



МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
МАШИНОСТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (МАМИ)

Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов

ХИМИЯ

**УЧЕБНИК И ПРАКТИКУМ
ДЛЯ ПРИКЛАДНОГО БАКАЛАВРИАТА**

Рекомендовано Учебно-методическим отделом высшего образования в качестве учебника для студентов высших учебных заведений, обучающихся по инженерно-техническим и естественнонаучным направлениям и специальностям

**Книга доступна в электронной библиотечной системе
biblio-online.ru**

Москва ■ Юрайт ■ 2015

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

М29

Авторы:

Мартынова Татьяна Викторовна — доцент, кандидат химических наук, доцент кафедры химии металлов экологического факультета Института инженерной экологии и химического машиностроения Московского государственного машиностроительного университета (МАМИ);

Артамонова Инна Викторовна — кандидат химических наук, доцент, заведующая кафедрой химии металлов экологического факультета Института инженерной экологии и химического машиностроения Московского государственного машиностроительного университета (МАМИ);

Годунов Евгений Борисович — старший преподаватель, заведующий лабораторией кафедры химии металлов экологического факультета Института инженерной экологии и химического машиностроения Московского государственного машиностроительного университета (МАМИ).

Рецензенты:

Зык Н. В. — заслуженный деятель науки РФ, доктор химических наук, профессор кафедры органической химии химического факультета Московского государственного университета им. М. В. Ломоносова;

Горичев И. Г. — доктор химических наук, профессор кафедры общей и аналитической химии биолого-химического факультета Московского педагогического государственного университета.

Мартынова, Т. В.

М29 Химия : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. — М. : Издательство Юрайт, 2015. — 393 с. — Серия : Бакалавр. Прикладной курс.

ISBN 978-5-9916-4223-1

Учебник с лабораторным практикумом по курсу общей химии предназначен для студентов, обучающихся по всем специальностям и направлениям технических вузов. Лабораторной работе предшествуют теоретическая часть, контрольные вопросы, примеры решения типовых задач, 15 вариантов заданий и тесты для самоконтроля с ключами. В книге даны необходимые справочные материалы.

Содержание учебника соответствует актуальным требованиям Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования.

Для бакалавров, обучающихся по техническим направлениям и специальностям.

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

ISBN 978-5-9916-4223-1

© Мартынова Т. В., Артамонова И. В.,
Годунов Е. Б., 2014

© ООО «Издательство Юрайт», 2015

Оглавление

Предисловие	9
Введение.....	14
Техника безопасности при работе в химической лаборатории.....	16
Глава 1. Основные химические понятия и законы.	
Агрегатные состояния веществ	17
1.1. Химия — наука о веществах и их превращениях	18
1.2. Атомно-молекулярное учение	18
1.3. Закон постоянства состава.....	19
1.4. Закон простых кратных отношений	19
1.5. Атомные и молекулярные массы	20
1.6. Количество вещества	20
1.7. Закон Авогадро	21
1.8. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака	22
1.9. Закон эквивалентов	22
1.10. Газовые законы	24
<i>Практикум</i>	26
Глава 2. Основные классы неорганических соединений.....	36
2.1. Классификация неорганических веществ	36
2.2. Классификация реакций в неорганической химии.....	37
2.3. Номенклатура, получение и химические свойства неорганических веществ.....	38
2.3.1. Оксиды	38
2.3.2. Основания	41
2.3.3. Кислоты.....	43
2.3.4. Амфотерные гидроксиды	45
2.3.5. Соли.....	46
Практикум	48
Глава 3. Строение атома.....	55
3.1. История развития учения о строении атома	56
3.2. Квантово-механическая модель строения атома.....	59
3.2.1. Квантовые числа	60
3.2.2. Строение многоэлектронных атомов.....	63

3.3. Периодический закон Менделеева.....	64
3.3.1. Периодическая система Менделеева	65
3.3.2. Электронная конфигурация элемента	66
3.3.3. Изменение свойств элементов в периодах и группах	66
<i>Практикум</i>	69
Глава 4. Химическая связь	76
4.1. Химическая связь. Образование и свойства	77
4.1.1. Полярность связи	78
4.1.2. Поляризуемость связи	79
4.1.3. Энергия и длина связи	79
4.1.4. Направленность ковалентной связи	80
4.2. Механизмы образования ковалентных связей	85
4.2.1. Обменный механизм.....	85
4.2.2. Донорно-акцепторный механизм.....	86
4.2.3. Насыщаемость — свойство ковалентной связи	87
4.3. Ионная химическая связь.....	87
4.4. Метод валентных связей.....	88
4.5. Метод молекулярных орбиталей	88
4.5.1. Связывающие и разрыхляющие орбитали	89
4.5.2. Порядок и энергия связи.....	90
4.5.3. Электронные конфигурации молекул.....	92
4.6. Металлическая связь	93
4.7. Межмолекулярное взаимодействие.....	93
4.7.1. Ван-дер-ваальсовы силы	93
4.7.2. Водородная связь.....	94
4.8. Химическая связь и строение вещества	95
4.8.1. Общая характеристика жидкого состояния	95
4.8.2. Характеристика свойств веществ в твердом состоянии.....	96
<i>Практикум</i>	98
Глава 5. Химическая термодинамика	108
5.1. Основные понятия и определения	108
5.2. Функции состояния.....	109
5.2.1. Внутренняя энергия.....	110
5.2.2. Энтальпия.....	110
5.2.3. Закон Гесса.....	112
5.2.4. Энтропия.....	113
5.2.5. Энергия Гиббса.....	115
<i>Практикум</i>	117
Глава 6. Химическая кинетика	128
6.1. Скорость химической реакции	129
6.2. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции	129
6.3. Влияние температуры на скорость химической реакции	131
6.4. Влияние катализаторов на скорость химической реакции	132

