

ОГЛАВЛЕНИЕ

| | |
|---|-----------|
| Предисловие..... | 3 |
| Часть I. Теоретическая химия..... | 5 |
| Глава 1. Основные понятия и законы химии..... | 7 |
| § 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 |
| Глава 2. Строение атома и периодический закон..... | 38 |
| § 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 |
| Глава 3. Химическая связь..... | 69 |
| § 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 |
| Глава 4. Агрегатные состояния вещества | 99 |
| § 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 |
| Глава 5. Физико-химические закономерности протекания химических реакций | 126 |
| § 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 |
| Глава 6. Физико-химическая теория растворов электролитов. Растворы неэлектролитов | 152 |
| § 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 |

| | |
|---|------------|
| Глава 7. Классификация химических реакций | 197 |
| § 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 |
| Глава 8. Окислительно-восстановительные реакции | 208 |
| § 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 |
| Часть II. Неорганическая химия | 245 |
| Глава 9. Классы неорганических соединений | 247 |
| § 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 |
| Глава 10. Водород — уникальный химический элемент | 268 |
| § 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 |
| Глава 11. Подгруппа галогенов | 280 |
| § 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 |
| Глава 12. Подгруппа кислорода | 302 |
| § 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 |
| Глава 13. Подгруппа азота и фосфора | 321 |
| § 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 |
| Глава 14. Подгруппа углерода и кремния | 345 |
| § 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 |
| Глава 15. Щелочные и щелочноземельные металлы | 364 |
| § 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 |
| Глава 16. Главная подгруппа III группы | 377 |
| § 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 |

| | |
|--|------------|
| Глава 17. Переходные металлы | 390 |
| § 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 |
| Глава 18. благородные газы | 412 |
| § 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 |
| Часть III. Органическая химия | 419 |
| Глава 19. Общая характеристика органических соединений | 421 |
| § 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 |
| Глава 20. Предельные углеводороды | 452 |
| § 20.1. Алканы | 452 |
| § 20.2. Циклоалканы | 458 |
| Задачи с решениями | 462 |
| Задачи для самостоятельного решения | 465 |
| Глава 21. Углеводороды с двойной связью | 470 |
| § 21.1. Алкены | 470 |
| § 21.2. Алкадиены (диеновые углеводороды) | 475 |
| Задачи с решениями | 478 |
| Задачи для самостоятельного решения | 481 |

| | |
|---|------------|
| Глава 22. Углеводороды с тройной связью (алкины) | 487 |
| § 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 |
| Глава 23. Ароматические углеводороды (арены) | 499 |
| § 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 |
| Глава 24. Спирты и фенолы | 518 |
| § 24.1. Одноатомные спирты..... | 518 |
| § 24.2. Многоатомные спирты..... | 522 |
| § 24.3. Фенолы..... | 523 |
| Задачи с решениями..... | 527 |
| Задачи для самостоятельного решения..... | 530 |
| Глава 25. Альдегиды и кетоны | 538 |
| § 25.1. Общая характеристика..... | 538 |
| § 25.2. Получение и химические свойства..... | 540 |
| Задачи с решениями..... | 543 |
| Задачи для самостоятельного решения..... | 546 |
| Глава 26. Карбоновые кислоты | 550 |
| § 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 |
| Глава 27. Сложные эфиры. Жиры. Моющие средства | 574 |
| § 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 |
| Глава 28. Углеводы | 590 |
| § 28.1. Моносахариды..... | 590 |
| § 28.2. Дисахариды..... | 594 |
| § 28.3. Полисахариды..... | 596 |
| Задачи с решениями..... | 598 |
| Задачи для самостоятельного решения..... | 600 |

| | |
|---|------------|
| Глава 29. Амины | 603 |
| § 29.1. Предельные алифатические амины | 603 |
| § 29.2. Анилин — простейший ароматический амин | 606 |
| Задачи с решениями | 609 |
| Задачи для самостоятельного решения | 611 |
| Глава 30. Аминокислоты, пептиды и белки | 616 |
| § 30.1. Аминокислоты | 616 |
| § 30.2. Пептиды | 620 |
| § 30.3. Белки | 622 |
| Задачи с решениями | 627 |
| Задачи для самостоятельного решения | 629 |
| Глава 31. Азотсодержащие гетероциклические соединения | 633 |
| § 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 |
| Глава 32. Синтетические высокомолекулярные соединения (полимеры) | 653 |
| § 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 |
| Ответы на задачи | 663 |
| Предметный указатель | 683 |

*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} 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.

