфата натрия равна 0,6 г.

5. Определите молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя в реакции горения сероводорода в избытке кислорода.

Решение.



Факторы эквивалентности окислителя и восстановителя обратно пропорциональны числу принятых и отданных элементов. Следовательно,

$$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{1}{6}; f_{\text{Э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4}.$$

Находим молярные массы окислителя и восстановителя.

$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{1}{6} \cdot 34 \text{ г/моль} = 5,67 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{Э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 32 \text{ г/моль} = 8 \text{ г/моль}.$$

Ответ: молярная масса эквивалента окислителя (кислорода) равна 8 г/моль, а восстановителя (сероводорода) – 5,67 г/моль.



ГЛАВА 5. КОМПЬЮТЕРНАЯ ХИМИЯ

5.1. Компьютерный набор химической информации в Интернете

Часто при работе с программой MS Office Word приходится сталкиваться с проблемой сложности набора химических текстов. Для облегчения набора химических формул, квантовых ячеек и электронных орбиталей существует ряд настроек для Word, которые просто устанавливаются и представляют собой специализированные панели инструментов.

EquPixy – очень полезная надстройка для Microsoft Word. Поможет при работе с химическими и математическими формулами. В химических формулах выполняет автоматическое изменение цифр, обозначающих число атомов, в индексе (рис. 5).

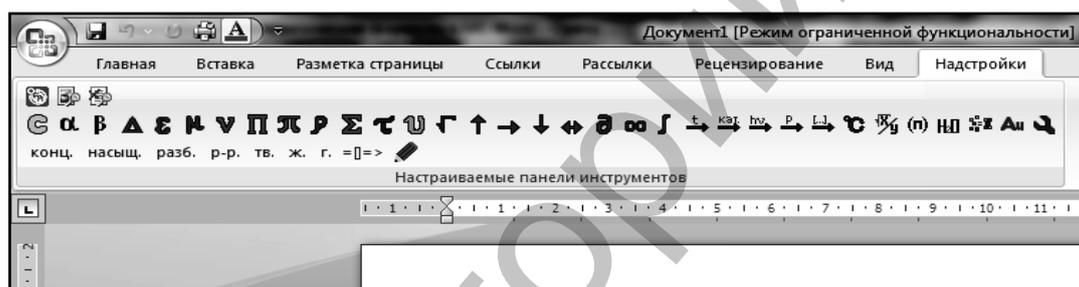


Рис. 5. Надстройка для Word EquPixy 3.1

До: $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$.

После: $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$.

Чтобы указать формулы, требующие преобразования, необходимо их выделить (или поместить курсор на их строку), затем необходимо нажать специальную кнопку **НД** на панели EquPixy. Можно выделить и несколько строк, чтобы преобразовать их содержимое за один раз. Надстройка также позволяет проверять правильность химических уравнений на количество элементов справа и слева, а на панели управления имеются кнопки быстрой вставки наиболее используемых символов греческого алфавита и математических символов.

FX Chem (рис. 6) делает печать химических уравнений почти столь же простой, как печать любого слова. Все подстрочные индексы в химических формулах, полных и сокращенных ионных уравнениях исправляются автоматически.

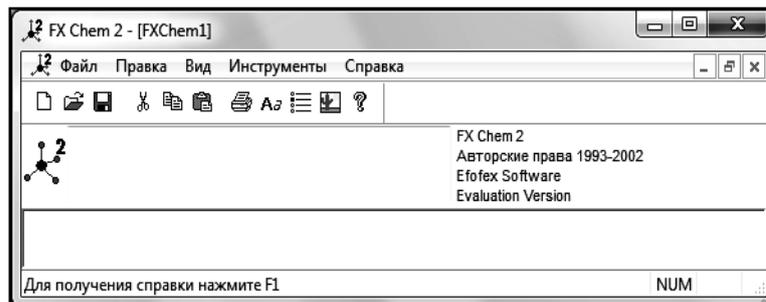


Рис. 6. Надстройка FX Chem 2

FX Chem распознает различные компоненты химического уравнения, затем помещает их в нужное место. Работа с программой возможна в любом документе, поскольку FX Chem содержит надстройку для Microsoft Word, этот плагин будет полезен учителям и учащимся.

Надстройка **ChFormulas** – это автоматическое преобразование химических формул, написанных в MS Word обычным текстом, в правильно отформатированные химические формулы (рис. 7).

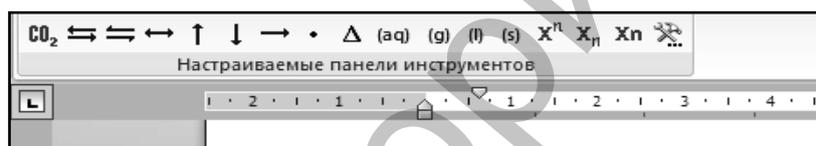


Рис. 7. Надстройка ChFormulas

Достоинство: надстройка автоматически расставляет в формулах не только нижние, но и верхние индексы (например, SO_4^{2-} , Fe^{3+}). Внимание: программа условно-бесплатная (с демонстрационным периодом 15 дней).

Надстройка **Химия и Word (Chemistry & Word)** состоит из пяти редакторов, которые дают возможность справиться с вводом большинства химических формул и символов. Первый редактор – Редактор химических формул – позволяет ввести любое химическое уравнение или формулу неорганической химии. Редактор облегчает ввод таких символов, как стрелки влево, вправо, в обе стороны (обратимая реакция), а также стрелок с надписями (условия протекания реакций). Редактор органических формул содержит все необходимое для ввода уравнений и формул органической химии: шаблоны для основных классов органических соединений, радикалы, функциональные группы и т.д. Программа позволяет создавать электронную модель атома, используя квантовые ячейки или электронные орбитали. Также имеется возможность создания точечных электронных формул.



Работа со всеми химическими редакторами строится по единому принципу. Химические формулы собираются как «конструктор» из структурных элементов (бензольные кольца, химические связи, стрелки и т.п.). Созданная в редакторе формула в целом и отдельные ее фрагменты могут быть легко модифицированы (вставка необходимых символов, изменение размера или ориентации на плоскости и т.п.). При этом все химические редакторы, как правило, снабжаются комплектами заготовок сложных формул и рисунков, наиболее часто употребляемых в работе (аминокислоты, пептиды, углеводы, стереоизомеры, нуклеотиды, лабораторное оборудование и т.п.).