6.5. Реакция Белоусова – Жаботинского.....	134
6.6. Химическое равновесие	135
6.7. Принцип Ле-Шателье.....	135
6.8. Фазовые равновесия.....	136
6.9. Термический анализ.....	138
<i>Практикум</i>	141
Глава 7. Растворы. Дисперсные системы.....	152
7.1. Растворы как гомогенные системы. Вода	153
7.2. Способы выражения состава раствора.....	154
7.3. Растворимость веществ в воде.....	155
7.4. Изменение энтальпии и энтропии при растворении	156
7.5. Свойства разбавленных молекулярных растворов	157
7.5.1. Закон Рауля	157
7.5.2. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения разбавленных молекулярных растворов	158
7.5.3. Осмос.....	160
7.6. Растворы электролитов.....	162
7.6.1. Степень диссоциации.....	163
7.6.2. Диссоциация слабых электролитов.....	164
7.6.3. Теория сильных электролитов.....	165
7.7. Реакции обмена в растворах электролитов.....	165
7.7.1. Вода как слабый электролит. Водородный показатель.....	167
7.7.2. Буферные растворы	169
7.7.3. Гидролиз солей	170
7.8. Дисперсные системы. Коллоидные растворы	172
7.8.1. Общие понятия о дисперсных системах.....	172
7.8.2. Поверхностные явления.....	173
7.8.3. Самопроизвольные поверхностные процессы.....	174
7.8.4. Адсорбция.....	174
7.8.5. Строение двойного электрического слоя на границе раздела фаз. Электрические свойства коллоидных растворов	182
7.8.6. Методы получения коллоидных растворов.....	184
7.8.7. Очистка коллоидов. Мембраны и мембранные процессы	186
7.8.8. Устойчивость коллоидных систем. Коагуляция коллоидных растворов.....	187
7.8.9. Оптические свойства коллоидных растворов.....	189
7.8.10. Структурно-механические свойства дисперсных систем.....	190
<i>Практикум</i>	191
Глава 8. Окислительно-восстановительные реакции.....	210
8.1. Определение степени окисления	210
8.2. Окисление и восстановление	211

8.3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	212
8.3.1. Метод электронного баланса	212
8.3.2. Ионно-электронный метод.....	213
8.4. Типы окислительно-восстановительных реакций	215
8.5. Окислительно-восстановительные эквиваленты	216
<i>Практикум</i>	217
Глава 9. Электрохимия.....	227
9.1. Возникновение скачка потенциала на границе металл — раствор электролита. Электродные потенциалы	228
9.2. Гальванический элемент Даниэля — Якоби	229
9.2.1. Измерение электродных потенциалов. Электроды сравнения.....	231
9.2.2. Уравнение Нернста	233
9.2.3. Окислительно-восстановительные электроды.....	234
9.3. Химические источники тока	235
9.4. Коррозия металлов	237
9.4.1. Химическая коррозия	237
9.4.2. Электрохимическая коррозия.....	238
9.4.3. Пассивность металла	240
9.4.4. Защита металлов от коррозии.....	241
9.5. Электролиз	243
9.5.1. Электролиз расплавов.....	244
9.5.2. Электролиз растворов	244
9.5.3. Законы электролиза.....	246
9.5.4. Поляризация и перенапряжение	247
9.5.5. Применение электролиза	248
<i>Практикум</i>	249
Глава 10. Общие свойства металлов	264
10.1. Положение металлов в Периодической системе. Кристаллическое строение. Физические свойства металлов ...	264
10.2. Металлическая связь	265
10.3. Получение металлов	266
10.4. Общие химические свойства металлов	267
<i>Практикум</i>	270
Глава 11. Металлы <i>d</i>-семейства	278
11.1. Электронное строение и положение в Периодической системе.....	278
11.2. Физические и химические свойства <i>d</i> -металлов	281
11.3. Свойства соединений <i>d</i> -металлов	282
<i>Практикум</i>	284
Глава 12. Комплексные соединения	290
12.1. Координационная теория Вернера	290
12.2. Номенклатура комплексных соединений.....	291