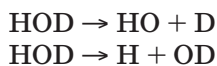
Вещество может быть представлено любой совокупностью атомов и молекул.

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 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 — Fe_2O_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 — 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*.

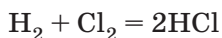
! Объемы реагирующих газов относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.

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-

периментально им самим в 1756 г. и независимо от него французским химиком А.Л. Лавуазье в 1789 г.

! Масса всех веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

Опыты по сжиганию веществ, которые проводились до Ломоносова, наводили на мысль о том, что в процессе реакции изменяется (не сохраняется) масса вещества (материи). Вот как проводились опыты до Ломоносова. При нагревании на воздухе ртуть превращалась в красную окалину (оксид ртути, как мы знаем), масса продукта была больше исходной массы ртути. Масса золы при сгорании дерева, напротив, всегда меньше массы исходного вещества. Немецкий врач и химик Георг Эрнст Шталь (1659–1734) пытался объяснить изменения тем, что горючие вещества содержат некую субстанцию — флогистон (от греческого флогистос — горючий), которая в процессе горения улетучивается или передается от одного вещества другому. Это означало, что горение вещества есть реакция разложения на флогистон и негорючий остаток. Но тогда получалось, что есть положительный флогистон (содержится в дереве), который приводит к уменьшению массы при горении, и отрицательный (в металлах), который дает увеличение массы после реакции.

Ломоносов провел простой опыт, который показал, что горение металла есть реакция присоединения, а увеличение массы металла происходит в результате присоединения части воздуха. При прокаливании металлов в запаянном стеклянном сосуде он обнаружил, что по окончании реакции масса сосуда не изменилась. Более того, после вскрытия сосуда туда устремлялся воздух — и масса сосуда увеличивалась. Таким образом, *закон сохранения массы* был сформулирован благодаря аккуратному измерению массы ВСЕХ участников реакции.

! Масса веществ при химической реакции сохраняется.

К сожалению, как это не раз случалось за последние 250 лет, открытие русского ученого не было замечено зарубежными учеными. Закон сохранения массы утвердился в химии только после аккуратных и тщательно обоснованных опытов Лавуазье, который проводил реакции сжигания металлов и восстановления оксидов металлов углем и ни в одном случае не обнаружил уменьшения или увеличения массы продуктов реакции по сравнению с исходными веществами.

Закон сохранения массы имел огромное значение для атомно-молекулярной теории. Он подтвердил, что атомы неделимы и при химических реакциях не изменяются. Молекулы при реакции обмениваются атомами, но общее число атомов каждого вида не изменяется, и поэтому общая масса веществ в процессе реакции сохраняется.

Закон сохранения массы — частный случай общего закона природы — *закона сохранения энергии*.

Энергия изолированной системы постоянна.

Движение и взаимодействия различных видов материи сопровождаются изменением энергии, но при любых процессах в изолированной системе *энергия не производится и не уничтожается, а только переходит из одной формы в другую*. Например, энергия электромагнитного излучения, действующего на молекулу, может переходить в энергию вращательного движения атомов или поступательного движения молекулы; напротив, энергия, освобождаемая или потребляемая при химической реакции, может переходить в энергию излучения.

Одной из форм энергии является так называемая *энергия покоя*, которая связана с массой соотношением Эйнштейна

$$E_0 = m_0 \cdot c^2,$$

где c — скорость света в вакууме ($c = 3 \cdot 10^8$ м/с). Это соотношение показывает, что масса может переходить в энергию и наоборот. Именно это и происходит при ядерных реакциях, и поэтому закон сохранения массы в ядерных процессах нарушается. Однако закон сохранения энергии остается справедливым и в этом случае, если учитывать энергию покоя.