Химические редакторы можно разделить на две группы: 1) 2D-редакторы, которые создают только плоскостное изображение химических структур; 2) 3D-редакторы, позволяющие создавать трехмерное (объемное) пространственное изображение, вращать их.

Наиболее известен и многофункционален программный комплекс ChemOffice. Этот комплекс включает 4 специализированных приложения:

1) «химический редактор» Chem Draw, являющийся традиционным средством редактирования химических формул;

2) программу Chem 3D, предназначенную для визуализации химических соединений, компьютерного моделирования и расчетов;

3) специализированный редактор баз данных ChemFinder, позволяющий создавать, редактировать и управлять базами данных химических соединений;

4) редактор таблиц Table Editor, предназначенный для просмотра и редактирования табличных данных, используемых в пакете Chem 3D.

Пакет ChemDraw является одним из популярных индивидуальных программ для химической графики. Основные возможности ChemDraw:

– многофункциональный химический редактор двумерных изображений молекулярных структур;

– простая интеграция в MS Word через буфер обмена;

– расширенные графические функции: модуль визуализации объемных структур Chem3D использует интерфейс, обеспечивающий высокое качество изображений;

– инструмент Structure Perspective Tool позволяет устанавливать параметры перспективы для отображения молекул в пакете ChemDraw простыми горизонтальными и вертикальными движениями мыши;

– элементы искусственного интеллекта ChemDraw помогают проверить правильность отображенных соединений, выводить пре-



дупреждения и объяснения при разработке структур, анализировать соответствие степеней валентности и выявлять потенциальные ошибки в схемах.

Приложение Chem3D обеспечивает качественную графику молекулярных поверхностей и мощные вычислительные методы. В отличие от двумерных редакторов химических формул Chem3D позволяет осуществлять полное трехмерное моделирование и визуализацию химических соединений (рис. 8).

Основные возможности Chem3D:

- использование двумерной модели, созданной в одном из простых химических редакторов;
- автоматизированный анализ геометрии трехмерных моделей молекул (значения длины связей, валентных углов и т.д.);
- модуль ChemProp/Chem3D может рассчитывать такие физические свойства, как температура кипения (BP), температура плавления (MP) и т.д.

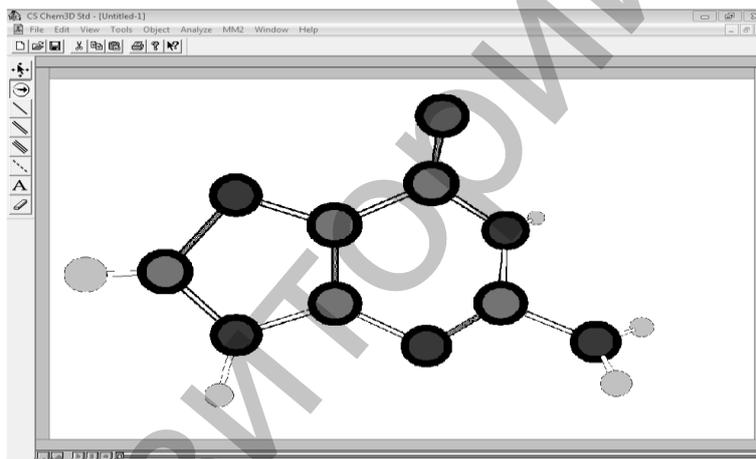


Рис. 8. Рабочее окно программы Chem3D

Программа MDL ISIS Draw является удобным графическим редактором химических формул. Эта программа имеет русификатор, что значительно облегчает работу с ней. Интерфейс программы интуитивно понятен и во многом напоминает ChemDraw (рис. 9).

Особенностью всех указанных и целого спектра других химических редакторов (ACD/ChemSketch (ACD/Labs), Symyx Draw и т.д.) является то, что работа с ними невозможна без установки на персональном компьютере. Однако сегодня буквально все очень активно пользуются мобильными устройствами. Интернет стал доступен каждому. Поэтому особую значимость в настоящее время приобретают облачные химические редакторы, не требующие такой установки и работающие в режиме онлайн.

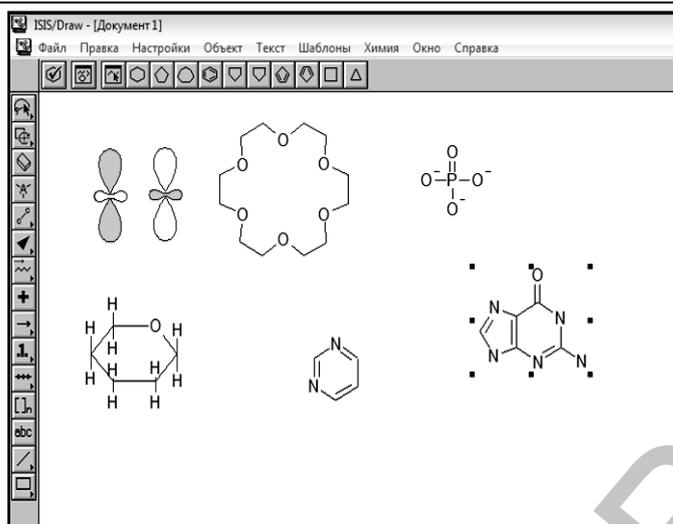


Рис. 9. Интерфейс программы ISIS DRAW

Подавляющее большинство современных смартфонов и планшетов работают на основе операционной системы Android. Однако для этой платформы пока создано относительно малое количество русскоязычных приложений химической тематики. Особого внимания заслуживает русскоязычный химический сервис «Химический редактор beta 1.0» на сайте www.ximuk.ru. Этот редактор создан по технологии Flash на языке AS и предназначен для школьников и студентов. Он не является профессиональным химическим редактором, однако позволяет быстро набрать и скопировать несложную химическую формулу или уравнение. В этом редакторе имеется набор готовых циклических соединений, связей, атомов химических элементов и некоторых групп атомов (рис. 10).

