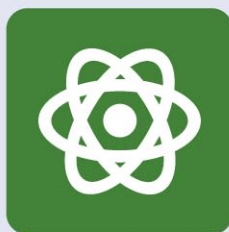
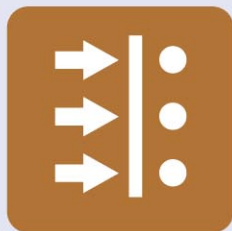


А. А. Карцова  
А. Н. Лёвкин



САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
УНИВЕРСИТЕТ

# ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ *для школьников*



УДК 373.54  
ББК 24я72  
К27

Рецензенты: д-р пед. наук, проф. *М. А. Шаталов* (Ленингр. обл. ин-т развития образования); канд. хим. наук, доц. *М. К. Толетова* (Рос. гос. пед. ун-т им. А. И. Герцена); заслуженный учитель РФ *С. Е. Домбровская* (С.-Петерб. академия постдипломного пед. образования)

*Рекомендовано к печати  
учебно-методической комиссией Института химии  
Санкт-Петербургского государственного университета*

**Карцова А. А., Лёвкин А. Н.**

К27      Органическая химия для школьников: учеб. пособие. 2-е изд. —  
СПб.: Изд-во С.-Петерб. ун-та, 2021. — 382 с.  
ISBN 978-5-288-06109-7

Содержание пособия соответствует федеральному компоненту государственных образовательных стандартов среднего (полного) общего образования. В пособии в доступной форме рассмотрены принципиальные вопросы курса органической химии. Авторский подход к подаче материала предполагает возникновение у обучающегося системы химических знаний. Все параграфы снабжены задачами, способствующими закреплению пройденного материала.

Пособие адресовано учащимся 10-х классов средних общеобразовательных школ с углубленным изучением химии. Оно может быть полезно учителям и учащимся старших классов общеобразовательных школ при подготовке к ЕГЭ.

УДК 373.54  
ББК 24я72

ISBN 978-5-288-06109-7

© Санкт-Петербургский  
государственный  
университет, 2021  
© А. А. Карцова,  
А. Н. Лёвкин, 2019

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие .....	7
<b>ГЛАВА 1. ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ .....</b>	<b>9</b>
§ 1. Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова .....	9
§ 2. Классификация органических соединений .....	19
§ 3. Строение атомов .....	24
§ 4. Типы и характеристики химической связи .....	28
§ 5. Первоначальные представления о типах и механизмах органических реакций .....	34
<b>ГЛАВА 2. АЛКАНЫ .....</b>	<b>39</b>
§ 6. Изомерия и номенклатура алканов.....	39
§ 7. Гомологи. Гомологический ряд алканов .....	49
§ 8. Строение молекул алканов. Физические свойства алканов.....	53
§ 9. Химические свойства алканов.....	60
§ 10. Получение и применение алканов.....	67
<b>ГЛАВА 3. НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ И ЦИКЛОАЛКАНЫ.....</b>	<b>72</b>
§ 11. Алкены: гомологический ряд, номенклатура, изомерия. Строение молекул алкенов .....	72
§ 12. Физические и химические свойства алкенов.....	78

§ 13. Получение и применение алкенов .....	90
§ 14. Циклоалканы: изомерия, номенклатура, физические свойства и получение .....	94
§ 15. Строение и химические свойства циклоалканов.....	98
§ 16. Алкины: изомерия и номенклатура. Строение молекулы ацетилена...	103
§ 17. Физические и химические свойства алкинов .....	107
§ 18. Получение и применение алкинов .....	115
§ 19. Классификация, номенклатура и изомерия алкадиенов. Методы получения алкадиенов.....	117
§ 20. Строение и свойства дивинила .....	121
§ 21. Каучук. Резина .....	124
<b>ГЛАВА 4. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ .....</b>	<b>128</b>
§ 22. Бензол: история открытия и установления его структуры. Физические свойства бензола.....	128
§ 23. Электронное и пространственное строение бензола. Изомерия и номенклатура аренов .....	134
§ 24. Химические свойства и применение бензола .....	138
§ 25. Химические свойства и получение гомологов бензола.....	144
§ 26. Конденсированные ароматические углеводороды .....	150
§ 27. Природные источники углеводородов. Нефть.....	156
<b>ГЛАВА 5. ГАЛОГЕНОПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОРОДОВ. СПИРТЫ. ФЕНОЛЫ .....</b>	<b>161</b>
§ 28. Галогенопроизводные углеводородов.....	161
§ 29. Спирты: классификация, изомерия, номенклатура и методы получения .....	166
§ 30. Физические и химические свойства спиртов. Водородная связь .....	174
§ 31. Многоатомные спирты .....	181
§ 32. Фенолы: классификация, особенности строения, физические свойства. Получение и применение фенола.....	186
§ 33. Химические свойства фенола .....	192
§ 34. Простые эфиры .....	197
<b>ГЛАВА 6. КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ .....</b>	<b>204</b>
§ 35. Альдегиды и кетоны: классификация, номенклатура, изомерия и физические свойства .....	204
§ 36. Получение альдегидов и кетонов. Строение карбонильной группы....	211
§ 37. Химические свойства альдегидов и кетонов.....	217
§ 38. Важнейшие представители альдегидов и кетонов.....	224

<b>ГЛАВА 7. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ.....</b>	<b>228</b>
§ 39. Классификация, изомерия и номенклатура карбоновых кислот .....	228
§ 40. Строение карбоновых кислот, их физические и химические свойства .....	235
§ 41. Важнейшие представители карбоновых кислот .....	242
§ 42. Гидроксикислоты и кетокислоты. Оптическая изомерия.....	250
§ 43. Сложные эфиры .....	257
§ 44. Жиры: строение, свойства, применение и роль в природе .....	263
<b>ГЛАВА 8. УГЛЕВОДЫ.....</b>	<b>270</b>
§ 45. Классификация углеводов. Глюкоза .....	270
§ 46. Химические свойства глюкозы и ее получение .....	279
§ 47. Дисахариды .....	286
§ 48. Полисахариды .....	289
<b>ГЛАВА 9. АМИНЫ.....</b>	<b>297</b>
§ 49. Классификация, номенклатура, изомерия и получение аминов .....	297
§ 50. Электронное и пространственное строение аминов. Химические свойства аминов .....	306
<b>ГЛАВА 10. АМИНОКИСЛОТЫ. БЕЛКИ.....</b>	<b>316</b>
§ 51. Классификация, изомерия, номенклатура аминокислот .....	316
§ 52. Свойства аминокислот и способы их получения .....	326
§ 53. Белки .....	333
<b>ГЛАВА 11. ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ.     НУКЛЕИНОВЫЕ КИСЛОТЫ.....</b>	<b>343</b>
§ 54. Общая характеристика гетероциклических соединений .....	343
§ 55. Нуклеиновые кислоты .....	357
<b>ГЛАВА 12. ОБОБЩАЮЩИЕ РАЗДЕЛЫ КУРСА     ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ.....</b>	<b>365</b>
§ 56. Теория химического строения органических соединений как основа курса органической химии.....	365
§ 57. Полимеры.....	375
<b>Литература.....</b>	<b>381</b>