12.3. Химическая связь в комплексных соединениях	292
12.4. Комплексные соединения как электролиты.....	293
<i>Практикум</i>	295
Глава 13. Органические соединения.....	303
13.1. Теория химического строения Бутлерова.....	303
13.2. Классификация органических соединений	307
13.3. Основы номенклатуры органических соединений.....	309
13.4. Классификация реакций в органической химии	310
13.5. Химические свойства классов органических соединений.....	312
<i>Практикум</i>	315
Глава 14. Полимеры.....	322
14.1. Природные полимеры	322
14.1.1. Натуральный каучук	322
14.1.2. Крахмал.....	323
14.1.3. Целлюлоза.....	324
14.1.4. Белки.....	325
14.2. Синтетические полимеры	327
14.2.1. Получение синтетических полимеров	327
14.2.2. Структура полимеров	329
14.2.3. Химические свойства полимеров	332
14.2.4. Электрические свойства полимеров.....	332
<i>Практикум</i>	333
Глава 15. Химическая идентификация веществ.	
Качественный и количественный анализ	339
15.1. Качественный анализ.....	339
15.1.1. Методы очистки и разделения веществ.....	340
15.1.2. Идентификация катионов неорганических веществ	343
15.2. Количественный анализ	346
15.2.1. Гравиметрический метод анализа.....	346
15.2.2. Титриметрический метод анализа.....	347
15.2.3. Оптические методы анализа.....	349
15.2.4. Электрохимические методы анализа.....	350
<i>Практикум</i>	351
Заключение	364
Приложение 1. Важнейшие величины и соотношения, применяемые при решении задач	367
Приложение 2. Электроотрицательность элементов по Полингу	372
Приложение 3. Термодинамические константы некоторых веществ	373
Приложение 4. Растворимость некоторых солей и оснований в воде	377

Приложение 5. Степень диссоциации некоторых электролитов.....	378
Приложение 6. Константы диссоциации некоторых электролитов при 298 К	379
Приложение 7. Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов при 25°С.....	381
Приложение 8. Стандартные электродные потенциалы (E°) металлов при 25°С (ряд напряжений).....	382
Приложение 9. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы некоторых систем в водных растворах при 25°С	383
Приложение 10. Коэффициенты активности f ионов при различной ионной силе раствора.....	384
Приложение 11. Константы нестойкости комплексных ионов при 25°С	385
Приложение 12. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.....	386
Приложение 13. Свойства и применение некоторых полимеров	388
Приложение 14. Периодическая система химических элементов (длиннопериодический вариант)	391
Литература	392

Предисловие

Образовательные стандарты четвертого поколения предусматривают увеличение времени на самостоятельную работу студентов. Как научить студентов самостоятельно овладевать знаниями? Какими сделать задания для самостоятельной работы, чтобы заинтересовать обучающихся? Какой уровень сложности предложить для заданий самостоятельной работы? Какой должна быть форма отчетности? Это лишь некоторые из большого круга непростых вопросов, ответы на которые мы попытались найти. Для решения этих задач прежде всего необходимо организовать самостоятельную работу студента по форме и по содержанию. Сделать это отчасти можно с помощью заданий для самостоятельной работы, предваряемых теоретическим обзором изучаемой темы, примерами выполнения заданий и алгоритмами решения расчетных задач.

К каждой из 15 глав учебника помимо статьи, сжато излагающей теоретический материал, предлагаются контрольные вопросы для подготовки к занятиям. Вопросы поставлены как к материалу, излагаемому в учебнике, так и к материалу, которым студент должен овладевать самостоятельно, найдя ответ в дополнительной литературе или в Интернете. Логическая последовательность вопросов может рассматриваться и как план семинара, и как план письменной работы, и как вопросы для подготовки к экзамену.

Например, в предложенных к первой главе контрольных вопросах требуется дать формулировки стехиометрических законов, определения основным химическим понятиям (атом, молекула, атомная и молекулярная масса, элемент, эквивалент, простое и сложное вещество, моль, молярная масса, молярный объем, относительная плотность газа). Обозначенный круг вопросов химической атомистики представляет собой материал школьной программы. Написание письменной работы по плану, предложенному в контрольных вопросах, позволит студенту самостоятельно ликвидировать пробелы, систематизировать имеющиеся знания по химии, а преподавателю позволит получить представление об уровне подготовки каждого из студентов.

Для усвоения новой информации и актуализации полученных знаний в каждой главе пособия предлагаются задания и задачи

для самостоятельного решения. Предварительно разбираются примеры решения и оформления типовых заданий. Пятнадцать вариантов индивидуальных заданий по каждой теме призваны сделать работу студентов более самостоятельной. В каждом варианте предлагается от трех до десяти заданий в зависимости от объема изучаемого материала. Задачи в вариантах располагаются в порядке повышения сложности.

Решение задач по любой теме имеет две стороны: диагностическую и познавательную. Во втором случае задачи призваны совершенствовать прочность, глубину, осознанность знаний. От студента следует требовать обоснования решения задач. Это относится и к тренировочным задачам, рассчитанным на выработку навыка решения типовых задач «по шаблону». В предлагаемых рекомендациях к решению расчетных задач указывается необходимость составления краткого условия задачи, написания уравнения с коэффициентами, написания формул для нахождения искомых величин и составления плана решений, использования справочных данных, внимательного отношения к единицам измерения.

Для повышения интереса студентов к выполнению работы в учебнике была использована и нетрадиционная форма заданий. К главе 15 («Химическая идентификация веществ. Качественный и количественный анализ») задания даны в форме кроссворда. Надо отметить, что эта форма работы оказалась чрезвычайно привлекательной для студентов.

Важнейшим условием успешного обучения является систематическая проверка знаний, умений и навыков, позволяющая устранять пробелы в подготовке студентов. Такая система контроля знаний, как тестирование, находит все более широкое применение в технологии подготовки бакалавров. Возможность быстрой и оперативной проверки знаний широкого круга студентов в условиях дефицита аудиторного времени делает тестирование весьма эффективным методом контроля. В каждой главе пособия даются тесты с ответами для самоконтроля знаний. По этим тестам студент сам может оценить свой уровень знаний и вернуться к рассмотрению неусвоенного материала. Использование тестов повышает эффективность подготовки студентов к текущему и итоговому контролю уровня их знаний.