При химических реакциях изменение массы, вызванное выделением или поглощением энергии, очень мало. Тепловой эффект любой химической реакции составляет по порядку величины ~ 100 кДж/моль. Посчитаем, как при этом изменяется масса:

$$\begin{aligned} \Delta m = \Delta E / c^2 &= 10^5 \text{ Дж/моль} : (3 \cdot 10^8)^2 \text{ м}^2/\text{с}^2 \approx \\ &\approx 10^{-12} \text{ кг/моль} = 10^{-9} \text{ г/моль} \end{aligned}$$

Такое малое изменение массы трудно зарегистрировать экспериментально (хотя и возможно). Поэтому можно утверждать, что в *химических реакциях закон сохранения массы выполняется практически точно*.

§ 1.5. Периодический закон. История открытия

На рубеже XVIII–XIX вв. после утверждения атомно-молекулярной теории наблюдался бурный рост числа открытий химических элементов. Так, только за первое десятилетие XIX в. было открыто 14 новых элементов. Рекордсмен среди первооткрывателей английский химик Гемфри Дэви (1778–1829) за один год с помощью электролиза получил шесть простых веществ (натрий, калий, магний, кальций, стронций, барий). К 1830 г. число известных элементов достигло 55.

Существование такого большого числа элементов, весьма различных по своим свойствам, озадачивало химиков и требовало упорядочения и систематизации. Многие ученые пытались найти хотя бы какие-то закономерности в списке известных химических элементов; некоторые даже добивались в этом определенных успехов, причем известные ученые оспаривали приоритет открытия периодического закона Д. И. Менделеевым.

Решающую роль сыграл первый Международный химический конгресс (1860 г.), после которого стало ясно, что основной характеристикой химического элемента является его атомный вес.

Француз Б. де Шанкуртуа в 1862 г. впервые расположил элементы в порядке возрастания атомных весов и разместил их по спирали вокруг цилиндра. Каждый виток спирали содержал по 16 элементов; сходные элементы, как правило, попадали в вертикальные столбцы, хотя были и значительные отклонения. Работа Шанкуртуа осталась незамеченной, однако выдвинутая им идея расположения элементов в порядке возрастания атомных весов оказалась плодотворной.

Двумя годами позже английский химик Джон Ньюлендс, руководствуясь этой идеей, разместил элементы в виде таблицы и заметил, что свойства элементов периодически повторяются через каждые семь номеров. Например, хлор по свойствам похож на фтор, калий — на натрий, селен — на серу и т. д. Данную закономерность Ньюлендс назвал «законом октав», фактически предвосхитив понятие периода. К сожалению, Ньюлендс настаивал на длине периода в семь элементов, поэтому в его таблице наряду с правильными последовательностями было много случайных и неправильных (кобальт-хлор, железо-сера и даже углерод-ртуть).

Немецкий ученый Лотар Мейер в 1870 г. построил график зависимости атомного объема элементов от их атомного веса и обнаружил отчетливую периодическую зависимость, причем число элементов в периоде, вопреки закону октав, не сохранялось от периода к периоду.

Во всех этих работах много общего. Шанкуртуа, Ньюлендс и Мейер обнаружили некоторую периодичность изменения свойств элементов в зависимости от их атомного веса. Однако они не смогли создать периодическую систему элементов, включив туда все известные элементы, поскольку в открытых ими закономерностях многие элементы не находили своего места. Никаких серьезных выводов из своих наблюдений этим ученым сделать не удалось, хотя в расположении элементов по атомным весам они «чувствовали» проявления *общего закона*.

Этот общий закон, который теперь называется *периодическим законом*, был открыт великим русским химиком Дмитрием Ивановичем Менделеевым (1834–1907), который в 1869 г. сформулировал его в виде основных положений.

1. Элементы, расположенные по величине атомного веса, обнаруживают явственную периодичность свойств.
2. Должно ожидать открытия еще многих неизвестных простых тел, например сходных с Al и Si элементов с атомным весом 65–75.
3. Величина атомного веса элемента иногда может быть исправлена, зная его аналогии.
4. Некоторые аналогии элементов открываются по величине веса их атомов.