# ГЛАВА 1

# Введение в органическую ХИМИЮ

## § 1. ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ А. М. БУТЛЕРОВА

### *Возникновение органической химии как науки*

Термин «органическая химия» был введен в 1808 году шведским химиком Иёнсом Якобом Берцелиусом (Jöns Jakob Berzelius; 1779–1848). По Берцелиусу, цель органической химии состоит «в описании внутренней структуры растений, животных и химических процессов, из которых состоит жизнь», и, соответственно, органическими назывались такие соединения, которые являлись продуктами жизнедеятельности растительных и животных организмов.

Немецкий химик Август Кекуле (Friedrich August Kekulé von Stradonitz) в своем учебнике (1861) определил органическую химию как *химию углерода*. Характерной особенностью элемента углерода является способность его атомов соединяться прочными ковалентными связями друг с другом с образованием разнообразных по структуре и размерам углеродных цепочек.

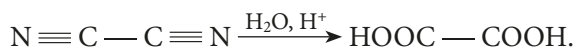
Позднее (1889) профессор Берлинского университета Карл Шорлеммер (Karl Schorlemmer) определил органическую химию как химию углеводов (C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>) и их производных. Органические соединения образованы в основном такими элементами, как углерод (он входит в состав молекул всех органических веществ), водород, кислород, азот, галогены, сера, фосфор, называемыми *органогенами*.

Органическая химия возникла как химия соединений растительного и животного происхождения. Прежде всего человек познакомился с теми органическими соединениями, которые служили ему в повседневной жизни. Двенад-

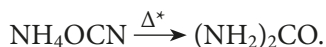
цать веков алхимического периода (IV–XVI века) способствовали появлению и совершенствованию различных методов переработки растительного сырья.

Многие из природных органических веществ еще в древности использовались в различных производствах, например при изготовлении красителей и лекарственных препаратов. При нагревании и воздействии химических реагентов органические соединения превращались в неорганические. А вот обратное превращение — переход веществ «неживой» (минеральной) природы к «живой» (органической) — считалось невозможным без участия чего-то свыше, от человека не зависящего. Полагалось, что в живом организме процессы жизнедеятельности регулирует особое начало, называемое «жизненной силой». Тем не менее экспериментальные факты опровергали участие жизненной силы в химических превращениях органических соединений.

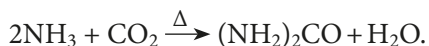
Получение в 1824 году Фридрихом Вёлером (Friedrich Wöhler; 1800–1882), учеником Берцелиуса, органического соединения (*щавелевой кислоты*) при гидролизе неорганического (*дициана*) осталось практически незамеченным:



В 1828 году Вёлер сообщает о превращении неорганического соединения цианата аммония в мочевины — конечный продукт метаболизма (от греч. *metabole* — перемена, превращение) белков:

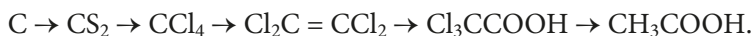


И в этом же году ученый осуществляет направленный синтез мочевины из неорганических соединений — аммиака и углекислого газа:



Реакция проходила при высокой температуре и давлении, но вот жизненная сила здесь была ни при чем. «...Я не в силах больше молчать, — пишет Вёлер своему учителю, — и должен сообщить Вам, что могу получить мочевины без помощи почек собаки, человека и вообще без участия какого-либо живого существа...»

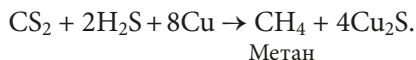
В 1845 году ученик Вёлера немецкий химик Адольф Кольбе (Adolph Wilhelm Hermann Kolbe; 1818–1884), используя в качестве исходного сырья уголь, синтезирует по следующей схеме органические кислоты — трихлоруксусную и уксусную:



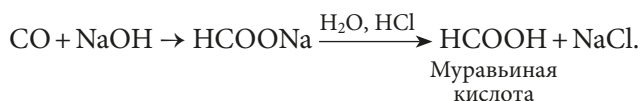
\* Данный символ указывает на протекание химической реакции при повышенной температуре.

Работы по синтезу органических соединений из неорганических, выполненные французским химиком Марселеном Бертло (Marcellin Berthelot; 1827–1907), также убедительно показали несостоятельность гипотезы «жизненной силы».

Пропуская над раскаленной медью сероуглерод и сероводород, ученый получает метан:



Взаимодействием оксида углерода(II) с раствором щелочи и последующим гидролизом образовавшейся соли Бертло синтезирует муравьиную кислоту:



### **Теория химического строения органических соединений А. М Бутлерова**

19 сентября 1861 года на химической секции 36-го съезда немецких врачей и естествоиспытателей в г. Шпейере профессор Казанского университета Александр Михайлович Бутлеров сформулировал основные положения *теории строения органических соединений*.

Какие факты и положения, установленные ранее, способствовали возникновению этой теории и предшествовали ей?

Во-первых, появление *деструктурных теорий*, среди которых важнейшими являются *электрохимическая теория* Берцелиуса, *теория радикалов* Ю. Либиха (Justus von Liebig), *теория типов* Ш. Жерара (Charles Frédéric Gerhardt) и О. Лорана (Auguste Laurent).

