

# ОГЛАВЛЕНИЕ

---

---

Предисловие.....	3
<b>Часть I. Теоретическая химия.....</b>	<b>5</b>
<b>Глава 1. Основные понятия и законы химии.....</b>	<b>7</b>
§ 1.1. Естественные науки. Научный метод познания.....	7
§ 1.2. Предмет химии.....	8
§ 1.3. Атомно-молекулярная теория. Доказательство существования атомов и молекул.....	11
§ 1.4. Закон сохранения массы и энергии.....	16
§ 1.5. Периодический закон. История открытия.....	18
§ 1.6. Основные понятия химии.....	23
§ 1.7. Газовые законы.....	28
Задачи с решениями.....	30
Задачи для самостоятельного решения.....	34
<b>Глава 2. Строение атома и периодический закон.....</b>	<b>38</b>
§ 2.1. Модели строения атома.....	38
§ 2.2. Квантовые числа электронов.....	42
§ 2.3. Электронные конфигурации атомов.....	45
§ 2.4. Атомное ядро. Радиоактивность.....	51
§ 2.5. Периодический закон.....	60
Задачи с решениями.....	64
Задачи для самостоятельного решения.....	66
<b>Глава 3. Химическая связь.....</b>	<b>69</b>
§ 3.1. Образование сложных частиц. Природа химической связи.....	69
§ 3.2. Ковалентная связь.....	72
§ 3.3. Валентность элементов в ковалентных соединениях.....	77
§ 3.4. Пространственное строение молекул.....	80

§ 3.5. Ионная связь . . . . .	86
§ 3.6. Металлическая связь . . . . .	90
§ 3.7. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь . . . . .	90
Задачи с решениями . . . . .	94
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	97
<b>Глава 4. Агрегатные состояния вещества . . . . .</b>	<b>99</b>
§ 4.1. Свойства газов, жидкостей и твердых тел . . . . .	99
§ 4.2. Фазовые диаграммы . . . . .	102
§ 4.3. Газы . . . . .	103
§ 4.4. Жидкости . . . . .	106
§ 4.5. Кристаллические вещества . . . . .	108
§ 4.6. Различные формы существования веществ . . . . .	114
§ 4.7. Жидкие кристаллы . . . . .	115
§ 4.8. Плазма — четвертое агрегатное состояние вещества . . . . .	116
Задачи с решениями . . . . .	117
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	121
<b>Глава 5. Физико-химические закономерности протекания химических реакций . . . . .</b>	<b>126</b>
§ 5.1. Энергетика химических реакций . . . . .	126
§ 5.2. Химическая кинетика и катализ . . . . .	131
§ 5.3. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие . . . . .	138
§ 5.4. Применение закономерностей протекания химических реакций при управлении химико- технологическими процессами на производстве . . . . .	141
Задачи с решениями . . . . .	144
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	148
<b>Глава 6. Физико-химическая теория растворов электролитов. Растворы неэлектролитов . . . . .</b>	<b>152</b>
§ 6.1. Как происходит растворение веществ в различных растворителях? Классификация растворов . . . . .	152
§ 6.2. Идеальные и реальные растворы. Растворение как физико-химический процесс . . . . .	154
§ 6.3. Зависимость растворимости различных веществ от природы растворителя, температуры и давления . . . . .	157
§ 6.4. Способы выражения концентрации растворов . . . . .	163
§ 6.5. Электролиты. Электролитическая диссоциация . . . . .	165
§ 6.6. Ионные уравнения реакций . . . . .	173
§ 6.7. Гидролиз солей . . . . .	179
§ 6.8. Коллоидные растворы . . . . .	180
Задачи с решениями . . . . .	183
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	187

<b>Глава 7. Классификация химических реакций</b> . . . . .	<b>197</b>
§ 7.1. Общие сведения . . . . .	197
§ 7.2. Классификация по числу реагентов и продуктов реакции и их составу . . . . .	199
§ 7.3. Классификация реакций по агрегатным состояниям вещества . . . . .	203
§ 7.4. Классификация реакций по типу переносимых частиц . . . . .	204
§ 7.5. Обратимые и необратимые химические реакции . . . . .	205
Задачи с решениями . . . . .	205
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	206
<b>Глава 8. Окислительно-восстановительные реакции</b> . . . . .	<b>208</b>
§ 8.1. Общие понятия . . . . .	208
§ 8.2. Восстановители и окислители . . . . .	210
§ 8.3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций . . . . .	213
§ 8.4. Количественные характеристики ОВР . . . . .	220
§ 8.5. Электролиз растворов и расплавов электролитов . . . . .	227
Задачи с решениями . . . . .	229
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	236
<b>Часть II. Неорганическая химия</b> . . . . .	<b>245</b>
<b>Глава 9. Классы неорганических соединений</b> . . . . .	<b>247</b>
§ 9.1. Классификация и номенклатура. Простые и сложные вещества . . . . .	247
§ 9.2. Классификация и номенклатура оксидов . . . . .	249
§ 9.3. Получение и свойства солеобразующих оксидов . . . . .	250
§ 9.4. Основания (гидроксиды металлов) . . . . .	253
§ 9.5. Кислоты . . . . .	255
§ 9.6. Соли . . . . .	262
Задачи с решениями . . . . .	264
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	266
<b>Глава 10. Водород — уникальный химический элемент</b> . . . . .	<b>268</b>
§ 10.1. Общая характеристика . . . . .	268
§ 10.2. Химические свойства водорода . . . . .	271
§ 10.3. Получение водорода и его применение . . . . .	273
§ 10.4. Вода и пероксид водорода . . . . .	275
Задачи с решениями . . . . .	278
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	279
<b>Глава 11. Подгруппа галогенов</b> . . . . .	<b>280</b>
§ 11.1. Общая характеристика . . . . .	280
§ 11.2. Химические свойства галогенов . . . . .	284
§ 11.3. Получение галогенов . . . . .	287