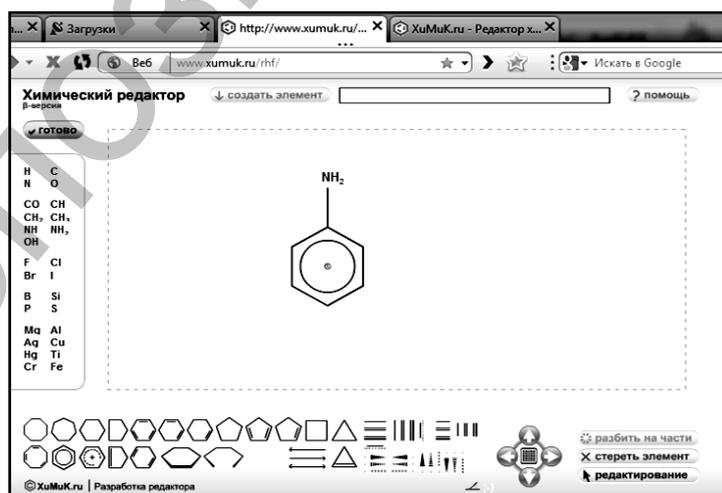


Рис. 10. Интерфейс программы ximuk.ru

Более сложным англоязычным облачным химическим редактором является программа PubChem. Этот редактор встроен



5.1. Компьютерный набор химической информации в Интернете

в широко известную базу данных химических соединений и смесей. Интерфейс этой программы прост и интуитивно понятен (рис. 11).

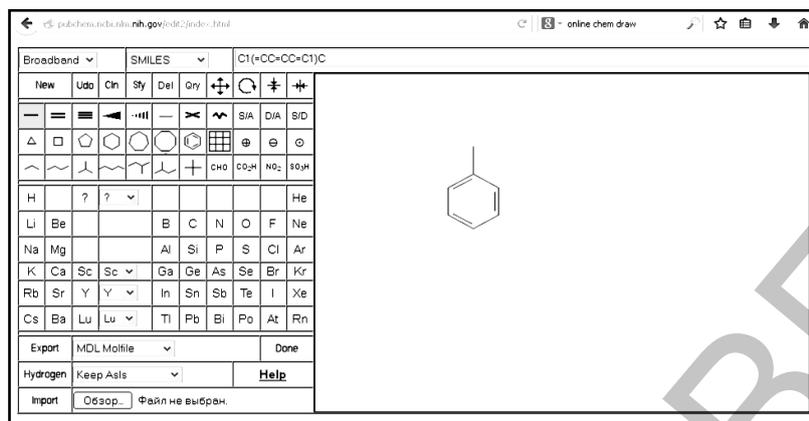


Рис. 11. Интерфейс программы PubChem

Редактор MolView также является англоязычным облачным ресурсом. Он состоит из двух основных частей: редактора для создания структурной формулы и редактора для 3D-просмотра этой модели. Редактор структурных формул имеет традиционный набор инструментов. После создания структурной формулы имеется клавиша для преобразования ее плоскостного (2D) изображения в объемное (3D), которое сразу отображается в окне для соответствующего просмотра (рис. 12).

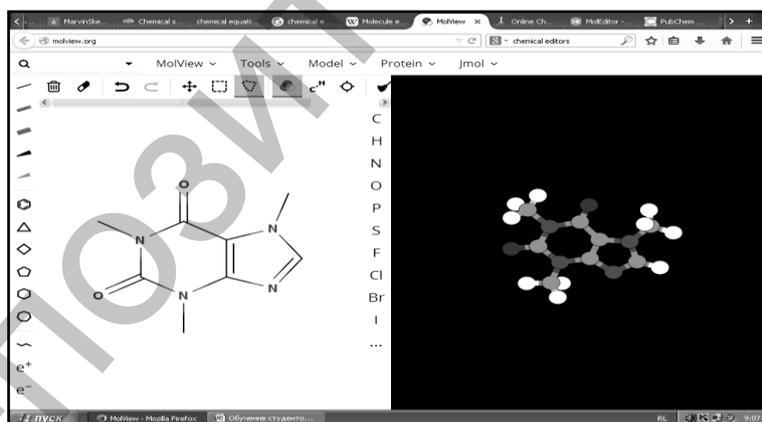


Рис. 12. Интерфейс программы MolView

Таким образом, химические графические редакторы помогают учителю химии создавать на экране химические структурные формулы, схемы реакций, лабораторные установки, конструировать объемные модели молекул и выполнять манипуляции с ними (увеличение и уменьшение, вращение и перемещение моделей и т.д.).



5.2. Количественные расчеты с использованием компьютерных программ и онлайн химических калькуляторов

В случае применения программ для химических расчетов – химических калькуляторов – компьютер выступает как средство, решающее химическую задачу. Такие программы могут быть полезными для выполнения многочисленных однообразных расчетов учащимися, которые хорошо владеют техникой вычислений. Химические калькуляторы практически не учат, как решать химические задачи, а нацелены только на получение быстрого результата.

BestChem

Программа BestChem (рис. 13) предназначена для решения разнообразных задач по химии. Это задачи, предполагающие количественные расчеты по химическим уравнениям: на расчет по уравнению реакции массы вещества, объема выделившегося газа (в случае газообразных веществ); задачи, в которых одно из реагирующих веществ взято в избытке (причем исходные вещества могут быть заданы любыми параметрами).