Первое положение было известно еще до Менделеева, однако именно Менделеев придал ему характер общего закона, предсказав на его основе существование еще не открытых элементов, изменив атомные веса ряда элементов и расположив некоторые элементы в таблице вопреки их атомным весам, но в полном соответствии с их свойствами (главным образом валентностью). Положения (2)–(4) открыты именно Менделеевым и являются логическими следствиями из периодического закона. Правильность этих следствий, подтвержденная многими опытами в течение последующих двух десятилетий, позволила говорить о периодическом законе как о строгом законе природы.

В результате Менделеев предложил свой вариант Периодической системы элементов. Первый (черновой) набросок Таблицы элементов появился 17 февраля (1 марта по новому стилю) 1869 г. Типографский вариант таблицы был опубликован 1 марта в небольшой заметке под названием «Опыт системы элементов, основанный на их атомном весе и химическом сходстве» (рис. 1.1), а 6 марта 1869 г. профессор Н. А. Меншуткин сделал официальное сообщение об открытии Д. И. Менделеева на заседании Русского химического общества.

| | | | | | |
|------|--------|----------|----------|----------|----------|
| | | | Ti=50 | Zr=90 | ?=180 |
| | | | V=51 | Nb=94 | Ta=182 |
| | | | Cr=52 | Mo=96 | W=186 |
| | | | Mn=55 | Rh=104,4 | Pt=197,4 |
| | | | Fe=56 | Ru=104,4 | Ir=198 |
| | | | Ni=Co=59 | Pt=106,4 | Os=199 |
| | | | Cu=63,4 | Ag=108 | Hg=200 |
| H=1 | | | Zn=65,2 | Cd=112 | |
| | Be=9,4 | Mg=24 | ?=68 | Ur=116 | Au=197? |
| | B=11 | Al=27,4 | ?=70 | Sn=118 | |
| | C=12 | Si=28 | As=75 | Sb=122 | Bi=210 |
| | N=14 | P=31 | Se=79,4 | Te=128? | |
| | O=16 | S=32 | Br=80 | I=127 | |
| | F=19 | Cl=35,5 | Rb=85,4 | Cs=133 | Tl=204 |
| Li=7 | Na=23 | K=39 | Sr=87,6 | Ba=137 | Pb=207, |
| | | ?=45 | Ce=92 | | |
| | | ?Er=56 | La=94 | | |
| | | ?Yt=60 | Di=95 | | |
| | | ?In=75,4 | Th=118? | | |

Рис. 1.1. Фрагмент страницы из статьи Д.И. Менделеева, содержащей первую в истории Периодическую систему элементов

Открытие периодического закона весьма поучительно. Сам Менделеев рассказывал об этом так: «Невольнo зародилась мысль о том, что между весом и химическими свойствами необходимо должна быть связь. А так как вес вещества, хотя и не абсолютный, а лишь относительный, выражается окончательно в виде весов атомов, то надо искать функциональное соответствие между индивидуальными свойствами элементов и их атомными весами. Искать же что-либо, хотя бы грибы или какую-нибудь зависимость, нельзя иначе, как смотря и пробуя. Вот я и стал подбирать, написав на отдельных карточках элементы с их атомными весами и коренными свойствами, сходные элементы и близкие атомные веса, что быстро и привело к тому заключению, что свойства элементов стоят в периодической зависимости от их атомного веса, причем, сомневаясь во многих неясностях, я ни минуты не сомневался в общности сделанного вывода, так как случайность допустить было невозможно».

В самой первой таблице Менделеева все элементы до кальция включительно те же, что и в современных таблицах (за исключением благородных газов) (см. рис. 1.1). Если и далее элементы располагать по увеличению атомных весов, после кальция должны следовать титан ($A = 50$), ванадий ($A = 51$), хром ($A = 52$). Менделеев, однако, поставил после кальция знак вопроса, а затем титан, изменив его атомный вес с 52 до 50. Неизвестному элементу, обозначенному знаком вопроса, был приписан атомный вес $A = 45$, т. е. среднее арифметическое атомных весов кальция и титана. Далее между цинком и мышьяком Менделеев оставил сразу два пустых места для двух еще не открытых элементов. Кроме того, в его таблице теллур стоит перед иодом, хотя последний имеет меньший атомный вес. Можно заметить, что при таком расположении элементов по вертикали таблицы находятся только сходные элементы, а в горизонтальных рядах отчетливо проявляется периодичность изменения свойств элементов.