§ 11.4. Соединения галогенов . . . . .	289
§ 11.5. Применение галогенов и их соединений . . . . .	293
Задачи с решениями . . . . .	294
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	299
<b>Глава 12. Подгруппа кислорода . . . . .</b>	<b>302</b>
§ 12.1. Общая характеристика . . . . .	302
§ 12.2. Химические свойства кислорода . . . . .	303
§ 12.3. Химические свойства серы . . . . .	305
§ 12.4. Сероводород. Сульфиды и полисульфиды . . . . .	306
§ 12.5. Оксид серы(IV). Сернистая кислота. Тиосульфат . . . . .	309
§ 12.6. Оксид серы(VI). Серная кислота . . . . .	310
Задачи с решениями . . . . .	313
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	316
<b>Глава 13. Подгруппа азота и фосфора . . . . .</b>	<b>321</b>
§ 13.1. Общая характеристика . . . . .	321
§ 13.2. Химические свойства простых веществ . . . . .	323
§ 13.3. Водородные соединения азота и фосфора. Галогениды фосфора . . . . .	325
§ 13.4. Кислородные соединения азота и фосфора . . . . .	327
Задачи с решениями . . . . .	333
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	338
<b>Глава 14. Подгруппа углерода и кремния . . . . .</b>	<b>345</b>
§ 14.1. Общая характеристика . . . . .	345
§ 14.2. Химические свойства углерода и кремния . . . . .	347
§ 14.3. Кислородные соединения углерода и кремния . . . . .	348
§ 14.4. Карбиды и силициды . . . . .	355
§ 14.5. Некоторые замечания о подгруппе германия . . . . .	357
Задачи с решениями . . . . .	357
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	360
<b>Глава 15. Щелочные и щелочноземельные металлы . . . . .</b>	<b>364</b>
§ 15.1. Общая характеристика . . . . .	364
§ 15.2. Химические свойства металлов . . . . .	366
§ 15.3. Соединения s-металлов . . . . .	368
Задачи с решениями . . . . .	370
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	373
<b>Глава 16. Главная подгруппа III группы . . . . .</b>	<b>377</b>
§ 16.1. Общая характеристика . . . . .	377
§ 16.2. Физические и химические свойства алюминия и бора . . . . .	378
§ 16.3. Получение и применение бора и алюминия . . . . .	380
§ 16.4. Соединения бора и алюминия и их свойства . . . . .	384
Задачи с решениями . . . . .	385
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	387

<b>Глава 17. Переходные металлы</b> . . . . .	<b>390</b>
§ 17.1. Общая характеристика . . . . .	390
§ 17.2. Хром и его соединения . . . . .	393
§ 17.3. Марганец и его соединения . . . . .	395
§ 17.4. Железо и его соединения . . . . .	395
§ 17.5. Медь и ее соединения . . . . .	397
§ 17.6. Цинк и его соединения . . . . .	398
§ 17.7. Серебро и его соединения . . . . .	399
Задачи с решениями . . . . .	399
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	404
<b>Глава 18. благородные газы</b> . . . . .	<b>412</b>
§ 18.1. Общая характеристика . . . . .	412
§ 18.2. Химические соединения благородных газов . . . . .	414
§ 18.3. Применение благородных газов . . . . .	417
Задачи с решениями . . . . .	417
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	418
<b>Часть III. Органическая химия</b> . . . . .	<b>419</b>
<b>Глава 19. Общая характеристика органических соединений</b> . . . . .	<b>421</b>
§ 19.1. Предмет органической химии. Теория строения органических соединений . . . . .	421
§ 19.2. Классификация органических соединений . . . . .	423
§ 19.3. Номенклатура органических соединений . . . . .	426
§ 19.4. Изомерия органических соединений . . . . .	430
§ 19.5. Взаимное влияние атомов в молекуле и реакционная способность органических соединений . . . . .	432
§ 19.6. Общая характеристика органических реакций . . . . .	434
§ 19.7. Получение органических соединений в промышленности . . . . .	437
Задачи с решениями . . . . .	444
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	447
<b>Глава 20. Предельные углеводороды</b> . . . . .	<b>452</b>
§ 20.1. Алканы . . . . .	452
§ 20.2. Циклоалканы . . . . .	458
Задачи с решениями . . . . .	462
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	465
<b>Глава 21. Углеводороды с двойной связью</b> . . . . .	<b>470</b>
§ 21.1. Алкены . . . . .	470
§ 21.2. Алкадиены (диеновые углеводороды) . . . . .	475
Задачи с решениями . . . . .	478
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	481