По теории Берцелиуса, любое органическое соединение может быть представлено как состоящее из двух разноименно заряженных частей: положительной и отрицательной. Химические реакции с участием таких органических веществ происходят в строгом соответствии со следующим принципом: положительно заряженный фрагмент молекулы может замещаться только на положительную частицу, а отрицательный — на отрицательную. Проведенные в 1828 году опыты французского химика Жан Батиста Дюма (Jean-Baptiste Andre Dumas) по хлорированию органических веществ нанесли ощутимый удар по этой теории: атом водорода (по классическим представлениям «положительный») в молекуле органического соединения замещался на атом хлора («отрицательный»).

Теория радикалов Либиха рассматривала органические соединения как состоящие из неизменяемой и изменяемой в процессе химических превращений частей. Неизменяемую часть Либих назвал *радикалом*.



Суть *теории типов* французских химиков Жерара и Лорана заключалась в следующем: известные органические вещества были подразделены на самостоятельные группы («типы»), где прототипом каждого из классов являлось какое-либо неорганическое соединение: водород, хлороводород, вода, аммиак. На основе теории типов были предсказаны, а затем и синтезированы органические амины, ангидриды карбоновых кислот и т. д.

При этом ни одна из доструктурных теорий не смогла объяснить такое явление, как *изомерия*.

Слово «изомер» (греч. *izos* — равный и *meros* — доля, часть) впервые прозвучало в 1830 году. Предложив этот термин, Й. Я. Берцелиус обобщил всю имевшуюся к тому времени информацию о соединениях, молекулы которых имеют одинаковый качественный и количественный состав, но разные свойства.

Изомерия в органической химии чрезвычайно распространенное явление.

В 1852–1856 годах публикуются работы английского химика Эдуарда Франкланда (Edward Frankland) о валентности (лат. *valentia* — сила).

Мерой валентности является число химических связей, образуемых данным атомом с другими атомами.

В 1860 году в Германии в г. Карлсруэ состоялся первый Международный конгресс химиков, на котором были определены такие важные понятия, как *атом, молекула, эквивалент, частица*; заслушаны доклады Августа Кекуле о четырехвалентности атома углерода в органических соединениях и Арчибальда Купера (Archibald Scott Couper) о способности углерода соединяться в цепочки.

Вот такой массив информации предшествовал теории строения органических соединений А. М. Бутлерова, основные положения которой сводятся к следующему:

- 1) атомы в молекулах соединяются в строго определенном порядке в соответствии с валентностью элементов;
- 2) свойства веществ зависят не только от качественного и количественного состава их молекул, но и от того, в каком порядке соединены атомы в молекулах, т. е. от химического строения;
- 3) атомы в молекулах взаимно влияют друг на друга;
- 4) свойства веществ позволяют делать заключение относительно их строения, и, наоборот, зная химическое строение органического соединения, можно прогнозировать его свойства;
- 5) химическое строение веществ может быть установлено химическими методами.

Содержание теории химического строения будет раскрываться на протяжении всего изучаемого курса органической химии. Пока лишь отметим, что



**Александр Михайлович Бутлеров (1828–1886)**

В докладе «О химическом строении» на съезде немецких естествоиспытателей и врачей (сентябрь 1861 года) сформулировал основные положения теории химического строения органических соединений. Он объяснил явление изомерии, предсказал новые виды изомерии для углеводов и спиртов. Профессорская деятельность Бутлерова проходила в трех высших учебных заведениях: Казанском, Петербургском университетах и на Высших женских курсах. Среди его учеников — В. В. Марковников, А. Н. Попов, А. М. Зайцев, А. Е. Фаворский, И. Л. Кондаков.

она послужила тем фундаментом, на котором и строится здание органической химии. Именно теория строения органических соединений объяснила причину существования изомеров, молекулы которых имеют одинаковый качественный и количественный состав, но разное строение, поэтому и обладают различными свойствами.

Современная теория химического строения претерпела эволюцию, важнейшие направления которой:

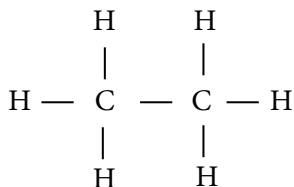
- формирование *электронных теорий в органической химии*, позволивших установить зависимость химического поведения органических веществ от их электронного строения;
- *стереохимические учения*, выявившие связь химических свойств веществ с их пространственным строением.

Таким образом, в настоящее время под *химическим строением* веществ понимают не только порядок соединения атомов в их молекулах, но также электронное и пространственное строение этих молекул.

### **Структурные формулы органических веществ**

Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова утверждает, что атомы в молекулах соединяются в строго определенном порядке в соответствии с валентностью элементов и свойства веществ зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве входят в состав молекулы, но и в каком порядке они соединены. Этот *порядок* Бутлеров называл *химическим строением*.

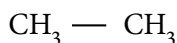
Рассмотрим порядок соединения атомов в молекуле углеводорода этана ( $C_2H_6$ ), не забывая о том, что атом углерода в органических соединениях всегда четырехвалентен:



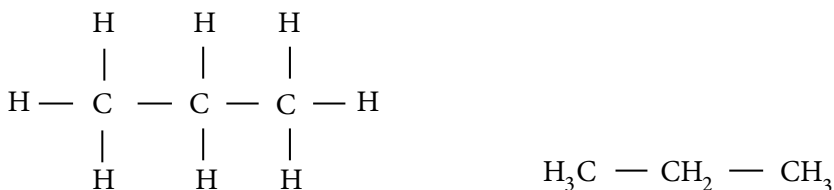
Формула, в которой отражен порядок соединения атомов и каждая ковалентная связь представлена в виде валентного штриха, называется *структурной формулой*. Каждому конкретному веществу соответствует одна структурная формула.

Химики-органики часто используют иную форму записи: валентными штрихами обозначаются лишь углерод-углеродные связи C-C. Такие формулы называются *сокращенными* структурными формулами.