В последующие два года Менделеев значительно усовершенствовал Периодическую систему. В 1871 г. вышло первое издание его учебника «Основы химии», в котором Периодическая система приведена почти в современном виде, с группами и периодами. Там же появилась более знакомая нам формулировка *периодического закона*.

! **Физические и химические свойства элементов, проявляющиеся в свойствах простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса.**

Замечательно то, что Менделеев не только предсказал существование новых элементов, но и описал их свойства. В 1871 г. в журнале Русского химического общества появилась статья Менделеева «Естественная система элементов и применение ее к указанию свойств неоткрытых элементов». В этой статье были подробно описаны свойства трех неизвестных элементов, которые Менделеев на-

звал экабор (на санскрите «эка» означает «одно и то же»), экаалюминий и экасилиций.

Менделеев полагал (и это подтвердилось в дальнейшем), что химические свойства новых элементов и формулы их основных соединений должны быть такими же, как и у их аналогов. Например, кремний (Silicium) не вытесняет водород из растворов кислот, образует оксид SiO_2 , а его соли (хлорид и фторид) полностью гидролизуются. Описывая экасилиций, Менделеев утверждал, что этот элемент также не реагирует с кислотами, формула его оксида ЭO_2 , и его соли разлагаются водой. Атомные веса элементов и физические свойства их соединений (плотность, температура кипения) Менделеев рассчитывал как среднее арифметическое аналогичных величин для соседей по группе и периоду. Например, экабор, расположенный в периоде между кальцием (атомный вес 40, плотность $1,5 \text{ г/см}^3$) и титаном (атомный вес 50, плотность $4,5 \text{ г/см}^3$), должен иметь атомный вес $(40 + 50)/2 = 45$ и плотность $(1,5 + 4,5)/2 = 3,0 \text{ г/см}^3$.

В 1875 г. французский химик П. Лекок де Буабодран при изучении спектров цинковой руды обнаружил следы нового элемента, который он назвал галлием в честь своей родины (Галлия — древнеримское название Франции). Ученому удалось выделить этот элемент в чистом виде и изучить его свойства. Узнав об этом открытии, Менделеев увидел, что свойства галлия совпадают со свойствами предсказанного им экаалюминия. Более того, Менделеев сообщил Буабодрану, что тот неверно измерил плотность галлия, которая должна быть $5,9\text{--}6,0 \text{ г/см}^3$ вместо $4,7 \text{ г/см}^3$, как определил Буабодран. Действительно, более аккуратные измерения привели к правильному значению $5,904 \text{ г/см}^3$.

Через четыре года шведский химик Л. Нильсон из минерала гадолинита выделил новый элемент и назвал его скандием. Коллега Нильсона П. Клеве сразу же указал на сходство свойств скандия и описанного Менделеевым экабора.

Периодический закон Менделеева был окончательно признан, после того как немецкий химик К. Винклер в 1886 г., анализируя серебряную руду, получил элемент, который он назвал германием. Свойства германия и его соединений практически полностью совпали с предсказаниями Менделеева для экасилиция.

Таким образом, Менделеев провел блестящий теоретический анализ огромного числа экспериментальных данных, сформулировал свои результаты в виде общего закона и сделал на его основе предсказания, которые вскоре были подтверждены экспериментально. Открытие периодического закона — классический пример научного подхода к познанию окружающего мира.

В рамках науки конца XIX в. обосновать периодический закон было невозможно. Сам Менделеев писал в очередном издании «Основ химии»: *«Периодическая изменяемость простых и сложных тел подчиняется некоторому высшему закону, природе которого,*

а тем более причину еще нет средства охватить. По всей вероятности, она кроется в основных началах внутренней механики атомов и частиц».

Элементы квантовой механики атомов, которая позволила объяснить периодичность изменения свойств элементов, мы изложим в главе 2.