<b>Глава 22. Углеводороды с тройной связью (алкины)</b> . . . . .	<b>487</b>
§ 22.1. Общая характеристика . . . . .	487
§ 22.2. Получение алкинов . . . . .	488
§ 22.3. Химические свойства алкинов . . . . .	489
Задачи с решениями . . . . .	492
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	494
<b>Глава 23. Ароматические углеводороды (арены)</b> . . . . .	<b>499</b>
§ 23.1. Общая характеристика . . . . .	499
§ 23.2. Получение и химические свойства аренов . . . . .	502
§ 23.3. Правила ориентации (замещения) в бензольном кольце . . . . .	506
Задачи с решениями . . . . .	509
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	513
<b>Глава 24. Спирты и фенолы</b> . . . . .	<b>518</b>
§ 24.1. Одноатомные спирты . . . . .	518
§ 24.2. Многоатомные спирты . . . . .	522
§ 24.3. Фенолы . . . . .	523
Задачи с решениями . . . . .	527
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	530
<b>Глава 25. Альдегиды и кетоны</b> . . . . .	<b>538</b>
§ 25.1. Общая характеристика . . . . .	538
§ 25.2. Получение и химические свойства . . . . .	540
Задачи с решениями . . . . .	543
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	546
<b>Глава 26. Карбоновые кислоты</b> . . . . .	<b>550</b>
§ 26.1. Общая характеристика . . . . .	550
§ 26.2. Получение и химические свойства карбоновых кислот . . . . .	554
§ 26.3. Некоторые представители карбоновых кислот . . . . .	561
Задачи с решениями . . . . .	563
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	567
<b>Глава 27. Сложные эфиры. Жиры. Моющие средства</b> . . . . .	<b>574</b>
§ 27.1. Сложные эфиры . . . . .	574
§ 27.2. Жиры и масла . . . . .	577
§ 27.3. Мыла и моющие средства . . . . .	579
Задачи с решениями . . . . .	581
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	585
<b>Глава 28. Углеводы</b> . . . . .	<b>590</b>
§ 28.1. Моносахариды . . . . .	590
§ 28.2. Дисахариды . . . . .	594
§ 28.3. Полисахариды . . . . .	596
Задачи с решениями . . . . .	598
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	600

<b>Глава 29. Амины</b> . . . . .	<b>603</b>
§ 29.1. Предельные алифатические амины . . . . .	603
§ 29.2. Анилин — простейший ароматический амин . . . . .	606
Задачи с решениями . . . . .	609
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	611
<b>Глава 30. Аминокислоты, пептиды и белки</b> . . . . .	<b>616</b>
§ 30.1. Аминокислоты . . . . .	616
§ 30.2. Пептиды . . . . .	620
§ 30.3. Белки . . . . .	622
Задачи с решениями . . . . .	627
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	629
<b>Глава 31. Азотсодержащие гетероциклические соединения</b> . . . . .	<b>633</b>
§ 31.1. Шестичленные гетероциклы . . . . .	633
§ 31.2. Соединения с пятичленным циклом . . . . .	636
§ 31.3. Строение нуклеиновых кислот . . . . .	639
§ 31.4. Биологическая роль нуклеиновых кислот . . . . .	646
Задачи с решениями . . . . .	648
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	651
<b>Глава 32. Синтетические высокомолекулярные соединения   (полимеры)</b> . . . . .	<b>653</b>
§ 32.1. Общая характеристика полимеров . . . . .	653
§ 32.2. Пластмассы . . . . .	655
§ 32.3. Волокна . . . . .	658
§ 32.4. Каучуки . . . . .	659
Задачи с решениями . . . . .	661
Задачи для самостоятельного решения . . . . .	662
<b>Ответы на задачи</b> . . . . .	<b>663</b>
<b>Предметный указатель</b> . . . . .	<b>683</b>

*Нашим родителям  
мы посвящаем эту книгу*

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Перед вами новое, переработанное и дополненное, издание. Книга «Начала химии» задумывалась как пособие по химии для поступающих в университеты и медицинские вузы, но за 15 лет своего существования переросла эти рамки и действительно стала углубленным пособием для всех, кто любит химию. Эту книгу используют в качестве полноценного учебника химии в учебных заведениях разного уровня, а также при подготовке к олимпиадам и для дополнительных занятий по химии.

Такой популярностью это учебное пособие обязано не только высокому уровню теоретического материала и удачному подбору задач. Авторы вложили в книгу всю свою любовь к химии, что нашло отражение прежде всего в стиле изложения, а также в простых и дружелюбных подходах, предложенных при решении задач, и отборе интересных задач для самостоятельного решения.