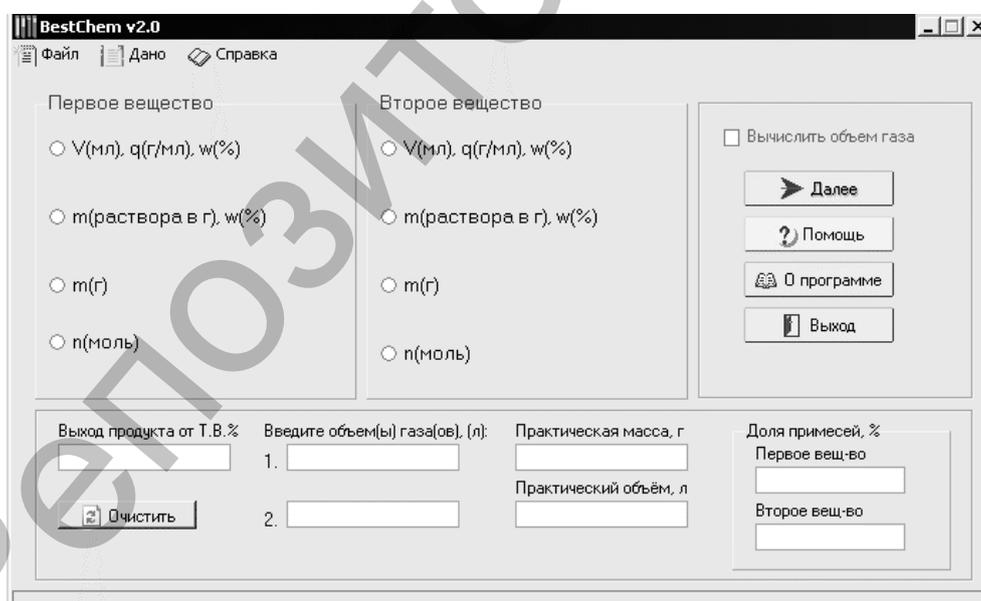


Рис. 13. Рабочее окно программы BestChem

Программа BestChem умеет решать задачи, в которых указана доля примеси в веществах, а также задан выход продукта реакции (масса или объем). Программа позволяет установить то число символов, до которого будут округляться все полученные результаты.



Chem Ref PC

Программа представляет собой калькулятор и справочник по химии (рис. 14), находит молекулярную массу вещества по химической формуле, рассчитывает количество вещества по известной массе (и наоборот), вычисляет массу растворенного вещества, необходимую для приготовления раствора.

Рис. 14. Рабочее окно программы ChemRef PC

Кроме того программа строит графики зависимости потенциала ионизации, радиуса атома и других величин от величины заряда ядра. Программа содержит встроенную периодическую систему элементов; при щелчке по каждому элементу появляется информация о его свойствах.

Chemix v2.01

Это мощный химический информационный центр со множеством полезных инструментов (рис. 15). К ним относятся:

- «Уравнитель химических реакций», он в считанные мгновения уравнивает даже самую «навороченную» реакцию;
- «Блок термодинамики», рассчитывает тепловой эффект химической реакции по ее уравнению, определяет теплоты образования реагентов, изменение энергии Гиббса в ходе реакции, изменение энтропии и др.;
- «Блок электрохимии», содержит базу данных, где можно посмотреть стандартные окислительно-восстановительные потенциалы множества химических реакций.



Рис. 15. Рабочее окно Chemix v2.01

Химический калькулятор

Программа предназначена для осуществления целого ряда количественных расчетов по химии в онлайн-режиме (рис. 16). Особенности программы являются удобный интерфейс и рекомендации по проведению расчетов каждого типа. Например, химический калькулятор может быть полезен при выполнении расчетов с использованием уравнения Менделеева–Клапейрона (рис. 17).

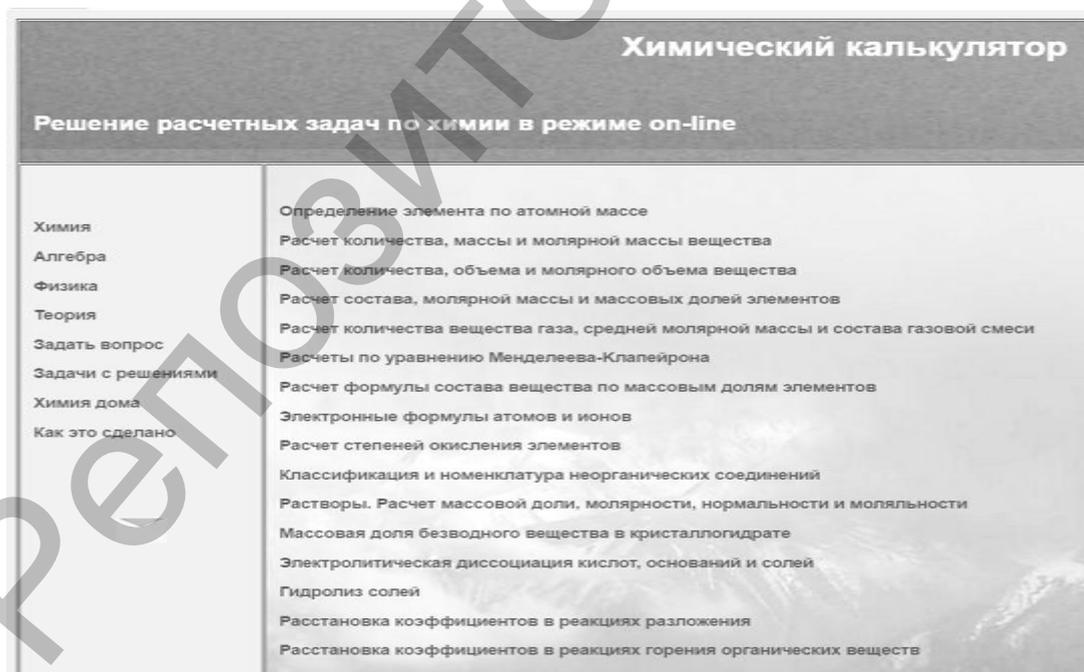


Рис. 16. Рабочее окно программы «Химический калькулятор»



5.2. Количественные расчеты с использованием компьютерных программ и онлайн химических калькуляторов

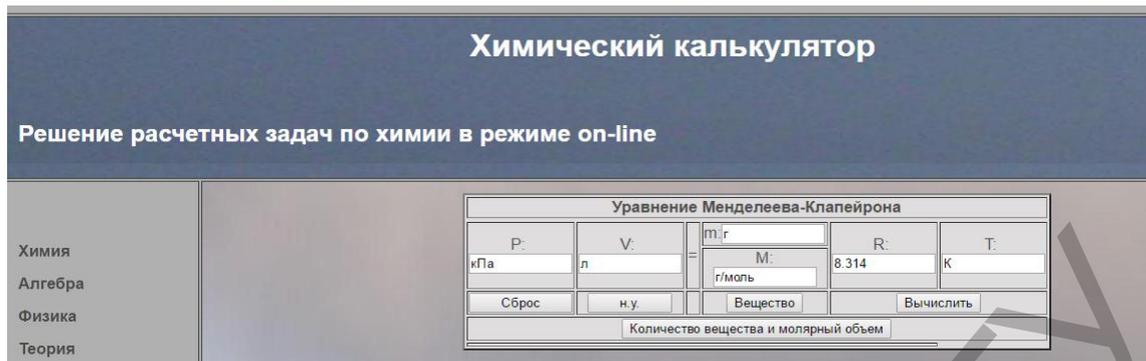


Рис. 17. Пример расчета в программе «Химический калькулятор»

WebQC.org

Химический портал WebQC.org помогает расставить коэффициенты в химических уравнениях, проводит вычисления на основе газовых законов, содержит рН-калькулятор (рис. 18).

