



# ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ .....	10
ВВЕДЕНИЕ .....	12

## ЧАСТЬ I

### ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### Глава 1

<b>ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ В ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ</b> .....	13
1.1. Теория строения органических соединений .....	13
1.2. Строение атомов .....	16
1.2.1. Атомные орбитали .....	16
1.2.2. Электронная конфигурация .....	17
1.3. Природа химической связи .....	18
1.3.1. Ионные связи .....	18
1.3.2. Ковалентные связи .....	19
1.3.3. Водородные связи .....	21
1.4. Электронная конфигурация атома углерода в органических соединениях .....	21
1.4.1. $sp^3$ -Гибридизация и ординарная связь .....	22
1.4.2. $sp^2$ -Гибридизация и двойная связь .....	23
1.4.3. $sp$ -Гибридизация и тройная связь .....	24
1.4.4. Основные характеристики ковалентных связей .....	25
1.5. Способы изображения структуры органических молекул .....	26
1.5.1. Структурные формулы .....	26
1.5.2. Молекулярные модели .....	27
Задания .....	28

#### Глава 2

<b>КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ</b> .....	30
2.1. Классификация .....	30
2.2. Основные системы номенклатур .....	33
2.2.1. Заместительная номенклатура .....	34
2.2.2. Радиально-функциональная номенклатура .....	40
2.3. Международные непатентованные наименования .....	40
Задания .....	42

#### Глава 3

<b>ВЗАИМНОЕ ВЛИЯНИЕ АТОМОВ В МОЛЕКУЛЕ</b> .....	44
3.1. Сопряжённые системы с открытой цепью .....	44
3.1.1. $\pi, \pi$ -Сопряжение .....	44
3.1.2. $p, \pi$ -Сопряжение .....	46
3.2. Сопряжённые системы с замкнутой цепью. Ароматичность .....	46

3.3. Электронные эффекты в органических молекулах . . . . .	49
3.3.1. Индуктивный эффект . . . . .	50
3.3.2. Мезомерный эффект . . . . .	51
<i>Задания</i> . . . . .	53

## ЧАСТЬ II УГЛЕВОДОРОДЫ

### Глава 4

<b>НАСЫЩЕННЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ</b> . . . . .	55
4.1. Алканы . . . . .	55
4.1.1. Номенклатура и изомерия . . . . .	56
4.1.2. Трёхмерные структуры алканов . . . . .	57
4.1.3. Конформации алканов . . . . .	58
4.1.4. Физические свойства . . . . .	60
4.1.5. Природные источники и способы получения . . . . .	60
4.1.6. Общая характеристика органических реакций . . . . .	62
4.1.7. Химические свойства . . . . .	63
4.1.8. Отдельные представители . . . . .	65
4.2. Циклоалканы . . . . .	67
4.2.1. Изомерия и номенклатура . . . . .	67
4.2.2. Особенности строения циклоалканов . . . . .	68
4.2.3. Химические свойства . . . . .	71
<i>Задания</i> . . . . .	72
<i>Лабораторная работа</i> . . . . .	74

### Глава 5

<b>НЕНАСЫЩЕННЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ</b> . . . . .	76
5.1. Алкены . . . . .	76
5.1.1. Номенклатура и изомерия . . . . .	76
5.1.2. Физические свойства . . . . .	77
5.1.3. Способы получения . . . . .	78
5.1.4. Химические свойства . . . . .	80
5.1.5. Отдельные представители . . . . .	85
5.2. Алкадиены . . . . .	85
5.2.1. Номенклатура и изомерия . . . . .	85
5.2.2. Способы получения . . . . .	86
5.2.3. Химические свойства . . . . .	86
5.3. Алкины . . . . .	88
5.3.1. Номенклатура и изомерия . . . . .	88
5.3.2. Способы получения . . . . .	88
5.3.3. Химические свойства . . . . .	89
5.3.4. Отдельные представители . . . . .	91
<i>Задания</i> . . . . .	92
<i>Лабораторная работа</i> . . . . .	93

**Глава 6**

<b>АРЕНЫ</b> .....	95
6.1. Номенклатура и изомерия .....	95
6.2. Физические свойства .....	96
6.3. Природные источники и способы получения .....	97
6.4. Химические свойства .....	98
6.4.1. Реакции электрофильного замещения в ароматическом ядре .....	98
6.4.2. Реакции окисления и восстановления .....	103
6.4.3. Реакции боковых цепей в алкилбензолах .....	104
6.5. Отдельные представители .....	105
<i>Задания</i> .....	106
<i>Лабораторная работа</i> .....	107