Мы старались подчеркнуть везде две очень важные идеи, которыми должны проникнуться будущие химики: 1) *в науке нет незыблемых истин*; 2) *в химии возможно «абсолютно все» (!), даже то, что раньше казалось невозможным (или даже нелепым)*. Для иллюстрации бурного развития химических идей нами написано несколько не совсем обычных для школьной литературы разделов, таких как «Жидкие кристаллы» и «Благородные газы».

Курс химии изложен здесь в традиционной последовательности. В первой главе вводятся основные понятия и законы химии, которые рассматриваются в историческом аспекте. Последующие главы 2–8 посвящены теоретической химии (в основном физической химии). Главы 9–18, в которых представлена неорганическая химия, охватывают все группы Периодической системы элементов. Последние главы 19–32 посвящены органической химии.

Каждая глава заканчивается двумя разделами с задачами. В первом из них даются развернутые решения типовых задач, в которых наглядно демонстрируются общие приемы и подходы (всего таких решенных задач более 180). Во втором разделе — задания разного уровня сложности (от простых теоретических вопросов до сложных



многоступенчатых расчетных задач) для самостоятельной работы. Эти задачи были использованы ранее на вступительных экзаменах и на олимпиадах. Обращаем внимание, что для решения любой задачи требуется не только прочное усвоение теории, но и творческое применение приобретенных знаний.

Книга давно живет собственной жизнью, поэтому при подготовке очередного издания мы не стали подвергать ее коренной переработке, а ограничились исправлением неточностей, корректировкой стиля и добавлением нового материала (глава 5), отражающего последние достижения химии.

За много лет авторы так часто совместно обсуждали различные разделы книги, что каждый из нас отвечает за весь материал (мы решили не указывать конкретные сферы ответственности, об этом можно получить информацию из предыдущих изданий). Здесь же мы считаем своим долгом подчеркнуть, что в работе над книгой нам помогали очень многие наши коллеги — сотрудники Московского университета и Первого Московского медицинского университета имени И. М. Сеченова. Поэтому перед вами — результат совместного творчества коллективов этих двух вузов.

Мы надеемся, что новое издание по-прежнему вызовет живой интерес читателей.

Желаем увлекательного и полезного чтения!

Декабрь 2015 г.

*Н. Е. Кузьменко  
В. В. Еремин  
В. А. Попков*

Часть I

# ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

---

---

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

---

## § 1.1. Естественные науки. Научный метод познания

С древности человек старался познать Природу (или, что то же, Вселенную, окружающий мир и т. д.) и понять свое место в ней. Важная роль в познании мира всегда принадлежала науке. Со Средних веков прослеживались намеки на деление наук на точные (естественные) и изящные (гуманитарные или, как шутят физики, противоестественные), что и было более или менее оформлено в XVIII–XIX вв. Точные науки изучают законы развития материального мира, гуманитарные науки — законы развития общества.

К естественным (точным) наукам относятся математика, физика, химия и биология. Математика занимает особое место. Дело в том, что научный способ получения информации об окружающем мире основан на наблюдении и измерении. Так было всегда — и тогда, когда люди считали только на пальцах, и сейчас, когда существуют фантастически сложные приборы для уникальных по точности экспериментов. Чтобы выразить результаты измерений, люди уже давно придумали числа. Математика — наука о числах и их отношениях. Таким образом, математика — это творение чистого Разума, она имеет дело с объектами, созданными человеком, тогда как остальные естественные науки изучают Природу, которая появилась независимо от человека.

Развитие науки проходит через рождение научных теорий (идей), их становление, расцвет и старение. В примитивном изложении это выглядит следующим образом. Допустим, теория правильно описывает некоторый круг явлений. По мере развития данной области знания выполняются эксперименты (измерения), которые дают новую информацию. И наконец, рано или поздно появляются данные, которые противоречат этой теории. Тогда ученые создают новую модель на новых принципах и понятиях, согласующуюся с экспериментом. Новая модель может быть развитием и модификацией старой модели (так чаще всего и происходит) или она может в корне изменить наши прежние представления. Перевороты в науке совершаются очень редко. Последний «переворот» в химии был обязан квантовой механике.

Далее теперь уже в рамках новой модели ученые формулируют гипотезы, которые могут подсказать, какие провести эксперименты (что нужно измерить), чтобы убедиться в правильности модели. И если такие эксперименты подтверждают наши предсказания, модель становится признанной теорией, и эта теория описывает уже более широкий круг явлений, чем более ранняя теория.