Обсудим кратко, как же построена Периодическая система элементов. Существует два основных варианта Периодической системы: таблица с короткими периодами (короткопериодный вариант) более распространена в нашей стране, тогда как таблица с длинными периодами (длиннопериодный вариант) чаще используется в западных странах.

В короткопериодном варианте Периодическая система состоит из семи периодов (10 рядов) и восьми групп. *Периодом* называется наименьшая последовательность элементов, начинающаяся щелочным металлом (или водородом) и заканчивающаяся инертным газом. Первый период содержит два элемента, второй и третий — по восемь, четвертый и пятый — по 18, шестой и седьмой — по 32 элемента.

Физическое обоснование периодического закона и Периодической системы на основе электронного строения атомов мы дадим в главе 2.

§ 1.6. Основные понятия химии

Отвлечемся от истории открытия законов химии и сформулируем некоторые важные понятия химии.

Атом — наименьшая частица элемента в химических соединениях (*определение Канниццаро, 1860*).

В *современном определении* атома учитывается его строение.

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Частицу, состоящую из ядра и электронов и имеющую заряд, называют **атомным ионом**.

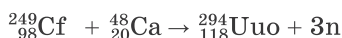
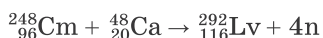
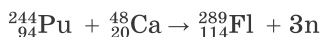
Данное определение охватывает и некоторые экзотические атомы, например атом позитрония, который состоит из электрона и его античастицы — положительно заряженного позитрона (ядра атома элемента водорода).

Химический элемент — вид атомов с определенным зарядом ядра. Например, атомы кислорода O, входящие в состав любых соединений (CuSO_4 , CO_2 и т. д.), имеют один и тот же заряд ядра +8.

В настоящее время достоверно известно 118 элементов.

Элементы с порядковыми номерами 114, 116 и 118 были открыты в 1999–2000 гг. в Объединенном институте ядерных исследований (ОИЯИ) (г. Дубна, Московская область) при сотрудничестве с Ливерморской национальной лабораторией (США). В течение нескольких

месяцев мишень, покрытую слоем трансуранового элемента, бомбардировали пучком тяжелых ионов. В результате происходили следующие реакции:



Элемент 114 был назван флеровий (символ Fl) в честь Г. Н. Флёрва — российского физика, основателя ОИЯИ, 116-й элемент получил имя ливерморий (символ Lv) в честь города, в котором находится знаменитая научная лаборатория. Символ Uuo обозначает элемент 118, по номенклатуре ИЮПАК: унуноктий — один-один-восемь, т. е. 118.

Атомы химических элементов взаимодействуют друг с другом и образуют молекулы.

Молекула — это наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами (*определение Канницаро, 1860*).

Современное определение. **Молекула** — электронейтральная замкнутая система из наименьшего числа атомов, связанных химическими связями. Замкнутая система означает, что атомы в молекуле взаимодействуют друг с другом и не взаимодействуют с атомами других молекул.

Система взаимодействующих атомов, имеющая заряд, называется **молекулярным ионом**.

Индивидуальные молекулы существуют только в газовой фазе. Например, пары воды состоят из молекул H_2O , которые находятся на значительном расстоянии друг от друга и химически друг с другом не взаимодействуют. В жидкой воде или во льду между молекулами H_2O образуются *водородные связи*, которые объединяют молекулы в агрегаты, поэтому здесь уже нет отдельных молекул H_2O и нельзя говорить о замкнутой системе (подробнее об агрегатных состояниях см. гл. 4).

В газовой фазе существует огромное число самых разнообразных молекул, поскольку в принципе любой атом может при возбуждении (поглощении энергии) реагировать с любым другим атомом или молекулой. Получены и подробно исследованы в газовой фазе такие необычные молекулы и ионы, как NaK , He_2 , HeAr , H_3^+ , Na_4^+ , $\text{Ar} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{HCl} \cdot \text{CO}_2$, CH_5^+ и др.

Вещество — это любая совокупность атомов и молекул в определенном агрегатном состоянии. Вещества бывают простые и сложные. В состав **простых веществ** входят атомы только одного элемента. **Сложные вещества**, или **химические соединения**, содержат атомы нескольких элементов.