**ЧАСТЬ III**  
**ГОМОФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ**

**Глава 7**

<b>ГАЛОГЕНОПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОРОДОВ</b> .....	108
7.1. Номенклатура и изомерия .....	108
7.2. Физические свойства .....	109
7.3. Способы получения .....	111
7.4. Химические свойства .....	112
7.4.1. Характеристика связи углерод–галоген .....	112
7.4.2. Реакции нуклеофильного замещения .....	113
7.4.3. Реакции элиминирования .....	116
7.4.4. Реакции ароматических галогенопроизводных .....	118
7.5. Отдельные представители .....	119
<i>Задания</i> .....	120
<i>Лабораторная работа</i> .....	121

**Глава 8**

<b>СПИРТЫ. ФЕНОЛЫ. ТИОЛЫ</b> .....	123
8.1. Кислотные и основные свойства органических соединений .....	123
8.1.1. Кислотность и основность по Брэнстеду–Лоури .....	123
8.1.2. Кислоты .....	125
8.1.3. Основания .....	127
8.2. Спирты .....	129
8.2.1. Номенклатура и изомерия .....	129
8.2.2. Физические свойства .....	130
8.2.3. Способы получения .....	132
8.2.4. Химические свойства .....	132
8.2.5. Многоатомные спирты (полиолы) .....	136
8.2.6. Отдельные представители .....	137
8.3. Фенолы .....	138

8.3.1. Номенклатура и изомерия	140
8.3.2. Физические свойства	140
8.3.3. Способы получения	140
8.3.4. Химические свойства	141
8.3.5. Отдельные представители	144
8.4. Тиолы	145
8.4.1. Номенклатура	146
8.4.2. Физические свойства	146
8.4.3. Способы получения	146
8.4.4. Химические свойства	147
<i>Задания</i>	148
<i>Лабораторная работа</i>	150
<b>Глава 9</b>	
<b>ПРОСТЫЕ ЭФИРЫ. СУЛЬФИДЫ</b>	153
9.1. Простые эфиры	153
9.1.1. Номенклатура и изомерия	154
9.1.2. Физические свойства	155
9.1.3. Способы получения	156
9.1.4. Химические свойства	156
9.1.5. Отдельные представители	158
9.2. Сульфиды	159
<i>Задания</i>	160
<b>Глава 10</b>	
<b>АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ</b>	162
10.1. Номенклатура и изомерия	162
10.2. Физические свойства	164
10.3. Способы получения	165
10.4. Химические свойства	166
10.4.1. Реакции нуклеофильного присоединения	167
10.4.2. Реакции окисления и восстановления	172
10.4.3. Галоформная реакция	174
10.5. Отдельные представители	174
<i>Задания</i>	176
<i>Лабораторная работа</i>	177
<b>Глава 11</b>	
<b>КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ И ИХ ФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ ПРОИЗВОДНЫЕ</b>	179
11.1. Номенклатура и изомерия	180
11.2. Физические свойства	182
11.3. Способы получения	183
11.4. Химические свойства	183
11.4.1. Кислотные свойства	184
11.4.2. Реакции нуклеофильного замещения	187

11.4.3. Декарбоксилирование . . . . .	189
11.4.4. Галогенирование насыщенных алифатических кислот . . .	189
11.5. Отдельные представители . . . . .	190
11.6. Функциональные производные карбоновых кислот . . . . .	192
11.6.1. Сложные эфиры . . . . .	194
11.6.2. Амиды . . . . .	196
11.6.3. Ацилирующая способность функциональных производных кислот . . . . .	198
11.7. Угольная кислота и её производные . . . . .	200
<i>Задания</i> . . . . .	201
<i>Лабораторная работа</i> . . . . .	204
<b>Глава 12</b>	
<b>АМИНЫ. ДИАЗО- И АЗОСОЕДИНЕНИЯ . . . . .</b>	<b>207</b>
12.1. Амины . . . . .	207
12.1.1. Номенклатура и изомерия . . . . .	207
12.1.2. Физические свойства . . . . .	208
12.1.3. Способы получения . . . . .	209
12.1.4. Химические свойства . . . . .	210
12.1.5. Отдельные представители . . . . .	213
12.2. Диазосоединения . . . . .	214
12.2.1. Строение и получение . . . . .	214
12.2.2. Химические свойства . . . . .	215
12.3. Азосоединения . . . . .	215
12.4. Основные положения теории цветности . . . . .	217
<i>Задания</i> . . . . .	219
<i>Лабораторная работа</i> . . . . .	221