Таким образом, упрощенно механизм появления новых теорий выглядит так:

**ЭКСПЕРИМЕНТ — МОДЕЛЬ —  
— ПРЕДСКАЗАНИЕ (гипотеза) — ТЕОРИЯ.**

Процесс создания теории может занимать всего несколько лет, как это было с предложенной Нильсом Бором теорией строения (моделью) атома водорода, или несколько столетий, как это было с пониманием природы света (объяснение дуализма волна–частица). Важно то, что развитие науки — необратимый процесс. Не существует вечных теорий, не бывает моделей, даже самых подробных, которые могут описать любое природное явление. В Природе нарушаются любые законы, даже самые общие. Например, закон сохранения энергии нарушается при флуктуациях вакуума, хотя и на очень короткое время. Процесс познания приводит к тому, что для любой, даже самой фундаментальной теории находятся объекты, которые не вписываются в эту теорию и для описания которых приходится изобретать новую теорию. Бывает и так, что идея, ошибочная на данном уровне развития науки, может заложить основы целого научного направления благодаря исследованиям на более высоком уровне, как это случилось с идеей Бертолле о существовании соединений переменного состава (см. § 1.3). Процесс познания Природы продолжится до тех пор, пока существует человек.

## **§ 1.2. Предмет химии**

Естественные науки изучают явления, в которых участвуют материальные объекты разного масштаба, и в окружающем нас мире довольно условно можно выделить четыре уровня организации Природы.

1. Вселенная — это *астрономический уровень*, расстояния от миллионов километров до миллионов световых лет. Взаимодействие галактик, звездных скоплений, звезд и планет вызвано в первую очередь гравитационным притяжением сверхмассивных тел. Строение и свойства небесных тел не играют, как правило, никакой роли — все определяется только массами тел и расстояниями между ними.

2. Процессы, происходящие на небесном теле, — *макроуровень*. Масштаб макроскопических явлений соизмерим с масштабом деятельности человека, расстояния составляют от миллиметров до

сотен тысяч километров. Вихри в атмосфере, волны в океане, разрушение горных пород, полет птиц — вот примеры макроскопических явлений. Можно сказать, что макроуровень включает мир человека и окружающих его тел.

3. Внутренняя структура всех тел и атомно-молекулярные процессы составляют *микроуровень*. Взаимодействия и превращения атомов и молекул, движения атомных ядер и электронов происходят под действием электрических сил на расстояниях от сотых долей до нескольких сотен нанометров ( $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$ ). Законы движения частиц на этом уровне определяются только электромагнитными взаимодействиями.

4. Атомные ядра состоят из элементарных частиц — протонов и нейтронов. Строение протонов и нейтронов, их взаимодействие, а также взаимодействие других элементарных частиц определяются процессами, которые происходят на расстояниях менее  $10^{-15} \text{ м}$  и включают сильные и слабые электромагнитные взаимодействия на *фундаментальном уровне* организации Природы. Современное состояние Вселенной и ее будущее зависят от взаимодействий на этом уровне в первые мгновения после Большого взрыва, в результате которого образовалась наша Вселенная.

Процессы на сверхбольших и сверхмалых расстояниях изучают астрофизика и физика элементарных частиц. Макроскопическими процессами в живой природе занимается биология, в неживой — классическая физика. Явления, происходящие на микроуровне (т. е. на атомно-молекулярном уровне), — предмет изучения современной химии.

**! Химия — наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях.**

В широком понимании любой вид материи, обладающий собственной массой, например элементарные частицы, — это **вещество**. В химии понятие вещества более узкое.

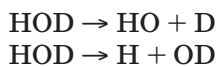
*Вещество может быть представлено любой совокупностью атомов и молекул.*

Уровень современной техники эксперимента таков, что позволяет изучать превращения отдельных молекул. Поэтому можно считать, что даже одна-единственная молекула образует вещество, которое обладает химическими свойствами и способно превращаться в другие вещества.

Превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава молекул, называют **химическими реакциями**. Традиционная химия изучает реакции, которые происходят на макроуровне (в лаборатории или в окружающем мире), и интерпретирует их на атомно-молекулярном уровне. Известно, например, что сера горит на воздухе голубым пламенем, выделяя вещество с резким запахом, —

это макроявление. На молекулярном уровне происходит взаимодействие молекул  $O_2$  с молекулами серы на поверхности расплава серы и образование молекул  $SO_2$ , при этом в молекулах перераспределяется электронная плотность — разрываются связи  $O-O$  и  $S-S$  и образуются новые связи  $S-O$ . Часть химической энергии выделяется в виде электромагнитного излучения, изменяя цвет пламени. Наши же ощущения резкого запаха появляются при взаимодействии молекул  $SO_2$  с определенными рецепторами нашего организма.

Современная химия способна изучать химические реакции с участием отдельных молекул, обладающих строго определенной энергией. Например, химические свойства невозбужденной молекулы воды и колебательно-возбужденной молекулы воды разные. На основе этого можно управлять химической реакцией, подавая энергию на определенные связи в молекуле. Так, «полутяжелая» вода, в которой один атом водорода замещен на атом дейтерия (чтобы отличить от  $H$ , дейтерий обозначают  $D$ ), способна распадаться под действием света по двум направлениям:



Оказывается, изменяя энергию облучения молекулы, можно со 100% -м выходом осуществить как первую, так и вторую реакции. Управление химическими реакциями на молекулярном уровне — одна из основных задач современной химии.