Данный учебник содержит лабораторный практикум, который является необходимой составной частью учебного комплекса по химии.

Перед каждым семинарским и лабораторным занятием студент должен предварительно изучить теоретический материал соответствующей главы учебника. Далее — ответить на вопросы, решить

задачи, проверить степень усвоения материала по тестам для самоконтроля, приготовить конспект лабораторной работы, в котором должны содержаться:

- 1) перечень необходимых реактивов, посуды, вспомогательных материалов, измерительных приборов;
- 2) рисунок и описание опытной установки;
- 3) план эксперимента;
- 4) уравнения реакций, уравнения для расчетов;
- 5) таблица для записи результатов измерений.

Лабораторный практикум дает возможность студентам не только лучше усвоить основные законы и понятия химии, но и самим проверить некоторые из них.

Учебник предназначен для студентов-бакалавров, обучающихся по техническим направлениям и специальностям.

После усвоения материала учебника студент должен:

знать

- основные законы химии;
- основные классы неорганических соединений;
- квантово-механическую модель строения атома;
- виды, свойства и механизмы образования химической связи;
- закономерности изменения свойств химических элементов по периодам и группам периодической системы;
- основные закономерности химических процессов;
- строение и свойства растворов и дисперсных систем;
- электрохимические процессы в растворах и расплавах;
- причины коррозионных процессов и способы защиты металлов от коррозии;
- особенности строения и свойства комплексных соединений;
- строение, способы получения полимеров и применение их в технике;
- методы качественного и количественного анализа, включая методы очистки и разделения веществ;

уметь

- определять принадлежность вещества к основным классам неорганических соединений;
- составлять химические формулы веществ, уравнения химических реакций и производить расчеты по ним;
- характеризовать свойства веществ в газообразном, жидком и твердом состоянии;
- пользоваться периодической таблицей химических элементов при расчетах;
- определять тепловой эффект процессов, возможность протекания химических реакций;

- пользоваться математическим выражением закона действующих масс для гомо- и гетерогенных реакций;
 - рассчитывать константу равновесия для обратимых процессов;
 - решать задачи на способы выражения состава растворов;
 - определять направленность реакций в растворах электролитов;
 - объяснить механизм возникновения и строение двойного электрического слоя на поверхности коллоидных частиц;
 - расставлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методами электронного баланса и полуреакций;
 - вычислять электродный потенциал металла в растворе соли разной концентрации, рассчитать ЭДС гальванического элемента;
 - писать уравнения реакций с участием органических веществ и указанием типа реакции;
 - составлять реакции получения полимеров, рассчитывать коэффициент полимеризации;
 - проводить очистку веществ в лабораторных условиях;
- владеть**
- теоретическими основами химической науки;
 - способами проведения стехиометрических расчетов по химическим формулам и уравнениям химических реакций с применением знаний основных законов химии;
 - методами определения относительной молекулярной массы вещества в газовом состоянии;
 - основными способами получения и анализа химических свойств оксидов, оснований, кислот и солей;
 - методом расчета длины ковалентной и ионной связи в соединениях;
 - способом экспериментального определения теплового эффекта реакции нейтрализации;
 - способами решения задач по химической термодинамике и химической кинетике;
 - способом экспериментального определения влияния концентрации, температуры реагирующих веществ на скорость химической реакции и смещение химического равновесия;
 - представлениями о природе и свойствах молекулярных и ионных растворов;
 - экспериментальными методами получения коллоидных растворов и определения заряда коллоидных частиц;
 - представлениями о процессах окисления и восстановления;
 - методами расстановки коэффициентов в уравнении реакции (электронного баланса и полуреакций);

- навыками проведения качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ;
- навыками проведения электролиза растворов некоторых электролитов;
- представлениями о металлической связи и особых свойствах металлов;
- навыками химического эксперимента по изучению свойств металлов и их соединений;
- навыками проведения экспериментов по изучению химических свойств классов органических соединений;
- навыками составления структурных формул всех изомеров предложенного вещества;
- навыками экспериментального получения некоторых полимеров (плексиглас, новолачная и резольная смолы);
- методами выделения и очистки веществ, определения их состава.

Введение

Изучение курса химии имеет своей целью формирование у будущих инженеров и руководителей производства современных представлений о строении и свойствах веществ, основных закономерностях разнообразных химических процессов.

Химия как ремесло возникла в Древнем Египте. Практическая химия была известна в Индии, а также в Китае, где изобрели порох и крашение. Гончарное дело и металлургия были известны в Персии. Однако первоначально химия была сугубо опытной, эмпирической, прикладной и по содержанию знания, и по способу его получения. Начиная с IV в. н.э. в течение примерно тысячелетия химическими реакциями занималась алхимия. Целью алхимиков было получение философского камня, превращающего металлы в золото, приготовление эликсира долголетия, получение универсального растворителя. Реальными же достижениями алхимии стали технологии получения красок, стекол, сплавов, лекарств и других веществ.

В самостоятельную науку со своими целями и задачами химия была впервые выделена в трудах английского ученого XVII в. Р. Бойля. Становление химии как самостоятельной науки происходит в XVIII в. К этому периоду относятся развитие атомно-молекулярного учения, разработкой которого последовательно занимался М. В. Ломоносов, а также систематизация фактического материала, накопленного химией к этому времени, проведенная французским химиком А. Лавуазье.