## ЧАСТЬ IV

### БИОЛОГИЧЕСКИ АКТИВНЫЕ И ПРИРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

#### Глава 13

#### ПРОСТРАНСТВЕННОЕ СТРОЕНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ

<b>СОЕДИНЕНИЙ . . . . .</b>	<b>223</b>
13.1. Энантимеры . . . . .	224
13.2. Стереохимическая номенклатура . . . . .	228
13.2.1. Способы изображения пространственного строения . . . . .	228
13.2.2. <i>R,S</i> -Номенклатура . . . . .	229
13.2.3. <i>D,L</i> -Система обозначения конфигурации . . . . .	231
13.3. Диастереомеры . . . . .	232
<i>Задания</i> . . . . .	237

#### Глава 14

<b>ГЕТЕРОФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ . . . . .</b>	<b>240</b>
14.1. Гидрокси- и аминокислоты . . . . .	240
14.1.1. Алифатические гидрокси- и аминокислоты . . . . .	240

14.1.2. Фенолокислоты . . . . .	245
14.1.3. Ароматические аминокислоты. . . . .	248
14.2. Оксокарбоновые кислоты . . . . .	249
14.3. Аминосulьфоновые кислоты . . . . .	252
14.4. Аминоспирты и аминифенолы. . . . .	253
14.5. Поликонденсация. . . . .	255
<i>Задания. . . . .</i>	<i>257</i>
<i>Лабораторная работа. . . . .</i>	<i>259</i>
<b>Глава 15</b>	
<b>ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ . . . . .</b>	<b>262</b>
15.1. Структура и общая характеристика . . . . .	262
15.1.1. Классификация и номенклатура . . . . .	262
15.1.2. Ароматичность. . . . .	264
15.1.3. Кислотные и основные свойства . . . . .	266
15.2. Шестичленные гетероциклические соединения . . . . .	267
15.2.1. Пиридин . . . . .	268
15.2.2. Гетероциклы с двумя гетероатомами. . . . .	272
15.3. Пятичленные гетероциклические соединения . . . . .	275
15.3.1. Гетероциклы с одним гетероатомом. . . . .	275
15.3.2. Гетероциклы с двумя гетероатомами. . . . .	279
15.4. Пурины . . . . .	282
15.5. Алкалоиды . . . . .	285
15.5.1. Группы алкалоидов . . . . .	286
15.5.2. Основные свойства . . . . .	288
<i>Задания. . . . .</i>	<i>290</i>
<i>Лабораторная работа. . . . .</i>	<i>291</i>
<b>Глава 16</b>	
<b>УГЛЕВОДЫ . . . . .</b>	<b>293</b>
16.1. Моносахариды . . . . .	293
16.1.1. Классификация. . . . .	293
16.1.2. Стереизомерия и номенклатура. . . . .	294
16.1.3. Циклические формы . . . . .	296
16.1.4. Таутомерия . . . . .	299
16.1.5. Физические свойства . . . . .	300
16.1.6. Химические свойства . . . . .	301
16.2. Олигосахариды. . . . .	305
16.2.1. Структура и классификация . . . . .	305
16.2.2. Химические свойства . . . . .	308
16.3. Полисахариды. . . . .	308
<i>Задания. . . . .</i>	<i>310</i>
<i>Лабораторная работа. . . . .</i>	<i>312</i>

**Глава 17**

<b><math>\alpha</math>-АМИНОКИСЛОТЫ, ПЕПТИДЫ И БЕЛКИ</b> . . . . .	314
17.1. Природные $\alpha$ -аминокислоты. . . . .	314
17.1.1. Классификация и номенклатура . . . . .	314
17.1.2. Стереоизомерия . . . . .	316
17.1.3. Физические свойства . . . . .	317
17.1.4. Химические свойства . . . . .	317
17.2. Пептиды и белки . . . . .	320
17.2.1. Первичная структура . . . . .	320
17.2.2. Вторичная структура . . . . .	323
<i>Задания</i> . . . . .	327
<i>Лабораторная работа</i> . . . . .	328