На сегодняшний день известно более 90 млн органических соединений и более 1 млн неорганических, причем каждое из них может вступать в десятки реакций и характеризуется определенным строением. Эти два аспекта взаимосвязаны. Строение вещества (химического соединения) определяет его химические свойства; в свою очередь по химическим свойствам мы часто можем судить о строении вещества.

Наука о строении вещества сложная и требует глубоких специальных знаний. Даже простые молекулы, например молекула воды  $H_2O$ , имеют весьма сложное строение, поскольку состоят из большого числа частиц. Так, в  $H_2O$  три атома, которые в совокупности состоят из трех ядер и 10 электронов. Из физики известно, что взаимодействие всего трех частиц может привести к интересным и неожиданным эффектам. Поэтому изучение строения любой молекулы приносит в науку неисчерпаемый запас знаний и открытий.

*Современная химия настолько разнообразна как по объектам, так и по методам их исследования, что многие ее разделы представляют собой самостоятельные науки.* Сложившееся в прошлом веке деление химии на органическую и неорганическую обусловлено существованием двух «миров» — органических и неорганических веществ. Вместе с тем на границах химии и других наук возникли новые очень важные научные направления. Так, взаимодействие

химии и физики дало сразу две науки: *физическую химию* и *химическую физику*, которые, несмотря на сходство названий, изучают совершенно разные объекты. Физическая химия исследует вещества, состоящие из большого числа атомов и молекул, с помощью физических методов и на основе законов физики. В химической физике главное — физическое исследование элементарных химических процессов и строения молекул, т. е. здесь изучают отдельные частицы вещества.

Одним из передовых направлений химии является **биохимия** — наука, изучающая химические основы жизни.

Очень интересные результаты получены в области **космической химии**, которая занимается химическими процессами, протекающими на планетах и звездах, а также в межзвездном пространстве.

Важной областью химии является возникшая в последние десятилетия **математическая химия**. Ее задача — применение математических методов для обработки результатов химических экспериментов, поиска связей между строением и свойствами вещества, кодирование веществ по их молекулярной структуре, прогнозирование возможного числа изомеров органических веществ.

Таким образом, мы видим, что современная химия самым тесным образом взаимодействует со всеми другими областями естествознания. «Чистой» химии, изолированной от других наук, сегодня уже нет. Ни одно серьезное химическое исследование не обходится без использования физических методов для установления структуры веществ и математических методов для анализа результатов. В нашей книге мы будем постоянно выявлять и подчеркивать физические и математические аспекты химии.

Основу химии составляют атомно-молекулярная теория, теория строения атомов и молекул, закон сохранения массы и энергии и периодический закон.

### § 1.3. Атомно-молекулярная теория.

#### **Доказательство существования атомов и молекул**

Процесс познания складывается таким образом, что блестящие догадки и великие теории, появлению которых мы обязаны творческим гениям, через некоторое время становятся едва ли не тривиальными фактами, которые большинством людей принимается на веру. Многие ли из нас могли бы самостоятельно, на основе наблюдений и размышлений, догадаться, что Земля круглая или что Земля вращается вокруг Солнца, а не наоборот, и наконец, что существуют атомы и молекулы? С высоты современной науки основные положения атомно-молекулярной теории выглядят прописными истинами. Давайте, однако, отвлечемся от давно известных научных резуль-

татов, поставим себя на место ученых прошлого и попытаемся дать ответ на два главных вопроса. Во-первых, из чего состоят вещества? Во-вторых, почему вещества бывают разными и почему одни вещества могут превращаться в другие? На решение этих сложных вопросов наука уже потратила более 2 000 лет. В результате появилась атомно-молекулярная теория, основные положения которой можно сформулировать следующим образом.

1. Все вещества состоят из молекул. **Молекула** — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

2. Молекулы состоят из атомов. **Атом** — наименьшая частица элемента в химических соединениях. Разным элементам соответствуют разные атомы.

3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.

4. При химических реакциях молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ. Атомы при химических реакциях не изменяются.

Как же ученые догадались о существовании атомов?

Атомы были придуманы в Греции в V в. до н. э. Философ Левкипп (500–440 до н. э.) задался вопросом, можно ли каждую частичку материи, какая бы малая она ни была, разделить на еще более мелкие частицы. Левкипп считал, что в результате такого деления можно получить настолько малую частицу, что дальнейшее деление станет невозможным.

Ученик Левкиппа философ Демокрит (460–370 до н. э.) назвал эти крошечные частицы «атомами» (атомос — неделимый). Он считал, что атомы каждого элемента имеют особые размеры и форму и что именно этим объясняются различия в свойствах веществ. Вещества, которые мы видим и ощущаем, образуются при соединении между собой атомов различных элементов, и, изменив природу этого соединения, можно одно вещество превратить в другое.

Демокрит создал атомную теорию почти в современном виде. Однако эта теория была лишь плодом философских размышлений, не связанных с природными явлениями и процессами. Она не была подтверждена экспериментально, поскольку древние греки вообще не проводили экспериментов, они ставили размышления выше наблюдений.