Стехиометрия реактива			Отражение реагента	
Соединение	Коэффициент	Молярная масса	Моль	Масса
KMnO4	2	158,033945	<input type="text"/>	<input type="text"/>
NaNO2	5	68,99526928	<input type="text"/>	<input type="text"/>
H2SO4	3	98,07848	<input type="text"/>	<input type="text"/>
H2O	3	18,01528	<input type="text"/>	<input type="text"/>
K2SO4	1	174,2592	<input type="text"/>	<input type="text"/>
MnSO4	2	151,000645	<input type="text"/>	<input type="text"/>
NaNO3	5	84,99466928	<input type="text"/>	<input type="text"/>

Рис. 18. Рабочее окно химического портала WebQC.org

Для научно-технических расчетов удобно использовать программный пакет Mathcad, в среде которого можно успешно решать не только математические, но и химические задачи, а также задачи, лежащие на стыке химии и других наук. Данная программа позволяет применять специализированные по химии шаблоны.



ГЛАВА 6. НАЧАЛА ХИМИЧЕСКИХ ИССЛЕДОВАНИЙ

6.1. Оформление результатов эксперимента

Любой эксперимент представляет собой метод эмпирического исследования, при котором необходимая информация о свойствах объектов или закономерностях протекания процессов добывается путем воздействия на них с помощью приборов или установок. В результате эксперимента получают как качественные, так и количественные данные. Используя качественные данные (изменение цвета, температуры, образование или растворение осадка и др.), приходят к определенным выводам, которые могут быть принципиально новыми, а могут подтверждать уже известные научные теории.

Количественные данные получают в виде цифр, показывающих, как изменяются какие-либо параметры при воздействии определенных факторов. (изменение растворимости при повышении температуры, изменение рН раствора при увеличении концентрации соли и др.) Количественные экспериментальные данные после математической обработки представляют в виде графиков или выражают формулами, позволяющими точно определять свойства (или любой другой параметр изучаемой системы) при заданном параметре системы (в некотором интервале значений).

При проведении экспериментальной исследовательской работы необходимо вести лабораторный журнал, в который должна вноситься следующая информация:

1. Дата проведения эксперимента.
2. Название эксперимента.
3. Описание цели эксперимента.
4. Краткие теоретические обоснования.
5. Условия проведения эксперимента.
6. Предварительные расчеты.
7. Перечень формул, необходимых для расчетов.
8. Схема прибора или установки.
9. Таблицы для непосредственной записи измерений и предварительных расчетов (заготавливаются заранее).
10. Графики с результатами измерений.
11. Подробное описание эксперимента.
12. Вычисления.
13. Таблицы и графики с результатами вычислений.
14. Выводы.



Прежде чем приступить к выполнению эксперимента, следует очень внимательно прочитать описание техники его выполнения, составить краткий план предстоящего эксперимента, заготовить таблицу для записи измерений, нарисовать схемы установок или последовательности включения приборов. Схемы также важны в записях о ходе эксперимента и в отчете. Именно схема часто лучше, чем слова, объясняет ход и идеи эксперимента.

Начинать эксперимент следует со сборки прибора или установки и приготовления всех необходимых реактивов. В каждом эксперименте очень важно сразу же записывать все сделанные операции, протекающие процессы и получающиеся числовые данные и уже потом проводить обработку результатов.

Для удобства записи чисел единицу измерения умножают на такой десятичный множитель, чтобы записываемые значения заключались в интервале от 0,1 до 100. Цифры в тексте или в таблицах никогда не следует исправлять. Неправильную цифру нужно зачеркнуть, а рядом написать правильную. Все записи должны быть четкими. Если во время эксперимента запись сделана неаккуратно, то следует в той же тетради все данные переписать, представив их в виде таблицы с дополнительными столбцами для результатов математической обработки.

Нельзя записывать результаты наблюдений на черновике. Переписывание приводит к ненужной потере времени и возможным ошибкам. Кроме того, при переписывании экспериментатор невольно отбирает лучшие, на первый взгляд, результаты, хотя при дальнейшей обработке данных может возникнуть ситуация, когда потребуются ранее полученные результаты. Поэтому все первичные данные измерений необходимо сохранять в лабораторном журнале, чтобы по ним можно было судить о правильности, характере измерений и их точности. Измерение отдельной величины следует повторить хотя бы дважды. Такое повторение помогает избежать случайных ошибок и дает возможность оценить ошибку измерения.



6.2. Работа с экспериментальными данными. Ошибка эксперимента

Как бы точно и правильно ни ставился опыт, при его повторении всегда оказывается, что полученные числовые данные расходятся между собой. Задача исследователя состоит в том, чтобы из многих чисел выбрать наиболее близкие к истинному значению.

Из-за несовершенства приборов и органов чувств человека каждое измерение сопряжено с некоторой ошибкой и производится с некоторой степенью точности, поэтому в результате измерений экспериментатор получает не истинные значения измеряемой величины, а приближенные.

Ошибки эксперимента бывают двух типов – систематические и случайные. *Систематические ошибки* – это ошибки, остающиеся примерно постоянными на протяжении всей серии измерений. *Случайными* считаются ошибки, изменяющиеся от опыта к опыту.

Случайные ошибки всегда сопровождают эксперимент и приводят к разбросу значений при повторных измерениях (рис. 19, а). Если случайные ошибки накладываются на систематические, то результаты измерений будут смещены в одну из сторон относительно истинного значения (рис. 19, б). В общем случае ошибка измерения представляет собой сумму систематических и случайных ошибок.

При планировании и проведении эксперимента необходимо знать природу появления ошибок и методы их уменьшения и устранения.

Для результатов эксперимента наиболее опасны систематические ошибки, которые часто очень трудно обнаружить. Систематические ошибки могут возникать по многим причинам. Они часто возникают из-за того, что теория изучаемого процесса не совсем верна или не учитывает некоторые факторы. Для выявления таких ошибок следует один и тот же процесс изучать различными методами. В ряде случаев возникновение систематической ошибки может быть вызвано недостаточной точностью измерительных приборов. Систематические ошибки, обнаруживаемые одним методом и не устраняемые другими известными методами, могут привести к открытию новой теории.