**Глава 18**

<b>ТРИАЦИЛГЛИЦЕРИНЫ</b> . . . . .	330
18.1. Общая характеристика строения . . . . .	330
18.2. Номенклатура. . . . .	332
18.3. Физические свойства . . . . .	333
18.4. Химические свойства . . . . .	335
18.5. Поверхностно-активные вещества и моющие средства . . . . .	337
<i>Задания</i> . . . . .	339

**Глава 19**

<b>ИЗОПРЕНОИДЫ</b> . . . . .	341
19.1. Терпеноиды . . . . .	341
19.1.1. Моноциклические терпеноиды . . . . .	343
19.1.2. Бициклические терпеноиды . . . . .	344
19.2. Стероиды. . . . .	345
19.2.1. Стереоизомерия и номенклатура. . . . .	346
19.2.2. Отдельные представители . . . . .	348
<i>Задания</i> . . . . .	349

<b>ГЛОССАРИЙ</b> . . . . .	350
----------------------------	-----

<b>ОТВЕТЫ И РЕКОМЕНДАЦИИ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЗАДАНИЙ</b> . . . . .	361
-------------------------------------------------------------	-----

<b>ПРИЛОЖЕНИЕ</b> . . . . .	366
-----------------------------	-----

Реактивы и краткие указания по их приготовлению. . . . .	366
----------------------------------------------------------	-----

<b>УКАЗАТЕЛЬ</b> . . . . .	368
----------------------------	-----





# Часть I

## Основы строения органических соединений

### Глава 1

## ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ В ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ

Физические и химические свойства органических соединений обусловлены природой атомов, входящих в состав молекулы, типом связей между атомами и их взаимным влиянием. Понимание электронного строения химических связей лежит в основе объяснения многочисленных превращений органических соединений.

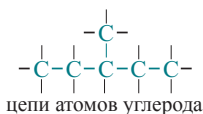
### 1.1. Теория строения органических соединений

К середине XIX в. был накоплен большой фактический материал, на базе которого стали формироваться теории, авторы которых пытались дать обобщённое описание строения органических соединений. Существенный вклад в развитие теоретических представлений был внесён немецким химиком Ф.А. Кекуле и шотландским химиком А.С. Купером. Ими были сформулированы основные положения.

1. Атомы в органических соединениях образуют определённое число связей с другими атомами, то есть проявляют определённую валентность. Так, атом углерода образует четыре связи и является четырёхвалентным; атом азота чаще образует три связи и является трёхвалентным; атомы кислорода и серы — по две связи (они двухвалентны); атомы водорода и галогенов — одновалентны.



2. Атомы углерода способны связываться друг с другом, образуя протяжённые цепи.



Решающий вклад в создание теории строения органических соединений (1861), которая и по сей день служит научной основой органической химии, принадлежит великому русскому химику А.М. Бутлерову.

Основные положения теории строения органических соединений:

- атомы в молекулах связаны друг с другом химическими связями в соответствии с их валентностью;
- атомы в молекулах соединяются в определённой последовательности, что обуславливает *химическое строение* молекулы;
- свойства соединений зависят не только от числа и природы входящих в них атомов, но и от химического строения молекул;
- в молекулах существует взаимное влияние атомов, как связанных, так и непосредственно друг с другом не связанных;
- химическое строение вещества можно определить в результате изучения его химических превращений, и, наоборот, по строению вещества можно охарактеризовать его свойства.

Важным следствием теории строения был вывод о том, что каждое органическое соединение должно иметь единственную химическую формулу, отражающую его строение. Строение органических соединений изображается в виде *структурных формул* (подробнее см. 1.5.1).

**Структурная формула** — это изображение последовательности связывания атомов в молекуле.

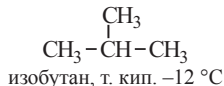
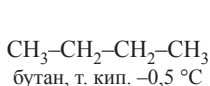
Теория Бутлерова даёт объяснение явлению *изомерии* — возможности существования нескольких соединений с одинаковой молекулярной формулой, но с различной структурой, а, следовательно, обладающих различными свойствами. Такие соединения называют *структурными изомерами*, а явление в целом — *структурной изомерией*.