Период развития химии первой половины XIX в. характеризуется открытием количественных законов химии: закона постоянства состава, закона эквивалентов, закона простых кратных отношений, закона объемных отношений, закона Авогадро. В 1861 г. в Карлсруэ (Германия) состоялся Первый международный химический конгресс, на котором были сформулированы понятия «атом» и «молекула». С этого времени атомно-молекулярная теория стала общепринятой, она позволила объяснить основные понятия и законы химии.

Утверждение атомно-молекулярной теории сопровождалось бурным ростом числа известных химических элементов. Суще-

ствование большого числа разнообразных по своим свойствам элементов требовало их систематизации. Рассматривая изменение свойств элементов в зависимости от их атомных весов, Д. И. Менделеев в 1869 г. открыл фундаментальный закон природы — Периодический закон химических элементов.

Со второй половины XIX в. в истории химии начинается период крупнейших теоретических обобщений. Создание в 1860 г. русским химиком А. М. Бутлеровым теории химического строения вещества ознаменовало возникновение структурной химии. Идеи Бутлерова нашли широкое применение в практике химического синтеза. Происходит направленный синтез искусственных материалов, полимеров, фармацевтических препаратов и др. В этот период зарождается технология органических веществ.

В наше время химические технологии и связанное с ними промышленное производство охватывают все важнейшие сферы хозяйственной деятельности человека: химическую, текстильную, целлюлозно-бумажную, легкую промышленность; производство стекла, керамики, строительных материалов, металлов, машин, электроники, средств связи и т.д. Если в конце XX в. насчитывалось более 1 млн разновидностей продукции химической промышленности, а общее число известных химических соединений составляло 8 млн, то за первое десятилетие XXI в. число последних возросло до 18 млн. Ежедневно в лабораториях планеты синтезируется до 200—250 новых химических соединений.

Поскольку в кратком курсе нельзя вместить всей информации о современной химии, данный учебник содержит основные сведения, базируясь на которых, можно расширить свои познания в области химии.

Техника безопасности при работе в химической лаборатории

1. При всех работах соблюдать максимальную осторожность, помня, что неаккуратность, невнимательность, недостаточное знакомство с приборами и свойствами используемых веществ могут повлечь за собой несчастный случай.

2. Никакие вещества в лаборатории не пробовать на вкус. Нюхать какие бы то ни было вещества в лаборатории с осторожностью, не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газ движением руки.

3. Не выпаривать на рабочих столах вещества, образующие вредные газы, как, например, жидкости, содержащие аммиак, сероводород, хлор, синильную кислоту, хлороводородную кислоту и т.д.

4. Все пролитое и разбитое либо просыпанное на столах, мебели или на полу тотчас убрать.

5. Не проводить никаких опытов в нечистой посуде. Посуду мыть сейчас же после опыта.

6. Следить за чистотой реактивов: избыток взятого реактива не выливать обратно в ту же склянку, не путать пробки от различных склянок; сухие реактивы брать только чистыми и сухими шпателями или лопаточками.

7. В помещениях при работе соблюдать чистоту. Следить, чтобы на рабочих столах и вокруг работающих не было ничего лишнего. Не загромождать столы склянками, реактивами и другими предметами, не нужными в данный момент для работы.

8. Не оставаться в лаборатории одному при проведении работ, связанных с возможностью пожара, взрыва и т.п. Работа в одиночку может допускаться только при отсутствии таких опасностей и с особого разрешения администрации.

9. Уходя из лаборатории, не оставлять включенных нагревательных приборов, работающих вытяжных шкафов, зажженных спиртовок.

10. В случае перерыва действия вентиляции все работы в вытяжных шкафах, связанные с выделением вредных веществ, газов, паров, немедленно прекратить.

Глава 1

ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ. АГРЕГАТНЫЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВ

После усвоения материала главы 1 студент должен:

знать

- закон сохранения масс, закон постоянства состава, закон простых кратных отношений, закон Авогадро и следствия из него, закон эквивалентов;

- основные положения атомно-молекулярного учения;
- химическую символику;
- газовые законы и молекулярно-кинетическую теорию газов;
- свойства веществ в жидком, твердом и газообразном состояниях;

уметь

- писать химические формулы веществ и составлять уравнения химических реакций;
- производить стехиометрические расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций с применением знаний основных законов химии;

- вычислять молярную массу эквивалента сложных веществ;
- производить расчеты по газовым законам;
- характеризовать свойства веществ в газообразном, жидком и твердом состояниях;
- определять относительную молекулярную массу вещества в газообразном состоянии;

владеть

- теоретическими основами химической науки;
- способами проведения стехиометрических расчетов по химическим формулам и уравнениям химических реакций с применением знаний основных законов химии;
- способами решения задач по газовым законам;
- методами определения относительной молекулярной массы вещества в газообразном состоянии.

1.1. Химия — наука о веществах и их превращениях

Вещество — вид материи, состоящий из дискретных частиц, обладающих массой покоя (атомы, молекулы, ионы). Способ существования материи — **движение**.

Фундаментальный закон природы — **закон неуничтожимости материи и движения** имеет следствием **закон сохранения массы**, открытый М. В. Ломоносовым в 1748 г. и опубликованный в 1760 г.: *масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции*.

А. Эйнштейн показал, что этот закон не является абсолютным, так как между массой и энергией имеется взаимосвязь:

$$E = mc^2, \text{ или } \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}, \quad (1.1)$$

где E — энергия; m — масса; c — скорость света.