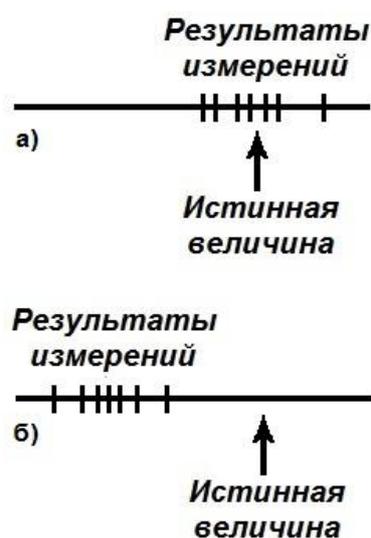


Рис. 19. Ошибки результатов измерений:
а) случайная ошибка;
б) наложение случайных и систематических ошибок



Различные факторы приводят и к случайным ошибкам. Это могут быть резкие изменения условий опыта, невнимательность экспериментатора, опiski при записи показаний приборов, неправильные вычисления и т.д. При взвешивании можно перепутать разновесы, неправильно записать показания прибора и др. Такого рода ошибки зависят от внимания экспериментатора, шума в лаборатории и других посторонних факторов. Рекомендуется при снятии показания прибора и записи числа проверять правильность записанного, посмотрев еще раз на шкалу. Разновески на чашке весов следует также дважды пересчитывать. Таким образом, чтобы избежать случайных ошибок, каждое измерение проводят, по крайней мере, два раза. Если результаты сильно различаются, то делают еще несколько измерений, а «выскочившее» число просто отбрасывают.

Одной из причин случайных ошибок могут быть качества самого экспериментатора: скорость его реакции, острота зрения, правильность восприятия цвета, степень осязания и другие факторы, в том числе неопытность, неумение работать с приборами, незнание правил измерений. Например, объемы прозрачной жидкости, смачивающей стекло, отмериваются в мерных колбах, пипетках и бюретках по нижнему краю мениска, а непрозрачной – по месту соприкосновения жидкости со стеклом.

Таким образом, на результат измерения влияют различные факторы. Это влияние проявляется в виде ошибок эксперимента, которые накладываются на значение измеряемой величины. Поэтому результат измерений в общем случае представляет собой сумму истинного значения измеряемой величины и ошибок. Исходя из этого, *абсолютную ошибку* Δx_i можно найти как разность между результатом измерения x_i и истинным значением измеряемой величины x :

$$\Delta x_i = x - x_i.$$

Случайные ошибки обнаруживаются повторными измерениями. Увеличивая число измерений и вычисляя их среднее арифметическое, экспериментатор получает величину, которая будет все ближе и ближе к истинному значению (при обязательном отсутствии систематических ошибок).

Если в результате измерения некоторой величины x получен ряд ее значений $x_1, x_2, \dots, x_i, \dots, x_n$, то ошибкой отдельного измерения x_i называется разность между значением, полученным в данном измерении x_i , и ее средним арифметическим значением \bar{x} :

$$\Delta x_i = x_i - \bar{x}.$$

Среднее арифметическое ошибок отдельных измерений называется *среднеарифметической ошибкой измерения*:



$$\overline{\Delta x} = \frac{\sum |\Delta x_i|}{n}.$$

При малом числе измерений n предпочтительнее пользоваться формулой:

$$\overline{\Delta x'} = \frac{\sum \Delta x_i}{\sqrt{n(n-1)}}.$$

Средняя ошибка указывает только на правильность измерений, а не на их точность. Близкие значения результатов опытов не говорят еще об их правильной постановке и выполнении, потому что в них могут заключаться высокие систематические ошибки.

Абсолютные значения ошибок измерения, о которых говорилось выше, недостаточны для характеристики точности измерения, так как не связаны с абсолютным значением определяемой величины. Для этого пользуются относительными ошибками.

Относительной ошибкой измерения называется отношение величины абсолютной ошибки x к точному значению измеряемой величины, выраженное в процентах:

$$\varepsilon = \left| \frac{x_i - x}{x} \right| \cdot 100\% = \left| \frac{\Delta x}{x} \right| \cdot 100\%.$$

Поскольку точное значение измеряемой величины неизвестно, вместо нее берут ее среднеарифметическое по серии измерений. Часто за точное значение измеряемой величины принимают ее значение, определяемое по табличным данным или по литературным источникам.

Тематика исследовательских работ

1. Экспериментальное определение относительной молекулярной массы кислорода.
2. Определение молярной массы эквивалентов вещества в реакциях обмена.
3. Определение молярной массы эквивалентов вещества в окислительно-восстановительных реакциях.
4. Использование цифровой лаборатории при выполнении химического эксперимента.
5. Статистические методы обработки результатов химического эксперимента.
6. Компьютерные программы для набора химических формул и уравнений.
7. Количественные расчеты с использованием компьютерных программ и онлайн химических калькуляторов.
8. Стехиометрические законы и история жизни их создателей.
9. Педагогическое наследие М.В. Ломоносова.



ГЛАВА 7. КОНТРОЛЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ

7.1. Основные химические понятия и законы

1. Названия только простых веществ перечислены в ряду:

- а) графит, озон, аммиак;
- б) фуллерен, алмаз, ромбическая сера;
- в) кислород, аргон, карборунд;
- г) азот, кремний, вода.

2. К однородным смесям относятся:

- а) бромная вода и столовый уксус;
- б) пена и соляная кислота;
- в) чай и сливки;
- г) томатный сок с мякотью и аммиачная вода.

3. Аллотропные модификации элементов всегда:

- а) имеют молекулярное строение;
- б) имеют немолекулярное строение;
- в) относятся к простым веществам;
- г) имеют такое же название, как и элементы.

4. Укажите НЕВЕРНОЕ математическое выражение:

- а) $M_r(O_2) = 32$;
- б) $A_r(N) = 14$;
- в) $m_a(Na) = 23$ г;
- г) $m(Al) = 27$ г.