**Структурная изомерия** — это существование соединений с одинаковым составом, но различающихся строением.

Наиболее частым случаем изомерии является изомерия *углеродного скелета* молекулы. Например, существуют два изомерных углеводорода

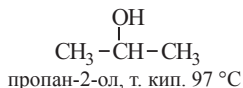
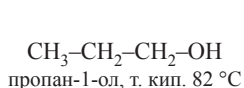
состава  $C_4H_{10}$  — бутан и изобутан. Для углеводородов  $C_6H_{14}$  возможны 5 изомеров, а для декана  $C_{10}H_{22}$  — 75.

### ИЗОМЕРЫ УГЛЕРОДНОГО СКЕЛЕТА

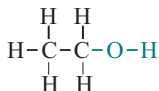


Изомеры могут содержать одинаковый набор связей, но различаться положением какого-либо атома или группы атомов в молекуле-основе. Два спирта — пропан-1-ол и пропан-2-ол — пример таких соединений, называемых *позиционными* изомерами (изомерами положения).

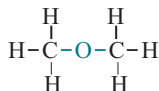
### ПОЗИЦИОННЫЕ ИЗОМЕРЫ



Соединения с молекулярной формулой  $C_2H_6O$  — этанол и диметиловый эфир — представляют пример *межклассовых* изомеров. Из структурных формул этих изомеров видно различие в их строении: молекула этанола содержит связи C—C, C—H, O—H и C—O, тогда как в молекуле диметилового эфира связи C—C и O—H отсутствуют. Следствием различного строения этих двух соединений являются существенная разница температур кипения и совершенно различные химические свойства.



этанол, т. кип. 78 °С



диметиловый эфир, т. кип. -25 °С

Теория строения объясняет также, почему изомеры обладают различными химическими свойствами. Причина заключается в проявлении взаимного влияния атомов в молекуле. Учение о взаимном влиянии атомов было развито учеником А.М. Бутлерова В.В. Марковниковым. В современной органической химии взаимное влияние атомов в молекуле служит одним из главных факторов для оценки реакционной способности органических соединений.

Открытие электрона (1897) и успехи в изучении строения атома привели к широкому внедрению атомной теории в органическую химию. Достижения в области квантовой механики также активно проникли в органическую химию.

## 1.2. Строение атомов

Атом состоит из положительно заряженного ядра, окружённого отрицательно заряженными электронами. Ядро включает протоны, несущие общий положительный заряд, и нейтральные частицы — нейтроны (за исключением лёгкого изотопа водорода). Протоны и нейтроны равны по массе, тогда как масса электрона примерно в 1840 раз меньше массы протона.

Строение атомов описывается следующими общими положениями:

- число протонов определяет общий заряд ядра и характеризует атом как определённый элемент;
- положительный заряд ядра в нейтральном атоме компенсируется суммарным отрицательным зарядом всех электронов;
- порядковый номер элемента в периодической системе соответствует числу протонов (или электронов), а относительная атомная масса равна сумме протонов и нейтронов.

Число и распределение электронов в атоме обуславливают строение молекул и специфичность их химических свойств.

### 1.2.1. Атомные орбитали

Электроны составляют очень небольшую часть массы атома, но занимают значительную часть объёма атома, называемую *орбиталями*.

**Атомная орбиталь (АО)** — это та часть пространства вокруг ядра, в которой нахождение электрона наиболее вероятно.

Согласно *принципу Паули*, на каждой орбитали может находиться не более двух электронов, которые должны иметь противоположные спины.

Спин — от англ. *spin* (быстрое вращение; вращаться). Полагают, что электрон вращается вокруг своей оси, и направление вращения схематично показывают стрелками ( $\uparrow$  или  $\downarrow$ ). Спаренные электроны обозначают разнонаправленными стрелками ( $\uparrow\downarrow$ ).

Электроны располагаются на определённых энергетических уровнях (оболочках), обозначаемых цифрами 1, 2, 3 и т.д. Общее число орбиталей на той или иной оболочке равно  $n^2$ , где  $n$  — номер оболочки. Чем дальше оболочка от ядра, тем выше энергия находящихся на ней электронов (табл. 1.1).