Ввиду большого значения c^2 , даже небольшому изменению массы соответствует выделение огромных количеств энергии (1 Дж $\sim 1,11 \cdot 10^{-14}$ г). Поскольку, в отличие от реакций термоядерного синтеза и распада трансурановых элементов химические реакции не сопровождаются выделениями больших количеств энергии, закон сохранения массы для химических реакций работает.

1.2. Атомно-молекулярное учение

М. В. Ломоносов является создателем атомно-молекулярного учения, которое он сформулировал в 1741 г.

Основные положения атомно-молекулярного учения

1. Все вещества состоят из молекул, между которыми имеются промежутки. *Молекула* — мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

2. Молекулы состоят из атомов, которые соединяются друг с другом в определенных соотношениях.

Атом — наименьшая частица химического элемента в составе простых и сложных веществ, химически неделимая.

3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.

4. Атомы характеризуются определенной массой и размерами.

5. Разным элементам соответствуют разные атомы (**элемент** — вид атомов).

6. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, а молекулы сложных — из разных.

1.3. Закон постоянства состава

Открытие закона сохранения массы ознаменовало переход химии к количественным методам исследования. Был изучен состав многих веществ, и в 1799—1807 гг. Ж. Прустом установлен **закон постоянства состава**: *всякое чистое вещество, независимо от способов его получения и нахождения в природе, имеет постоянный качественный и количественный состав.*

Так, состав воды всегда H_2O — и в водах океанов, и в реках, и в подземных водах. Французский химик К. Л. Бертолле, оспаривая этот закон, считал, что состав вещества может меняться в зависимости от условий его получения. При этом он опирался на опыты по изучению кристаллогидратов, которые не являются чистыми веществами. Позже русский ученый Н. С. Курнаков, изучая сплавы, показал, что вещества переменного состава существуют. Это явление объясняется особенностями строения ионной и металлической кристаллических решеток. Наличие дефектов (дислокаций) в кристаллических решетках ведет к нарушению стехиометрического состава вещества. Например, состав оксида титана может выражаться формулой $\text{TiO}_{1,9-2}$, нитридов циркония — $\text{ZrN}_{0,74}$, $\text{ZrN}_{0,59}$. Такие вещества были названы *бертоллидами*. Вещества, подчиняющиеся закону постоянства состава, имеющие молекулярную кристаллическую решетку, были названы *дальтонидами*.

1.4. Закон простых кратных отношений

Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных весовых соотношениях. Многие элементы могут соединяться друг с другом в нескольких различных весовых соотношениях, и при этом образуются разные вещества (CO , CO_2). Изучая подобные соединения, Дж. Дальтон открыл в 1803 г. **закон простых кратных отношений**: *если два химических элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то весовые количества одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одно и то же весовое количество другого элемента, соотносятся между собой как небольшие целые числа.*

В молекулах CO и CO_2 , N_2O , NO и NO_2 состав меняется скачками, а не постепенно, что свидетельствует о дискретном строении вещества. Этот закон, подтвержденный на опыте, был первым доказательством *реальности существования атомов*.

1.5. Атомные и молекулярные массы

Атомы и молекулы имеют абсолютные массы порядка 10^{-24} — 10^{-21} г, неудобные для сравнения, поэтому химики пользуются относительными значениями масс атомов. Представление об относительной атомной массе было введено Дж. Далтоном в 1803 г. За единицу массы он принял массу самого легкого атома — водорода. В настоящее время в качестве эталона принята масса $1/12$ массы атома углерода изотопа ^{12}C , равная $1,66043 \cdot 10^{-24}$ г.

Относительная атомная масса (A_r) показывает, во сколько раз масса данного атома больше $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C :

$$A_r = \frac{m_a}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}, \quad (1.2)$$

где m_a — масса атома; $m_a(^{12}\text{C})$ — масса атома изотопа углерода ^{12}C .

В настоящее время атомные массы элементов определяют методом масс-спектропии. Массы атомов определяют по отклонению траектории их ионов, двигающихся в магнитном поле, поскольку величина отклонения зависит от отношения массы иона к его заряду.

Относительная молекулярная масса (M_r) показывает, во сколько раз масса данной молекулы больше $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C :

$$M_r = \frac{m_M}{\frac{1}{12} m_M(^{12}\text{C})}, \quad (1.4)$$

где m_M — масса молекулы.

1.6. Количество вещества

Другой характеристикой вещества является **количество вещества** — *физическая величина, определяемая числом частиц*. Единица количества вещества — **моль** — содержит такое же число частиц, как и 12 г углерода ^{12}C . Это число частиц, равное $6,02 \cdot 10^{23}$, называется числом Авогадро (N_A):

$$\nu = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M}, \quad (1.5)$$

где ν — количество вещества; M — молярная масса (масса одного моля); V_M — молярный объем.

Для железа $M = 56$ г/моль, для воды $M = 18$ г/моль.