5. Эмпирическая и молекулярная формулы НЕ совпадают:

- а) для воды и аммиака;
- б) метана и углекислого газа;
- в) пероксида водорода и оксида фосфора(V);
- г) уксусной кислоты и пропана.

6. Химическую формулу можно составить:

- а) для бронзы;
- б) воздуха;
- в) бензина;
- г) гексана.



7. Формульные единицы являются структурными единицами для обоих веществ в паре:

- а) хлорид бария и гидроксид кальция;
- б) карборунд и белый фосфор;
- в) оксид кремния(IV) и вода;
- г) сульфат меди(II) и аммиак.

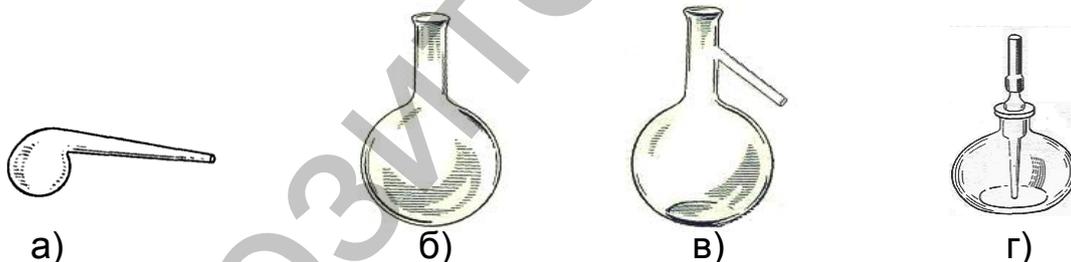
8. Химическое уравнение можно составить для процесса:

- а) возгонки йода;
- б) испарения воды;
- в) растворения натрия в воде;
- г) смешивания бензина и воды.

9. Согласно закону Авогадро одинаковый объем при нормальных условиях занимают (химическое количество каждого из веществ – 1 моль):

- а) графит и угарный газ;
- б) пентан и 2,2,4-триметилпентан;
- в) метан и этан;
- г) йод и бром.

10. При открытии М.В. Ломоносовым закона сохранения массы веществ использовалась следующая стеклянная посуда:



QR-ключ к тестовым заданиям*:



* Для того чтобы проверить правильность выполненных Вами заданий, необходимо взять мобильный телефон с камерой, запустить программу для сканирования QR-кода (например, QR CodeReader или BarcodeScanner), навести объектив камеры на код и получить ключ к тесту.



7.2. Количественные отношения в химии

1. Между собой равны относительная формульная масса гидроксида калия и относительная атомная масса элемента:

- а) меди;
- б) железа;
- в) йода;
- г) германия.

2. При одинаковых массах одинаковое число атомов содержат порции:

- а) CO_2 и C_3H_8 ;
- б) N_2 и C_2H_4 ;
- в) CO и N_2 ;
- г) N_2O и C_3H_8 .

3. Одинаковый объем (н.у.) имеют порции веществ количеством 0,5 моль:

- а) кислород и азот;
- б) водород и бром;
- в) метан и вода;
- г) железо и бензол.

4. Одинаковый объем (н.у.) при равных массах имеют:

- а) кислород и озон;
- б) углекислый газ и оксид азота(I);
- в) азот и оксид углерода(IV);
- г) вода и этан.

5. При одинаковых массах и условиях (н.у.) наибольший объем занимает порция:

- а) аммиака;
- б) кислорода;
- в) гелия;
- г) водорода.

6. Относительная плотность некоторого газа по азоту равна x . Укажите относительную плотность этого газа по кислороду:

- а) $1,5x$;
- б) $7/8x$;
- в) $1/x$;
- г) $8/7x$.



7. Укажите плотность (н.у., г/дм³) газовой смеси, в которой объем аммиака в 2 раза превышает объем углекислого газа:

- а) 1,08;
- б) 1,16;
- в) 1,32;
- г) 1,44.

8. Объем кислорода, необходимый для полного сгорания некоторого объема смеси, постоянен независимо от объемного соотношения компонентов в случае смеси:

- а) CO и NH₃;
- б) NH₃ и H₂;
- в) CO и NO;
- г) CH₄ и NH₃.

9. Из карбоната натрия химическим количеством 0,25 моль можно теоретически получить хлорид натрия массой (г):

- а) 14,63;
- б) 29,25;
- в) 58,5;
- г) 87,75.

10. Согласно уравнению реакции $N + N = N_2 + 940 \text{ кДж}$ укажите изменение массы (г) в реакции образования 10 моль N₂:

- а) $1,04 \cdot 10^{-8}$;
- б) $1,04 \cdot 10^{-7}$;
- в) 1,0;
- г) 0,1.

QR-ключ к тестовым заданиям:





7.3. Химический эквивалент

1. Определите фактор эквивалентности элемента хрома в K_2CrO_4 :

- а) $\frac{1}{2}$; в) $\frac{1}{4}$;
б) $\frac{1}{3}$; г) $\frac{1}{6}$.

2. Укажите фактор эквивалентности сульфата железа(III):

- а) $\frac{1}{2}$; в) $\frac{1}{4}$;
б) $\frac{1}{3}$; г) $\frac{1}{6}$.

3. Молярная масса эквивалента оксида алюминия равна:

- а) 17 г/моль; в) 102 г/моль;
б) 51 г/моль; г) 102.

4. Молярный объем эквивалента оксида серы(IV) равен:

- а) 5,6 дм³/моль; в) 22,4 дм³/моль;
б) 11,2 дм³/моль; г) 44,8 моль/дм³.

5. Укажите фактор эквивалентности фосфорной кислоты в химической реакции, протекающей согласно уравнению



- а) 1; в) $\frac{1}{3}$;
б) $\frac{1}{2}$; г) $\frac{1}{4}$.

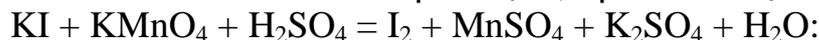
6. Определите фактор эквивалентности гидроксида калия в химической реакции, протекающей согласно уравнению



- а) 1; в) $\frac{1}{3}$;
б) $\frac{1}{2}$; г) $\frac{1}{4}$.



7. Определите факторы эквивалентности йодида калия и перманганата калия в химической реакции, протекающей по схеме



а) $\frac{1}{5}$ и $\frac{1}{2}$; в) 1 и $\frac{1}{5}$;

б) $\frac{1}{2}$ и $\frac{1}{5}$; г) 5 и $\frac{1}{2}$.