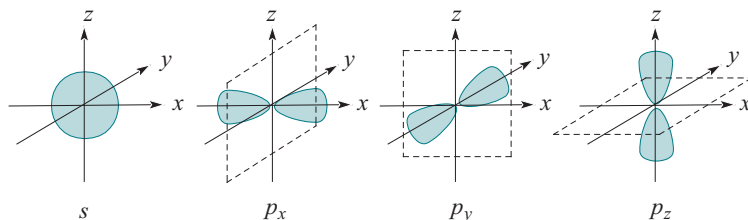
Различают четыре типа орбиталей, обозначаемых буквами *s*, *p*, *d* и *f*. Этими же буквами обозначаются и находящиеся на них электроны. В пределах одного энергетического уровня электроны на этих орбиталях несколько различаются по энергии, то есть находятся на разных энергетических подуровнях, причём энергия *p*-электронов несколько больше, чем *s*-электронов.

Ниже будут рассмотрены только  $s$ - и  $p$ -орбитали, имеющие наибольшее значение для элементов-органогенов.

**Таблица 1.1.** Распределение электронов на первых трёх оболочках

Номер оболочки	Увеличение энергии	Число орбиталей каждого типа			Электронная ёмкость заполненной оболочки
		$s$	$p$	$d$	
1	↓	1	0	0	2
2		1	3	0	8
3		1	3	5	18

Орбитали различаются по форме:  $s$ -орбиталь имеет сферическую форму, а  $p$ -орбиталь — форму гантели, при этом три  $p$ -орбитали ориентированы в пространстве по осям декартовых координат  $x$ ,  $y$  и  $z$  (рис. 1.1). При описании состояния электрона в атоме указывают энергетические уровни и подуровни, например  $1s$ ,  $2s$ ,  $2p$ ,  $3s$ ; иногда при этом подстрочным индексом обозначают пространственную направленность АО (см. рис. 1.1).



**Рис. 1.1.** Форма атомных  $s$ - и  $p$ -орбиталей (ядро атома находится на пересечении осей координат)

### 1.2.2. Электронная конфигурация

Электронная конфигурация (или электронная формула) описывает распределение электронов на энергетических уровнях. В основном, то есть при наиболее устойчивом состоянии, при заполнении орбиталей электронами соблюдаются следующие правила:

- *принцип устойчивости*, по которому первыми заполняются АО с наименьшей энергией:  $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d$ ;
- *правило Гунда*, согласно которому электроны располагаются на АО с одинаковой энергией поодиночке;
- *принцип Паули*, в соответствии с которым на орбитали не может находиться более двух электронов.

С учётом этих правил электронную конфигурацию атома углерода записывают как  $1s^2 2s^2 2p_x 2p_y$ , где надстрочный индекс означает число

электронов данного типа. Часто используется упрощенная форма записи (без подразделения электронов по  $p$ -орбиталям), например  $1s^22s^22p^2$ .

### 1.3. Природа химической связи

Теория химической связи была выдвинута немецким химиком В. Косселем и американским физикохимиком Г.Н. Льюисом (1916). В её основу положена высокая химическая устойчивость инертных газов (He, Ne и др.), имеющих завершённую электронную оболочку внешнего слоя (два электрона у атома гелия, восемь — у неона и остальных). Согласно этой теории все атомы стремятся приобрести подобную устойчивую конфигурацию, что может быть достигнуто либо переходом валентного электрона (или электронов) от одного атома к другому, либо обобщением электронов между атомами.

Предложены в качестве основных два типа химической связи — *ионная* и *ковалентная*.

#### 1.3.1. Ионные связи

**Ионная связь** — это связь, образованная между заряженными частицами в результате полного перехода электрона от одного атома к другому.

Ионный тип связи нехарактерен для органических соединений (будет рассмотрен в кратком виде). Простым примером образования ионной связи служит взаимодействие между атомами натрия и хлора (точками показаны внешние электроны атомов):



Атом, предоставляющий электрон (или электроны), становится положительно заряженным — катионом. Атом, принимающий электрон, превращается в анион. Ионная связь образуется между атомами, сильно отличающимися своей электроотрицательностью.

**Электроотрицательность** — это способность атома притягивать валентные электроны.

Электроотрицательность не может быть измерена непосредственно, она рассчитывается из ряда физических характеристик атомов и молекул. Из имеющихся шкал электроотрицательности наиболее употребительна