Первый эксперимент, подтверждающий атомную природу вещества, был проведен лишь спустя 2000 лет. В 1662 г. ирландский химик Роберт Бойль (1627–1691) при сжатии воздуха в U-образной трубке под давлением столбика ртути обнаружил, что объем воздуха в трубке обратно пропорционален давлению:

$$pV = \text{const}$$

Французский физик Эдм Мариотт (1620–1684) подтвердил это соотношение через 14 лет после Бойля и заметил, что оно выполняется только при постоянной температуре.



Результаты, полученные Бойлем и Мариоттом, можно объяснить, только если признать, что воздух состоит из атомов, между которыми имеется пустое пространство. Сжатие воздуха обусловлено сближением атомов и уменьшением объема пустого пространства.

Если газы состоят из атомов, можно допустить, что твердые вещества и жидкости тоже состоят из атомов. Например, вода при нагревании кипит и превращается в пар, который, подобно воздуху, можно сжать. Значит, водяной пар состоит из атомов. Но если водяной пар состоит из атомов, почему жидкая вода и лёд не могут состоять из атомов? А если это справедливо для воды, это может быть справедливо и для других веществ.

Таким образом, эксперименты Бойля и Мариотта подтвердили существование мельчайших частиц вещества. Оставалось выяснить, что из себя представляют эти частицы.

В течение последующих 150 лет усилия химиков были направлены в основном на установление состава различных веществ. Вещества, которые разлагались на менее сложные вещества, были названы соединениями (сложными веществами), например вода, углекислый газ, железная окалина. Вещества, которые нельзя разложить, назвали элементами (простыми веществами), например водород, кислород, медь, золото.

В 1789 г. великий французский химик Антуан Лоран Лавуазье (1743–1794) опубликовал знаменитую книгу «Элементарный курс химии» (*Traité élémentaire de chimie*), в которой систематизировал накопленные к тому времени знания по химии. В частности, он привел список всех известных элементов, который содержал 33 вещества. Два названия в этом списке были принципиально ошибочными (свет и теплород), а восемь оказались впоследствии сложными веществами (известь, кремнезём и другие).

Развитие техники количественных измерений и методов химического анализа позволило определять соотношение элементов в химических соединениях. Французский химик Жозеф Луи Пруст (1754–1826) после тщательных экспериментов с рядом веществ установил *закон постоянства состава*.

**! Все соединения, независимо от способа получения, содержат элементы в строго определенных весовых пропорциях.**

Так, например, сернистый газ, получаемый сжиганием серы, действием кислот на сульфиты или любым другим способом, всегда содержит 1 весовую часть (массовую долю) серы и 1 весовую часть кислорода.

Оппонент Пруста, французский химик Клод Луи Бертолле (1748–1822), напротив, утверждал, что состав соединений зависит от способа их получения. Он считал, что, если в реакции двух элементов один из них взят в избытке, то и в образующемся соединении

весовая доля данного элемента будет также больше. Пруст, однако, доказал, что Бертолле получил ошибочные результаты из-за неточного анализа и использования недостаточно чистых веществ.

Удивительно, но ошибочная для своего времени идея Бертолле в настоящее время положена в основу большого научного направления в химии — *химического материаловедения*. Главная задача материаловедов — получение материалов с заданными свойствами, а основной метод — использование зависимости состава, структуры и свойств материала от способа получения.

Закон постоянства состава, открытый Прустом, имел фундаментальное значение. Он привел к мысли о существовании молекул и подтвердил неделимость атомов. В самом деле, почему в сернистом газе  $\text{SO}_2$  весовое (массовое) соотношение серы и кислорода всегда 1 : 1, а не 1,1 : 0,9 или 0,95 : 1,05? Можно предположить, что при образовании частицы сернистого газа (впоследствии эта частица была названа молекулой) атом серы соединяется с определенным числом атомов кислорода, причем масса атомов серы равна массе атомов кислорода.

А что происходит, если два элемента могут образовывать между собой несколько химических соединений? На этот вопрос дал ответ великий английский химик Джон Дальтон (1766–1844), который из эксперимента сформулировал *закон кратных отношений (закон Дальтона)*.

**!** Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то в этих соединениях массы одного элемента, приходящиеся на единицу массы другого элемента, относятся как небольшие целые числа.

Так, в трех оксидах железа на единицу веса (массы) кислорода приходится 3,5, 2,625 и 2,333 весовых частей (массовых долей) железа соответственно. Отношения этих чисел таковы:  $3,5 : 2,625 = 4 : 3$ ;  $3,5 : 2,333 = 3 : 2$ .

Из закона кратных отношений следует, что атомы элементов соединяются в молекулы, причем молекулы содержат небольшое число атомов. Измерение массового содержания элементов позволяет, с одной стороны, определять молекулярные формулы соединений, а с другой — находить относительные массы атомов.

Например, при образовании воды одна весовая часть водорода соединяется с 8 весовыми частями кислорода. Если предположить, что молекула воды состоит из одного атома водорода и одного атома кислорода, окажется, что атом кислорода в 8 раз тяжелее атома водорода.