Для определения атомной массы элементов в XIX в. использовался метод, основанный на **законе теплоемкости Дюлонга и Пти**, установленном французскими учеными П. Л. Дюлонгом и А. Т. Пти в 1819 г.: *молярная теплоемкость (C_M) для различных простых веществ в кристаллическом состоянии одинакова и равна приблизительно 26,4 Дж.* Она равна произведению удельной теплоемкости ($C_{уд}$) на молярную массу элемента:

$$C_M = C_{уд} \cdot M = 26,4 \text{ Дж.} \quad (1.3)$$

Используя величину **удельной теплоемкости**, которая легко определяется экспериментально как *отношение количества теплоты, полученного или отданного 1 г вещества, к соответствующему изменению температуры*, можно найти приближенное значение атомной массы. Исключения составляют легкие элементы, особенно неметаллы, имеющие теплоемкость значительно меньше (бериллий, бор, кремний, алмаз).

Молярные объемы твердых и жидких веществ зависят от их плотности:

$$V_M = \frac{M}{\rho}.$$

$V_M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ мл/моль}$, так как плотность воды (ρ) равна 1 г/мл.

1.7. Закон Авогадро

У газообразных веществ при атмосферном давлении собственные размеры молекул незначительны по сравнению с расстояниями между ними. Молярные объемы газов при одинаковых условиях постоянны и при н.у. близки к 22,4 л/моль. Это следствие из **закона Авогадро (1811)**: *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.*

Относительная плотность газов

Из закона Авогадро следует, что плотности различных газов будут относиться друг к другу, как молярные массы. Для определения молярных масс газов используется значение **относительной плотности газов** — *отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же объема другого газа (при тех же условиях)*:

$$D = \frac{M_1}{M_2}; \quad (1.6)$$

$$D_{\text{H}} = \frac{M_{\text{газа}}}{2}; \quad (1.7)$$

$$D_{\text{В}} = \frac{M_{\text{газа}}}{29}, \quad (1.8)$$

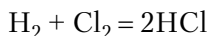
где D_{H} — относительная плотность газа по водороду (молярная масса водорода равна 2 г/моль); $D_{\text{В}}$ — относительная плотность газа по воздуху (молярная масса воздуха равна 29 г/моль).

Измерив относительную плотность одного газа по другому, можно определить его молекулярную массу, что используется в аналитической химии для идентификации газообразных веществ.

1.8. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака

А. Авогадро впервые сделал вывод о двухатомности простых газов, таких как кислород, азот, хлор. В результате стало возможно объяснить **закон простых объемных отношений Гей-Люссака**: *объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газов, как простые целые числа.*

С позиций закона Авогадро стало понятно, почему из 1 л водорода и 1 л хлора получается 2 л хлороводорода, а не 1 л, как следовало бы из ошибочных представлений об одноатомности молекул простых газов:



1.9. Закон эквивалентов

Закон эквивалентов и понятие об эквиваленте было введено в химию одновременно с открытием закона постоянства состава. Согласно закону эквивалентов *вещества взаимодействуют друг с другом в строго эквивалентных количествах: эквивалент с эквивалентом.*

Эквивалентом называют *условную или реальную частицу, равноценную в реакциях обмена одному атому или иону водорода или в окислительно-восстановительных реакциях одному электрону.* Эквивалент может быть равен единице или быть меньше единицы. Он указывает на то, какая часть атома или молекулы является эквивалентом, **фактор эквивалентности** ($f_{\text{ЭКВ}}$), который для элементов есть величина, обратная проявляемой ими валентности в бинарном соединении:

$$f_{\text{ЭКВ}}(\Theta) = \frac{1}{B_{\Theta}}, \quad (1.9)$$

где B_{Θ} — валентность элемента.

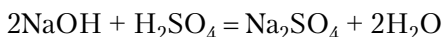
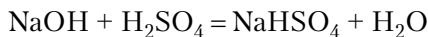
Например, кальций проявляет в соединениях постоянную валентность, равную 2, поэтому фактор эквивалентности для кальция: $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}) = \frac{1}{2}$. Для азота N_2 $f_{\text{ЭКВ}}(\text{N}_2) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}$ (т.к. связь в молекуле N_2 образована шестью электронами).

Многие элементы могут проявлять различную валентность, поэтому фактор эквивалентности может менять значения.

Для сложных веществ, таких как кислоты, основания, соли, фактор эквивалентности рассчитывается соответственно:

$$f_{\text{ЭКВ}} = \frac{1}{n_{\text{H}^+}}, \quad (1.10)$$

где n_{H^+} — число ионов водорода, участвующих в реакции. Так, в реакциях:



фактор эквивалентности серной кислоты равен 1 и 1/2 соответственно, поскольку в первой реакции участвует один ион водорода, а во второй — два.

$$f_{\text{ЭКВ}} = \frac{1}{n_{\text{OH}^-}}; \quad (1.11)$$

$$f_{\text{ЭКВ}} = \frac{1}{n_{\text{Me}} \cdot B_{\text{Me}}}, \quad (1.12)$$

где n_{Me} — число атомов металла в химической формуле; B_{Me} — валентность металла.

Например, для соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ суммарная валентность алюминия равна произведению его валентности на количество его атомов: $3 \cdot 2 = 6$. Фактор эквивалентности $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: $f = 1/6$.

Молярная масса эквивалента рассчитывается по формуле:

$$M_{\Theta} = M f_{\text{ЭКВ}}, \quad (1.13)$$

где M_9 — молярная масса эквивалента, г/моль-экв.; M — молярная масса вещества, г/моль; $f_{\text{экв}}$ — фактор эквивалентности.

Например: $M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342$ г/моль, $M_9 = 342 \cdot 1/6 = 57$ г/моль-экв.