Например, ту же молекулу этана (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) можно записать следующим образом:



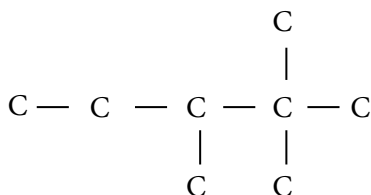
Составим развернутую и сокращенную структурные формулы другого углеводорода — пропана C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, молекула которого содержит три углеродных атома:



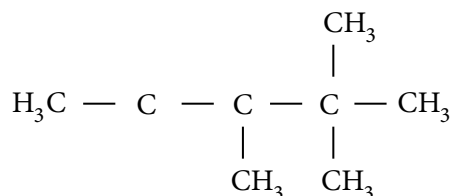
При работе с сокращенными структурными формулами важно научиться преобразовывать углеродный скелет молекулы в подобную форму.

Приведем соответствующие примеры.

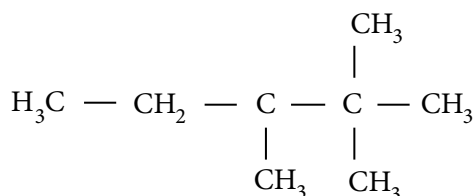
Ниже изображен углеродный скелет молекулы углеводорода изооктана:



Атом углерода, соединенный с одним углеродным атомом, называется *первичным*. В предложенной структуре имеется пять первичных углеродных атомов. Для насыщения валентности каждого из этих атомов углерода до четырех потребуется еще три ковалентные связи с тремя водородными атомами:



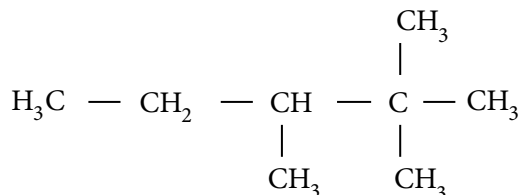
Атом углерода, соединенный с двумя соседними углеродными атомами, называется *вторичным*. В данной структуре — один вторичный атом углерода. Такой атом может быть соединен еще с двумя одновалентными атомами водорода:



Атом углерода, соединенный с тремя соседними углеродными атомами, называется *третичным*. Три валентности у него заняты для образования связей с соседними углеродными атомами, и только одна свободна. Он может быть соединен еще лишь с одним атомом водорода.

И наконец, атом углерода, связанный с четырьмя углеродными атомами, называется *четвертичным*. Все четыре его валентности заняты, поэтому и водородные атомы при нем отсутствуют.

Получаем следующий вид сокращенной структурной формулы углеводорода:



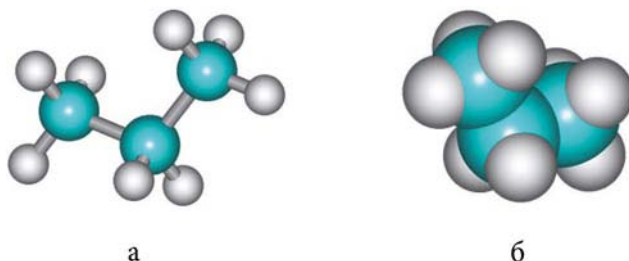


Рис. 1.1. Шаростержневая (а) и масштабная (б) модели молекулы пропана

Для более наглядного представления строения органических соединений используются модели. Они отражают не только порядок соединения атомов в молекуле, но и расположение их в пространстве. Химики-органики широко используют шаростержневые и масштабные модели, или *модели Стюарта — Бриглеба* (рис. 1.1).

Шаростержневые модели достаточно наглядны. Но более адекватны реальной конфигурации молекул масштабные модели. При образовании ковалентных связей происходит перекрывание атомных орбиталей, атомы образуют единую систему с несколькими ядрами и общей электронной оболочкой. Размеры шариков в масштабных моделях отражают и соотношения между радиусами атомов разных химических элементов.

### **Понятие изомерии**

Почему же разные вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав молекул, отличаются по свойствам? Почему одной и той же молекулярной формуле может соответствовать несколько различных соединений?

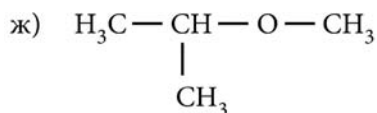
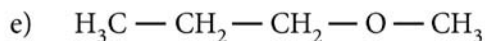
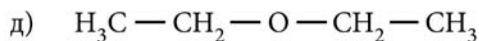
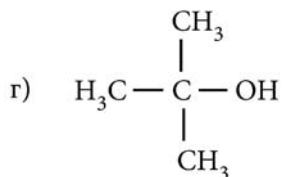
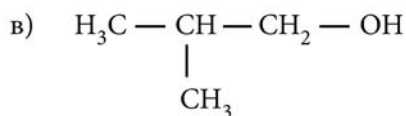
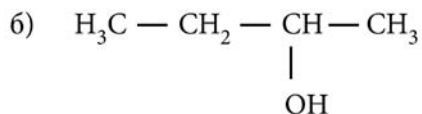
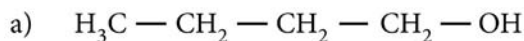
Ответ на этот вопрос дает одно из положений теории химического строения А. М. Бутлерова:

*свойства веществ зависят не только от качественного и количественного состава их молекул, но и от того, в каком порядке соединены атомы в молекулах, т. е. от химического строения.*

**Изомеры** — вещества, молекулы которых имеют одинаковый качественный и количественный состав, но разные свойства вследствие различного химического строения.

Явление существования изомеров называют *изомерией*.

Рассмотрим различие в строении изомерных органических соединений, имеющих одинаковую молекулярную формулу  $C_4H_{10}O$ . Составим их возможные структурные формулы:



Убедитесь, что все семь приведенных структур соответствуют молекулярной формуле состава  $C_4H_{10}O$ . Среди них есть бутиловый спирт (а) и диэтиловый эфир (д). В молекуле бутилового спирта один из атомов водорода связан с атомом кислорода, а в молекуле диэтилового эфира все водородные атомы соединены только с атомами углерода. Именно поэтому бутиловый спирт может реагировать с металлическим натрием, замещая атом водорода, связанный с кислородным атомом. Диэтиловый эфир в эту реакцию не вступает.

С увеличением числа углеродных атомов в молекуле органического соединения растет и число возможных изомеров.

Различают *структурную* и *пространственную (стерео-)* изомерию.

К первому типу относят изомерию углеродного скелета, положения кратных (двойных или тройных) связей и функциональных групп ( $-\text{OH}$ ,  $-\text{COOH}$ ,  $-\text{NH}_2$  и т. д.), изомерию между различными классами органических соединений (межклассовую изомерию, или *метамерию*).