Рассмотрим обратную задачу. Мы знаем, что атом железа в 3,5 раза тяжелее атома кислорода. Из соотношения

$$m(\text{Fe}) : m(\text{O}) = 2,333$$

следует, что в данном соединении на два атома железа приходится три атома кислорода, т. е. формула соединения —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Рассуждая таким образом, Дальтон составил первую в истории таблицу атомных весов элементов. К сожалению, она оказалась во многих отношениях неверной, поскольку при определении атомных весов Дальтон часто исходил из неправильных молекулярных формул. Он считал, что атомы элементов почти всегда (за редким исключением) соединяются попарно. Формула воды по Дальтону —  $\text{HO}$ . Кроме того, он был уверен, что молекулы всех простых веществ содержат по одному атому.

Правильные формулы воды и многих других веществ были определены при исследовании химических реакций в газовой фазе. Французский химик Жозеф Луи Гей-Люссак (1778–1850) обнаружил, что один объем водорода реагирует с одним объемом хлора и получаются два объема хлороводорода; при электролитическом разложении воды образуются один объем кислорода и два объема водорода и т. д. Это эмпирическое правило было опубликовано в 1808 г. и получило название *закона объемных отношений*.

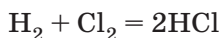
**! Объемы реагирующих газов относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.**

Смысл закона объемных отношений выяснился после великого открытия итальянского химика Амедео Авогадро (1776–1856), сформулировавшего гипотезу (предположение), которая позднее была названа *законом Авогадро*.

**! В равных объемах любых газов при постоянных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.**

Это означает, что все газы ведут себя в некотором смысле одинаково и что объем газа при заданных условиях не зависит от природы (состава) газа, а определяется только числом частиц в данном объеме. Измеряя объем, мы можем определить число частиц (атомов и молекул) в газовой фазе. Великая заслуга Авогадро состоит в том, что он смог установить простую связь между наблюдаемой макроскопической величиной (объемом) и микроскопическими свойствами газообразных веществ (числом частиц).

Анализируя объемные соотношения, найденные Гей-Люссаком, и используя свою гипотезу (которую впоследствии назвали *законом Авогадро*), ученый установил, что молекулы газообразных простых веществ (кислорода, азота, водорода, хлора) двухатомные. Действительно, при реакции водорода с хлором объем не изменяется, следовательно число частиц также не изменяется. Если предположить, что водород и хлор одноатомны, в результате реакции присоединения исходный объем должен уменьшиться в два раза. Но после реакции объем не изменяется, значит, молекулы водорода и хлора содержат по два атома и реакция идет по уравнению



Аналогично можно установить молекулярные формулы сложных веществ — воды, аммиака, углекислого газа и других веществ.

Как это ни странно, но современники не оценили и не признали выводы, сделанные Авогадро. Ведущие химики того времени Дж. Дальтон и Йенс Якоб Берцелиус (1779–1848) возражали против предположения, что молекулы простых веществ могут быть двухатомные, поскольку полагали, что молекулы образуются только из разных атомов (положительно и отрицательно заряженных). Под давлением таких авторитетов гипотеза Авогадро была отвергнута и постепенно забыта.

Лишь почти через 50 лет, в 1858 г. итальянский химик Станислао Канниццаро (1826–1910) случайно обнаружил работу Авогадро и понял, что она позволяет четко разграничить понятия «атом» и «молекула» для газообразных веществ. Именно Канниццаро предложил определения атома и молекулы, которые приведены в начале данного параграфа, и внес полную ясность в понятия «атомный вес» и «молекулярный вес». В 1860 г. в г. Карлсруэ (Германия) состоялся Первый международный химический конгресс, на котором после долгих дискуссий основные положения атомно-молекулярной теории получили всеобщее признание.

Подведем итоги. В развитии атомно-молекулярного учения можно выделить три фундаментальных этапа.

1. Рождение атомного учения, появление идеи (гипотезы) о существовании атомов (Левкипп и Демокрит).
2. Первое экспериментальное подтверждение атомной теории в опытах со сжатым воздухом (закон Бойля–Мариотта).
3. Открытие важной закономерности о том, что в молекуле атомы разных элементов присутствуют в определенных весовых соотношениях (закон кратных отношений Дальтона), и установление формул газообразных простых веществ (гипотеза Авогадро).

Интересно, что, когда было высказано предположение о существовании атомов, теория была впереди эксперимента (сначала атомы были придуманы, а через 2000 лет это было доказано). В случае молекул эксперимент опередил теорию: идея существования молекул была выдвинута для объяснения экспериментального закона кратных отношений. В этом смысле история атомно-молекулярной теории — характерный пример, который отражает разные пути научных открытий.

## § 1.4. Закон сохранения массы и энергии

После доказательства существования атомов и молекул самым важным открытием стал закон сохранения массы, который был сформулирован в виде философской концепции великим русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым (1711–1765) в 1748 г. и подтвержден экс-