Для расчетов по уравнениям реакций между газами удобно использовать молярный объем эквивалента (V_9), который можно рассчитать по уравнению

$$V_9 = V_M f, \quad (1.14)$$

где V_M — молярный объем газа, равный 22,4 л.

Молекула водорода содержит два атома и, следовательно, фактор эквивалентности равен $f = 1/2$. Поэтому $V_9(\text{H}_2) = 11,2$ л.

Валентность кислорода равна 2, для двухатомной молекулы $f_{\text{экв}} = 1/4$, следовательно $V_9(\text{O}_2) = 5,6$ л.

1.10. Газовые законы

Газообразное состояние вещества характеризуется малыми силами межмолекулярного взаимодействия, вследствие чего газ занимает весь предоставленный объем. Объем молекул составляет ничтожную часть занимаемого газом объема. Такое разреженное состояние газа носит название *идеальный газ*. Состояние идеальных газов описывается газовыми законами. Отклонения от газовых законов наблюдаются при высоких давлениях и низких температурах.

Физическое состояние газа определяется тремя параметрами: абсолютной температурой (T), давлением (p) и объемом (V). Зависимости между этими параметрами описаны законами: Бойля — Мариотта, Гей-Люссака, Шарля, Авогадро.

Закон Бойля — Мариотта

При постоянной температуре давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа:

$$T = \text{const} \Rightarrow p \cdot V = \text{const},$$

$$p_1 V_1 = p_2 V_2, \text{ или } \frac{p_2}{p_1} = \frac{V_1}{V_2}. \quad (1.15)$$

Закон Гей-Люссака

При постоянном давлении объем газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре (T):

$$p = \text{const} \Rightarrow \frac{V}{T} = \text{const},$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}. \quad (1.16)$$

Закон Шарля

При постоянном объеме давление газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре:

$$V = \text{const} \Rightarrow \frac{p}{T} = \text{const},$$

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}. \quad (1.17)$$

В результате объединения указанных законов, сделанного французским физиком и инженером Б. П. Э. Клапейроном (1834), было получено **уравнение состояния идеального газа**:

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p_T V_T}{T}, \quad (1.18)$$

где p_T и V_T — давление и объем газа при данной температуре T ; p_0 и V_0 — давление и объем газа при нормальных условиях (н.у.) (0°C ; 101,325 кПа).

Иначе можно записать это соотношение так:

$$\frac{pV}{T} = \text{const}. \quad (1.19)$$

Д. И. Менделеев ввел в уравнение универсальную газовую постоянную R и количество молей (ν):

$$pV = \nu RT. \quad (1.20)$$

Уравнение (1.20) называется **уравнением Клапейрона — Менделеева**.

Универсальная газовая постоянная при н.у. равна $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$. Физический смысл ее — *работа расширения газа против сил внешнего давления при повышении температуры на 1 К*.

Уравнение состояния идеального газа применимо и к смеси газов, при условии, что они не взаимодействуют. В соответствии с законом Дальтона общее давление смеси газов равно сумме парциальных давлений всех входящих в нее газов:

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n, \quad (1.21)$$

где p — общее давление смеси; p_1, p_2, p_3, p_n — парциальные давления компонентов смеси.

Практикум

Контрольные вопросы и задания

1. Дайте определения химическим понятиям: атом, молекула, атомная и молекулярная масса.
2. Сформулируйте правило Дюлонга и Пти.
3. Дайте определения химическим понятиям: элемент, простое и сложное вещество.
4. Приведите формулировки основных стехиометрических законов (постоянства состава, простых объемных отношений, простых кратных отношений, Авогадро, эквивалентов).
5. Приведите определения химическим понятиям: моль, молярная масса, молярный объем, относительная плотность газа.
6. Дайте определения химическим понятиям: эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента.
7. Приведите формулировки основных газовых законов.
8. Приведите уравнение состояния идеального газа и уравнение Клапейрона — Менделеева.

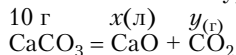
Примеры решения задач

1. Какой объем при н.у. займет углекислый газ, полученный при термическом разложении 10 г карбоната кальция? Какова масса этой порции газа? Сколько молекул она содержит?

Дано:
 $m(\text{CaCO}_3) = 10 \text{ г}$

Найти:
 $V(\text{CO}_2), m(\text{CO}_2), N(\text{CO}_2).$

Решение. Напишем уравнение реакции:



$M = 100 \text{ г/моль}, V_m = 22,4 \text{ л/моль}$
 $M = 44 \text{ г/моль}$

По уравнению реакции из 1 моля карбоната кальция получается 1 моль углекислого газа; определим, сколько молей CaCO_3 взято для реакции:

$$\nu = \frac{m}{M},$$

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \frac{10}{100} = 0,1 \text{ (моль)}.$$

Следовательно, $\nu(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль}$.

Найдем объем этого количества газа: $V = \nu V_m, V = 0,1 \cdot 22,4 = 2,24 \text{ (л)}$.

Найдем массу газа: $m = M\nu, m = 0,1 \cdot 44 = 4,4 \text{ (г)}$.

Найдем число молекул: $N = \nu N_A, N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}, N = 0,1 \cdot 6,02 \times 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ (молекул)}$.

Ответ: $V(\text{CO}_2) = 2,24 \text{ л}, m(\text{CO}_2) = 4,4 \text{ г}, N(\text{CO}_2) = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ молекул}$.