Важно различать понятия «химический элемент» и «простое вещество». Например, простое вещество углерод характеризу-

ется определенными физическими и химическими свойствами. Химический элемент углерод — вид атомов с зарядом ядра +6, которые могут входить в состав простых веществ (графит, алмаз и др.) или сложных веществ (сода, углекислый газ, уксусная кислота).

Для многих элементов существуют несколько простых веществ разного состава или строения, соответствующие простые вещества называются *аллотропными модификациями* или аллотропными формами. Это явление называется *аллотропией*. Например, элемент кислород имеет две аллотропные модификации — кислород O_2 и озон O_3 , элемент углерод образует несколько простых веществ (аллотропных модификаций) — алмаз, графит, карбин, фуллерен C_{60} ¹⁾ и графен²⁾.

Многие из современных химических символов элементов придумал шведский химик Якоб Берцелиус. Он предложил обозначать элемент первой буквой его латинского названия. Если первая буква уже отдана другому элементу, добавляется вторая буква. Так, углерод, известный человеку с незапамятных времен, обозначается буквой С (Carboneum), а кальций и хлор, открытые намного позже, — двумя буквами: Ca (Calcium) и Cl (Chlorum) соответственно.

Состав соединений записывается с помощью химических формул из символов элементов и подстрочных индексов, указывающих число атомов данного элемента в молекуле. Химическая формула газообразного вещества отражает состав молекулы (H_2 , He, $COCl_2$, O_3), а для твердых и жидких веществ формула, как правило, указывает соотношение атомов элементов (CaS , C, H_2O), поскольку для таких веществ понятие молекулы является неопределенным (см. гл. 3).

Процессы превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава и (или) строения, называют **химическими реакциями**.

¹⁾ C_{60} — аллотропная форма углерода. Бакминстерфуллерен (или просто фуллерен) C_{60} был впервые получен в 1985 г. в струе чистого гелия, со сверхзвуковой скоростью обдувающей графитовый электрод, поверхность которого облучали мощным лазером. Молекула C_{60} — многогранник, напоминающий футбольный мяч, точнее, это сфероид с икосаэдрической симметрией, в каждой вершине которого находится атом углерода, связанный с тремя другими атомами посредством σ -связей; 60 π -электронов (по одному от каждого атома) образуют единую сопряженную систему. Молекула C_{60} — родоначальник класса фуллеренов, подобно тому как бензол — родоначальник ароматических соединений. В 1996 г. ученые, открывшие фуллерен, были удостоены Нобелевской премии по химии.

²⁾ Графен — двумерная аллотропная модификация углерода, образованная слоем атомов углерода толщиной в один атом, находящихся в sp^2 -гибридизации и соединенных посредством σ - и π -связей в гексагональную двумерную кристаллическую решетку. Графен обладает большой механической жесткостью и рекордно большой теплопроводностью. Графен был впервые получен только в 2004 г., он еще недостаточно изучен и вызывает повышенный интерес ученых. За «передовые опыты с двумерным материалом — графеном» уроженцам России, ныне живущим и работающим за рубежом, А. К. Гейму и К. С. Новосёлову была присуждена Нобелевская премия по физике за 2010 г.



Кузьменко Николай Егорович, профессор химического факультета МГУ имени М. В. Ломоносова, доктор физико-математических наук, лауреат премии Президента РФ в области образования.



Еремин Вадим Владимирович, профессор химического факультета МГУ имени М. В. Ломоносова, доктор физико-математических наук, лауреат премии Президента РФ в области образования.



Попков Владимир Андреевич, профессор Первого МГМУ имени И. М. Сеченова, доктор фармацевтических наук, академик РАО, лауреат премии Президента РФ в области образования.

Эта книга предназначена для школьников, интересующихся химией и собирающихся поступать в вуз, чтобы стать химиком, биологом или медиком XXI века.

Книга также будет полезна учителям школ и преподавателям профессиональных учебных заведений как источник интересных заданий разного уровня сложности. Она может быть использована для углубленного изучения химии в средней школе, а также для подготовки к химическим олимпиадам различного уровня – от школьных до международных.

Для школьников и студентов, школьных учителей и преподавателей вузов.