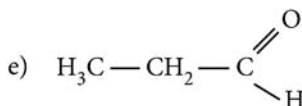
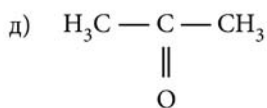
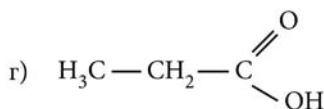
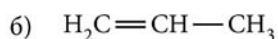
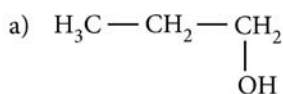
В стереоизомерах порядок соединения атомов в молекулах совпадает, а их пространственное расположение различается. Это вызывает различие в их свойствах. Все типы изомерии будут последовательно изучаться нами в курсе органической химии.

Пока же сделаем главный вывод: *свойства вещества определяются его составом и строением.*

Если вещества имеют одинаковый состав, но разное строение, их свойства будут различаться.

### ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Какие особенности электронного строения атома углерода позволили ему стать основным элементом органической химии?
2. Каким образом теория строения органических соединений А. М. Бутлерова объяснила такое явление, как изомерия?
3. Подтвердите на примерах неорганических соединений положение теории строения Бутлерова о том, что свойства веществ позволяют сделать заключение относительно их строения, и, наоборот, зная химическое строение органического соединения, можно прогнозировать его свойства.
4. Напишите полные и структурные формулы углеводородов состава  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  и  $\text{C}_4\text{H}_8$ . Укажите типы атомов углерода в формулах (первичные, вторичные, третичные, четвертичные).
5. Составьте структурные формулы изомеров, отвечающих молекулярной формуле: а)  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ; б)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ; в)  $\text{C}_3\text{H}_6$ ; г)  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ ; д)  $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ .
6. Среди веществ, формулы которых приведены ниже, найдите изомеры:



7. Приведите примеры изомерии в неорганической химии.

8. Массовая доля углерода в некотором углеводороде составляет 84%. Его пар в 3,125 раз тяжелее кислорода. Определите молекулярную формулу углеводорода и составьте структурные формулы соответствующих изомеров. Дайте им названия.

## § 2. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

При классификации органических соединений учитывают особенности углеродного скелета молекулы, выделяя две большие группы органических веществ: соединения с открытой цепью — *алифатические* (от греч. *aleiphatos* — масло, смола, жир) и соединения с замкнутыми (циклическими) структурами — *циклические*.

Циклические соединения подразделяются на *карбоциклические* (циклы построены только из атомов углерода) и *гетероциклические* (наряду с атомами углерода в циклах содержатся также атомы азота, кислорода или серы).

Карбоциклические подразделяют на *алициклические* (алифатические циклические) и *ароматические*, имеющие в составе молекул устойчивую циклическую группировку атомов с особым типом связей.

### Классификация углеводов

*Углеводороды* — вещества, молекулы которых образованы только атомами углерода и водорода  $C_xH_y$ . Они подразделяются на *алифатические* и *циклические*.

В алифатических углеводородах углеродные атомы в молекулах связаны в открытые (разветвленные и неразветвленные) цепи.

Углеводороды с открытой углеродной цепью называют еще *ациклическими* (греч. *a* — не).

Углеводороды с замкнутой в цикл цепью — *циклические* — могут быть *алициклическими* (алифатическими циклическими) и *ароматическими* (рис. 1.2).

Формулы циклических углеводов можно записывать в виде правильных многоугольников. В вершине каждого угла подразумевается наличие атома углерода. Атомы водорода не обозначаются, но их столько, сколько требуется для полного насыщения четырех валентностей каждого углеродного атома.

Если молекулы углеводов содержат только одинарные связи, их называют *предельными* или *насыщенными*. Если в составе молекул углеводов имеются кратные связи (двойные или тройные), их называют *непредельными* или *ненасыщенными*.

Основными классами *алифатических углеводов* являются *алканы*, *алкены*, *алкины* и *алкадиены* (рис. 1.3).



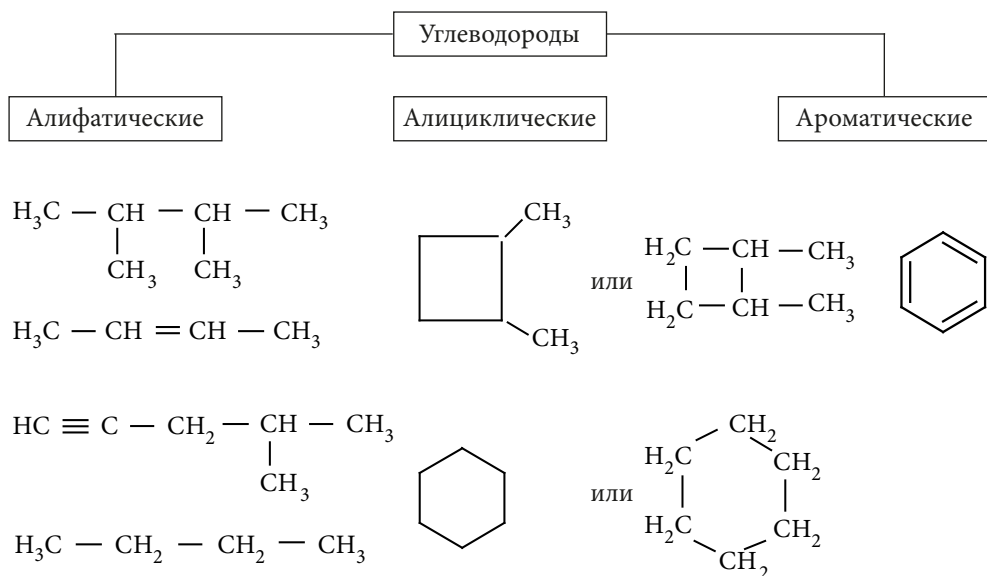


Рис. 1.2. Схема классификации углеводородов в зависимости от строения углеродной цепи

В молекулах алканов все связи одинарные ( $\sigma$ -связи); в молекулах алкенов присутствует одна двойная ( $\sigma + \pi$ ) связь, остальные — одинарные; в молекулах алкинов — одна тройная ( $\sigma + 2\pi$ ), остальные — одинарные; в молекулах диенов — две двойные связи (остальные — одинарные), приставка «ди-» указывает на наличие двух двойных связей.