8. Количество вещества эквивалента можно вычислить по формуле:

а) $n_{\text{э}}(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{f_{\text{э}}(\text{X})}$;

б) $n_{\text{э}}(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$;

в) $n_{\text{э}}(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{V_{\text{э}}(\text{X})}$;

г) $n_{\text{э}}(\text{X}) = \frac{M(\text{X})}{f_{\text{э}}(\text{X})}$.

9. Металл массой 11,2 г при взаимодействии с кислотой вытеснил водород массой 0,4 г. Укажите молярную массу эквивалента металла.

- а) 14 г/моль; в) 56 г/моль;
б) 28 г/моль; г) 56 г.

10. Для сгорания металла массой 8 г потребовался кислород объемом 2,24 дм³. Определите молярную массу эквивалента металла.

- а) 20 г/моль; в) 40 г/моль;
б) 60 г/моль; г) 40 г.

QR-ключ к тестовым заданиям:





ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2009. – 743 с.
2. Бабич, Л.В. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для студентов пед. ин-тов / Л.В. Бабич [и др.]. – М.: Просвещение, 1991. – 320 с.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.
4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2010. – 728 с.
5. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 1998. – 559 с.
6. Коровин, Н.В. Общая химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие / Н.В. Коровин, В.К. Камышова, Е.Я. Удрис; под общ. ред. Н.В. Коровина. – М.: КНОРУС, 2015. – 336 с.
7. Общая химия в формулах, определениях, схемах // И.Е. Шиманович [и др.]. – Минск: Полымя, 1996. – 528 с.
8. Свердлова, Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения: учеб. пособие / Н.Д. Свердлова. – СПб.: Лань, 2013. – 352 с.
9. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия / Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 1997. – 527 с.

Дополнительная

10. Аршанский, Е.Я. Настольная книга учителя химии: учеб.-метод. пособие для учителей общеобразоват. учреждений с бел. и рус. яз. обучения / Е.Я. Аршанский, Г.С. Романовец, Т.Н. Мякинник; под ред. Е.Я. Аршанского. – Минск: Сэр-Вит, 2010. – 352 с.
11. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: учеб. пособие для ун-тов, хим.-технол. и пед. вузов / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – М.: Высш. шк.: Academia, 1999. – 368 с.
12. Васильева, З.Г. Лабораторный практикум по общей химии / З.Г. Васильева [и др.]. – М.: Химия, 1969. – 304 с.
13. Воскресенский, П.И. Техника лабораторных работ / П.И. Воскресенский. – Л.: Химия, 1970. – 540 с.
14. Лисичкин, Г.В. Годитесь ли вы в химики? / Г.В. Лисичкин, Л.А. Коробейникова. – М.: ИКЦ «Академкнига», 2003. – 143 с.
15. Мицкевич, Е.Н. Синтезы неорганических веществ: лаборатор. практикум / Е.Н. Мицкевич, Е.Б. Окаев, С.Ю. Елисеев. – Минск: БГПУ, 2010. – 100 с.



**ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ
КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ**

	K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	H ⁺
Γ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	-	H	H	P	P	-	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	M	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	M	P	P	M	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
F ⁻	P	P	M	M	H	H	P	P	M	M	P	P	P	H	-	M	P	M	P
HCOO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	M	H	H	H	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	P
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	M	P	H	H	H	H	M	H	H	-	-	-	-	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	P
S ²⁻	P	P	P	P	M	-	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	M
SiO ₃ ²⁻	P	P	M	H	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	-	H
OH ⁻	P	P	P	P	M	H	P	-	H	H	H	H	H	H	-	H	H	H	

растворимые (P)

малорастворимые (M)

нерастворимые (H)

в водной среде не существуют (-)

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Li Cs Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au



Приложение 4

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ И ФОРМУЛЬНЫЕ МАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	-	-	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	138,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ²⁻	34	68	78	110	169	75	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO ₃ ²⁻	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄ ³⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811



Приложение 5

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ
ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

	Радикал	-H	-OH	-Cl	-Br	-NO ₂	-NH ₂	-CH ₃	-CON	-COOH
H-	-	-	-	-	-	-	-	16	30	46
CH ₃ -	15	16	32	50,5	95	61	31	30	44	60
C ₂ H ₅ -	29	30	46	64,5	109	75	45	44	58	74
C ₃ H ₇ -	43	44	60	78,5	123	89	59	58	72	88
C ₄ H ₉ -	57	58	74	92,5	137	103	73	72	86	102
C ₅ H ₁₁ -	71	72	88	106,5	151	117	87	86	100	116
C ₆ H ₅ -	77	78	94	112,5	157	123	93	92	106	122
C ₆ H ₁₃ -	85	86	102	120,5	165	131	101	100	114	130
C ₁₇ H ₃₅ -	239	240	256	274,5	319	285	255	254	268	284



Приложение 6

**ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ВОДЯНОГО ПАРА
ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ**

Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа
15	1,705	22	2,643
16	1,817	23	2,841
17	1,935	24	2,902
18	2,061	25	3,170
19	2,189	26	3,362
20	2,339	27	3,561
21	2,486	28	3,779

Учебное издание

**ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ:
АДАПТИВНЫЙ КУРС
ДЛЯ СПЕЦИАЛЬНОСТИ
1-02 04 01 «БИОЛОГИЯ И ХИМИЯ»**

Учебно-методический комплекс по учебной дисциплине

Составители:

БЕЛОХВОСТОВ Алексей Александрович

АРШАНСКИЙ Евгений Яковлевич

Технический редактор *Г.В. Разбоева*

Компьютерный дизайн *Т.Е. Сафранкова*

Подписано в печать 4.09.2017. Формат 60x84¹/₁₆. Бумага офсетная.

Усл. печ. л. 5,05. Уч.-изд. л. 5,65. Тираж 100 экз. Заказ 121.

Издатель и полиграфическое исполнение – учреждение образования
«Витебский государственный университет имени П.М. Машерова».

Свидетельство о государственной регистрации в качестве издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий

№ 1/255 от 31.03.2014 г.

Отпечатано на ризографе учреждения образования
«Витебский государственный университет имени П.М. Машерова».

210038, г. Витебск, Московский проспект, 33.