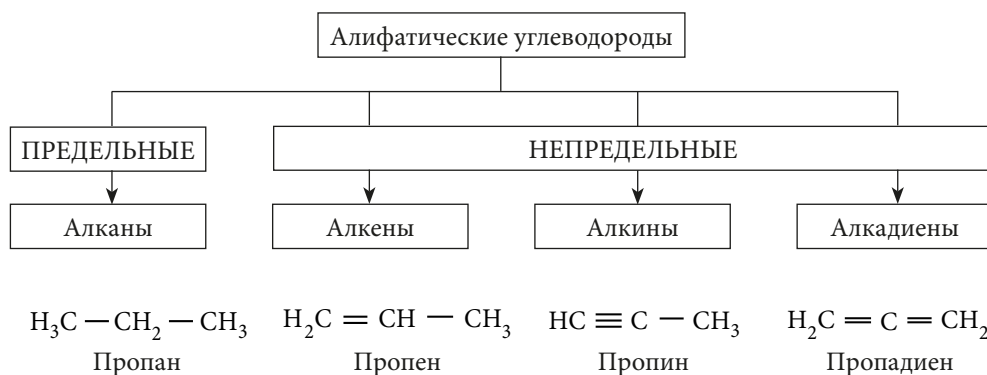


Рис. 1.3. Схема классификации углеводородов в зависимости от наличия одинарных или кратных связей

Суффикс в названии углеводорода указывает на принадлежность к тому или иному классу углеводородов (алкан, алкен, алкин).

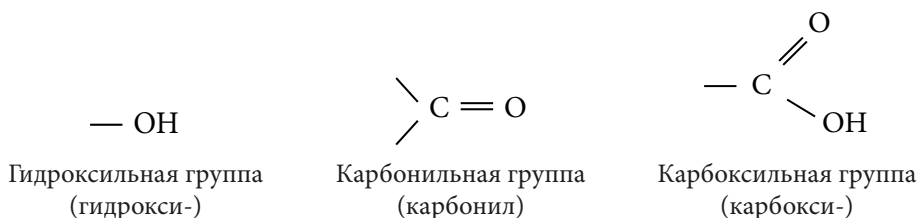
Молекулы циклических углеводородов также могут содержать кратные связи. Особый класс составляют *ароматические углеводороды (арены)*.

### Классификация кислородсодержащих органических соединений

Принадлежность к определенному классу органических соединений определяется наличием конкретной *функциональной группы*.

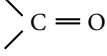
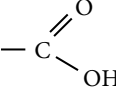


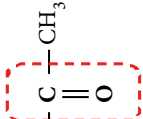
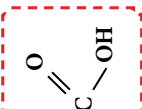
**Функциональная группа** — группа химически связанных атомов, определяющая свойства того или иного класса органических веществ.

Среди различных кислородсодержащих функциональных групп наиболее распространены следующие:



Основные классы кислородсодержащих органических веществ представлены в табл. 1.1.

Таблица 1.1. Основные классы кислородсодержащих органических веществ

Функциональная группа	Гидроксил — OH	Карбонил 		Карбоксил 
Класс	Спирты	Альдегиды	Кетоны	Карбоновые кислоты
Пример	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$  Пропанол-1	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$  Пропаналь	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$  Пропанон	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$  Пропановая кислота

## Классификация азотсодержащих органических веществ

Среди азотсодержащих органических веществ можно выделить такие классы органических веществ, как *амины*, *нитросоединения*, *нитрилы* и т. д. (табл. 1.2). В молекулах нитросоединений нитрогруппа  $-\text{NO}_2$  соединена непосредственно с углеродным атомом, а в молекулах нитроэфиров эта группа соединена с атомом углерода через кислород.

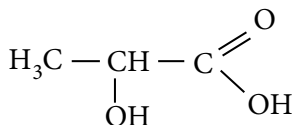
Таблица 1.2. Некоторые классы азотсодержащих органических веществ

Функциональная группа	Аминогруппа $-\text{NH}_2$	Нитрогруппа $-\text{NO}_2$		Цианогруппа $-\text{C}\equiv\text{N}$
	Класс	Амины	Нитросоединения	Нитроэфиры
Пример	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ 1-Аминопропан	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NO}_2$ 1-Нитропропан	$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2$ $\quad   \quad   \quad  $ $\text{ONO}_2 \quad \text{ONO}_2 \quad \text{ONO}_2$ Нитроглицерин	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$ Пропионитрил

Кроме перечисленных классов органических веществ существуют и другие (серо- и фосфорсодержащие, металлоорганические соединения и т. д.)

В молекулах органических соединений может находиться несколько функциональных групп. Если группы одинаковы, эти соединения относят к *полифункциональным*; если они различны — к *гетерофункциональным*.

Так, молочная кислота — гетерофункциональное производное: ее молекула содержит группы  $-\text{COOH}$  и  $-\text{OH}$ . Она может проявлять свойства как карбоновых кислот, так и спиртов:

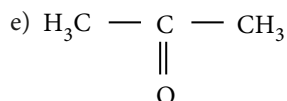
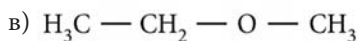
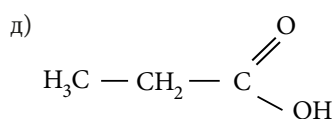
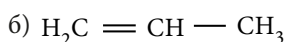
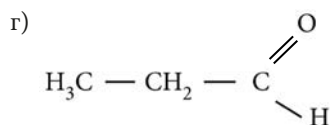
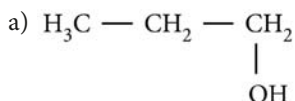


Молочная кислота

Различные функциональные группы могут взаимно влиять друг на друга, обуславливая появление новых свойств.

### ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Составьте структурные формулы изомеров, отвечающих молекулярной формуле  $C_2H_4O$  и принадлежащих к разным классам органических веществ. Укажите эти классы.
2. Какие из следующих органических соединений являются моно-, а какие — полифункциональными соединениями:  $CH_3COOH$  — уксусная кислота;  $CH_2(OH)-CH(OH)-CH_2(OH)$  — глицерин;  $H_2N-CH_2-COOH$  — аминоксусная кислота;  $CH_3-CH_2Cl$  — хлорэтан;  $CHCl_3$  — хлороформ;  $CH_3-CH(OH)-COOH$  — молочная кислота. Назовите функциональные группы, входящие в состав молекул этих соединений.
3. Известно, что молекулярная формула (брутто-формула) отражает только качественный и количественный состав молекул, но не дает информации о строении органического соединения, которое для одной и той же брутто-формулы может различаться. Запишите возможные структурные формулы для соединений состава  $C_4H_6Cl_2$ .
4. Найдите изомеры среди веществ, формулы которых приведены ниже. Укажите, к каким классам органических веществ они относятся:



5. При сгорании 3,6 мг некоторого углеводорода плотность паров по водороду которого равна 36, образовалось 11 мг углекислого газа и 5,4 мг воды. Установите молекулярную формулу углеводорода и составьте структурные формулы соответствующих изомеров.

### § 3. СТРОЕНИЕ АТОМОВ

#### *Краткая характеристика субатомных частиц*

Прежде чем обсудить строение органических соединений, вспомним основные сведения о строении атомов.

*Атом* — мельчайшая частица химического элемента. Атом неделим химическими методами.

Ядро атома образовано протонами и нейтронами. Электронная оболочка образована электронами. Протоны, нейтроны и электроны относят к *элементарным частицам* (табл. 1.3).

Таблица 1.3. Характеристики элементарных частиц

Частицы	Обозначения	Заряд		Масса	
		Кулон (Кл)	Элементарный электрический заряд (e)	В килограммах (кг)	Атомная единица массы (а. е. м.)
Протон	$p^+$	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007276
Нейтрон	$n^0$	0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,008665
Электрон	$e^-$	$1,60 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,000549

Для описания состояния электронов в атоме датский ученый Нильс Бор (Niels Henrik David Bohr) ввел следующие постулаты.

1. Электроны в атоме движутся вокруг ядра по строго определенным орбитам, находясь на которых они не излучают и не поглощают энергию. Каждой орбите отвечает строго определенное значение энергии. Чем дальше от ядра находится орбита, тем больше энергия электронов.
2. Электроны могут переходить с одной орбиты на другую, при этом поглощая или выделяя энергию определенными порциями — квантами.
3. Траекторию движения электрона в поле ядра проследить невозможно. Поэтому движущиеся вокруг ядра электроны можно представить в виде электронного облака. Область, в которой нахождение электрона наиболее вероятно, называют орбиталью.

*Атомная орбиталь* (АО) — область пространства вокруг ядра атома, в которой вероятность пребывания электрона достаточно высока (90 %).

Атомные орбитали отличаются друг от друга размерами, формой и ориентацией в пространстве (рис. 1.4). Важной характеристикой орбитали является вид ее симметрии. Орбитали с шаровой симметрией называются *s*-орбиталями.

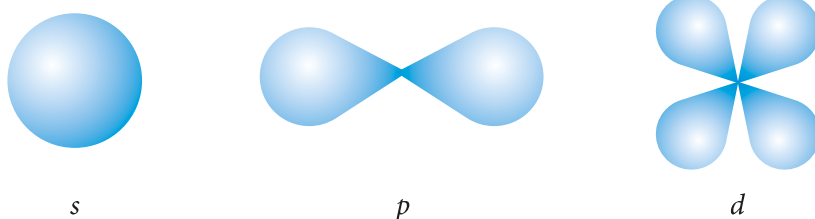


Рис. 1.4. Формы атомных орбиталей

ми, гантелеобразные орбитали с осевой симметрией — *p*-орбиталями. Существуют четырехлопастные *d*-орбитали, более сложной формы *f*-орбитали и т. д.

Орбитали группируются в оболочки и подоболочки, отличающиеся друг от друга по характеру движения (*квантовым числам*) электронов вокруг ядра.

Состояние электронов в атоме характеризуется набором четырех квантовых чисел.

### Квантовые числа

1. **Главное квантовое число** ( $n$ ) определяет энергию электрона и степень его удаления от ядра атома. Оно соответствует номеру энергетического уровня, на котором предположительно находится электрон.

**Энергетический уровень** — это совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одним и тем же значением квантового числа  $n$  ( $n = 1; 2; 3; 4; \dots$ ).

Электроны, у которых  $n = 1$ , находятся на первом энергетическом уровне, у которых  $n = 2$  — на втором энергетическом уровне и т. д. Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне определяется по формуле  $2n^2$  (на первом уровне — 2, на втором — 8, на третьем — 18 и т. д.).

2. **Побочное (орбитальное) квантовое число** ( $l$ ) определяет форму АО:

АО	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
$l$	0	1	2	3

Орбитальное квантовое число  $l$  принимает целочисленные значения от 0 до  $(n - 1)$ . Главному квантовому числу  $n$  соответствует  $n$  значений орбитальных квантовых чисел. Совокупность орбиталей одинаковой формы (с одинаковым  $l$ ) на данном энергетическом уровне образует *энергетический подуровень*.

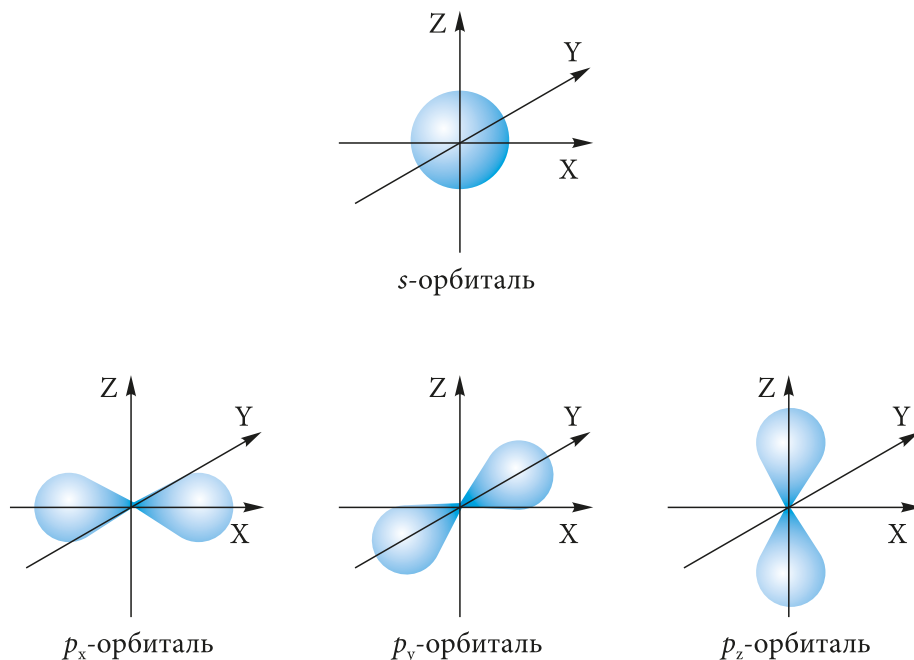


Рис. 1.5. Формы s- и p-орбиталей для различных состояний электронов в атоме

**Энергетический подуровень** — совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одними и теми же значениями главного квантового числа  $n$  и орбитального квантового числа  $l$ .

Таким образом, на первом энергетическом уровне ( $n=1$ ) существует только s-подуровень; на втором ( $n=2$ ) — s- и p-подуровни; на третьем ( $n=3$ ) — s-, p- и d-подуровни и т. д.

3. **Магнитное квантовое число ( $m_l$ )** определяет положение АО в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля.

Значение  $m_l$  меняется от  $-l$  до  $l$ . Число значений магнитного квантового числа зависит от орбитального квантового числа и равно  $(2l+1)$ .

Для сферической s-орбитали ( $l=0$ ) существует только одно значение  $m_l=0$ ; таким образом, на s-подуровне каждого энергетического уровня существует только одна орбиталь. Для гантелеобразных p-орбиталей ( $l=1$ ) существует 3 возможных значения:  $m_l=-1; 0; +1$ , т. е. на p-подуровне находится три орбитали. Для d-орбиталей ( $l=2$ ) существует пять значений  $m_l=-2; -1; 0; +1; +2$ . Таким образом, на каждом d-подуровне находится пять орбиталей.

Конфигурации s- и p-орбиталей и их расположение в пространстве показаны на рис. 1.5.

4. **Спиновое квантовое число ( $m_s$ ).** Электрон имеет собственные магнитный и механический моменты, которые объединили общим названием «*спин*». В связи с этим введено четвертое квантовое число — магнитное спиновое число  $m_s$ . Оно принимает значения  $+\frac{1}{2}$  и  $-\frac{1}{2}$ .

На каждой АО может одновременно находиться не больше двух электронов. Если на одной АО находится  $2e^-$ , то они различаются спиновыми квантовыми числами.

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел. Этот принцип сформулирован швейцарским физиком-теоретиком В. Паули (Wolfgang Ernst Pauli) и носит название *принципа Паули*.

### Электронная конфигурация атомов

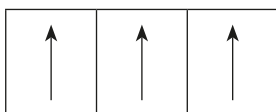
Химические свойства элементов и их соединений обусловлены электронным строением атомов. С участием электронов внешнего уровня возникают связи между атомами. Поэтому важно понимать принципы распределения электронов в электронной оболочке и уметь определять *электронную конфигурацию* атомов элементов.

При заполнении электронами электронных оболочек атомов следует учитывать два следующих правила.

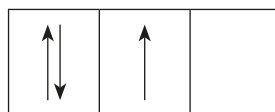
1. **Правило Хунда** (сформулировано в 1927 году немецким физиком Ф. Хундом (Friedrich Hund)). Устойчивому состоянию атома соответствует максимально возможное число неспаренных электронов на каждом из подуровней.

В соответствии с этим правилом заполнение  $p$ -подуровня осуществляется по одному электрону, что показано на следующей схеме:

Соответствует правилу Хунда



Не соответствует правилу Хунда



2. **Правило Клечковского** (сформулировано в 1951 году советским агрохимиком В. М. Клечковским). Атомные орбитали заполняются электронами в порядке возрастания суммы  $(n + l)$ . При одинаковых значениях суммы  $(n + l)$  сначала заполняются орбитали с наименьшим значением  $n$ .

	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p
$N$	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5
$L$	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6



## ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Определите электронную конфигурацию атомов: а) водорода; б) кислорода; в) азота; г) серы; д) хлора; е) фосфора.
2. По данным о распределении валентных электронов найдите элемент. Какова электронная конфигурация следующих частиц: а) атома аргона Ar; б) иона калия  $K^+$ ; в) иона стронция  $Sr^{2+}$ ; г) бромид-иона  $Br^-$ ; д) селенид-иона  $Se^{2-}$ ; е) иона иттрия  $Y^{3+}$ ?
3. Перечислите все возможные частицы с конфигурацией внешнего энергетического уровня  $2s^22p^6$ .

## § 4. ТИПЫ И ХАРАКТЕРИСТИКИ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

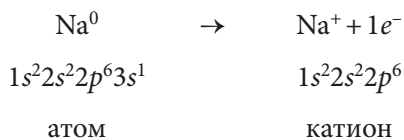
**Химическая связь** — совокупность сил, обуславливающих взаимодействие атомов или ионов друг с другом в химическом соединении.

### **Ионная связь**

В образовании ионной связи участвуют ионы — заряженные частицы, образующиеся в результате отдачи или присоединения электронов атомами или группами химически связанных атомов. Различают два вида ионов: *катионы* — положительно заряженные ионы, *анионы* — отрицательно заряженные ионы.

Причина образования связи заключается в тенденции атомов элементов к приобретению устойчивой восьмиэлектронной оболочки. Вспомним это на примере образования ионной пары  $Na^+F^-$ . Условно разделим процесс образования ионной связи на три этапа:

1. **Образование катиона  $Na^+$ .** Электронная конфигурация атома натрия  $1s^22s^22p^63s^1$ . Для приобретения устойчивой электронной конфигурации ближайшего в Периодической системе инертного газа (Ne) требуется отдать  $1e^-$  с внешнего валентного уровня.



2. **Образование аниона  $F^-$ .** Электронная конфигурация атома фтора  $1s^22s^22p^5$ . Для приобретения устойчивой электронной конфигурации ближайшего инертного газа (Ne) требуется принять  $1e^-$  на внешний валентный уровень.