

УДК 54+577(075.8)  
ББК 24.1:28.072я73  
О-28

А в т о р ы:

О. В. Нестерова, И. Н. Аверцева, Д. А. Доброхотов, А. А. Прокопов,  
В. Ю. Решетняк

**Общая** химия с элементами биоорганической химии :  
О-28 учебник / О. В. Нестерова [и др.] ; под ред. В. А. Попкова. —  
М. : Лаборатория знаний, 2020. — 378 с. : ил.

ISBN 978-5-00101-055-5

Учебник входит в состав УМК, разработанного коллективом авторов кафедры химии Института фармации ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И. М. Сеченова (Сеченовский Университет) в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта по специальности «Стоматология». Изложен интегрированный курс химии, включающий главы о строении атома и химической связи, а также избранные разделы неорганической, физической, коллоидной, аналитической, органической и биоорганической химии. Материал ориентирован на специфику медицинского образования и обучения в медицинских вузах.

Для студентов и преподавателей медицинских высших учебных заведений.

УДК 54+577(075.8)  
ББК 24.1:28.072я73

---

*Учебное издание*

**ОБЩАЯ ХИМИЯ С ЭЛЕМЕНТАМИ БИООРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**  
**Учебник**

Ведущий редактор канд. биол. наук *Т. Е. Толстихина*. Редактор *О. Р. Валединская*  
Художественный редактор *В. А. Прокудин*  
Технический редактор *Т. Ю. Федорова*. Корректор *Н. В. Бурдина*  
Компьютерная верстка: *В. И. Савельев*

Подписано в печать 18.06.19. Формат 70 × 100/16.

Усл. печ. л. 31,2. Заказ

Издательство «Лаборатория знаний»

125167, Москва, проезд Аэропорта, д. 3

Телефон: (499) 157-5272

e-mail: info@pilotLZ.ru, <http://www.pilotLZ.ru>

---

ISBN 978-5-00101-055-5

© ФГАОУ ВО Первый МГМУ  
им. И. М. Сеченова Минздрава России  
(Сеченовский Университет), 2019  
© Лаборатория знаний, 2020

# ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>Предисловие</b> . . . . .	3
<b>Глава 1. Строение атома. Химическая связь. Химия биогенных элементов</b> . . . . .	5
1.1. Современные представления о строении атома . . . . .	5
1.2. Химическая связь . . . . .	10
1.2.1. Основные понятия . . . . .	10
1.2.2. Ковалентная связь . . . . .	12
1.2.3. Характеристики ковалентной связи . . . . .	15
1.2.4. Межмолекулярные взаимодействия . . . . .	22
1.2.5. Координационная связь. Координационные соединения . . . . .	26
1.2.6. Процессы координации в растворах . . . . .	31
1.3. Химия биогенных элементов . . . . .	35
1.3.1. Классификация биогенных элементов . . . . .	35
1.3.2. <i>s</i> -Элементы и их соединения . . . . .	37
1.3.3. Металлы <i>d</i> -блока . . . . .	44
1.3.4. <i>p</i> -Элементы и их соединения . . . . .	50
<b>Глава 2. Химическая термодинамика</b> . . . . .	78
2.1. Основные понятия . . . . .	78
2.2. Энергетика химических реакций . . . . .	82
2.2.1. Функции состояния. Первое начало термодинамики . . . . .	82
2.2.2. Термохимия. Закон Гесса . . . . .	84
2.3. Направление процессов в физико-химических системах . . . . .	87
2.3.1. Второе начало термодинамики. Энтропия . . . . .	87
2.3.2. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процесса . . . . .	89
2.3.3. Изменение энергии Гиббса в ходе химических реакций . . . . .	90
2.3.4. Химическое равновесие . . . . .	91
2.4. Фазовые равновесия и фазовые превращения . . . . .	97
2.4.1. Основные понятия . . . . .	97
2.4.2. Уравнение Клаузиуса—Клапейрона . . . . .	100
2.4.3. Правило фаз Гиббса . . . . .	103
2.4.4. Диаграммы состояния однокомпонентных систем . . . . .	106
2.4.5. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем . . . . .	109
2.4.6. Закон распределения Нерста . . . . .	116
<b>Глава 3. Химическая кинетика</b> . . . . .	119
3.1. Основные понятия . . . . .	119
3.2. Зависимость скорости реакции от температуры . . . . .	124
3.3. Механизмы химических реакций . . . . .	127
3.4. Катализ . . . . .	128
3.5. Ферментативный катализ . . . . .	131

<b>Глава 4. Свойства растворов и гетерогенных систем</b> . . . . .	136
4.1. Коллигативные свойства растворов . . . . .	136
4.1.1. Основные понятия . . . . .	136
4.1.2. Понижение давления насыщенного пара . . . . .	136
4.1.3. Понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения растворов . . . . .	138
4.1.4. Осмотическое давление . . . . .	141
4.1.5. Значение осмоса в процессах жизнедеятельности . . . . .	143
4.2. Сильные и слабые электролиты. . . . .	144
4.3. Теории кислот и оснований . . . . .	148
4.3.1. Протолитическая теория Бренстеда—Лоури . . . . .	148
4.3.2. Теория Льюиса . . . . .	155
4.3.3. Теория жестких и мягких кислот и оснований . . . . .	155
4.3.4. Кислотно-основные свойства биожидкостей полости рта . . . . .	156
4.4. Буферные системы . . . . .	157
4.4.1. Основные понятия . . . . .	157
4.4.2. Механизм буферного действия . . . . .	158
4.4.3. Буферная емкость. . . . .	159
4.4.4. Буферные системы организма. . . . .	160
4.5. Гетерогенные равновесия и процессы . . . . .	164
4.5.1. Основные понятия . . . . .	164
4.5.2. Условия смещения гетерогенного равновесия . . . . .	165
4.5.3. Гетерогенные процессы в организме . . . . .	167
 <b>Глава 5. Окислительно-восстановительные реакции</b> . . . . .	 171
5.1. Окислительно-восстановительные равновесия и процессы . . . . .	171
5.2. Типы электродов . . . . .	174
5.3. Гальванический элемент. Уравнение Нернста . . . . .	178
5.4. Окислительно-восстановительный потенциал . . . . .	181
5.5. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов . . . . .	183
5.6. Потенциометрия . . . . .	184
5.6.1. Основные понятия . . . . .	184
5.6.2. Прямые потенциометрические методы . . . . .	185
5.6.3. Косвенные потенциометрические методы (потенциометрическое титрование) . . . . .	188
5.7. Окислительно-восстановительные процессы в стоматологии. Электрохимические процессы в полости рта . . . . .	190
5.8. Химические источники тока. Электролиз . . . . .	191
5.9. Коррозия и способы защиты от коррозии . . . . .	193
5.9.1. Понятие о коррозии . . . . .	193
5.9.2. Защита металлов от коррозии. . . . .	196
5.10. Окислительно-восстановительные процессы в организме . . . . .	197
5.10.1. Особенности биохимических окислительно- восстановительных процессов в организме . . . . .	197
5.10.2. Классификация биохимических окислительно- восстановительных процессов. . . . .	199
5.10.3. Окислительно-восстановительные превращения коферментов редуктаз . . . . .	202

<b>Глава 6. Поверхностные явления.</b> . . . . .	207
6.1. Поверхностное натяжение. Адсорбция . . . . .	207
6.2. Адсорбция на неподвижной границе раздела фаз. Молекулярная адсорбция . . . . .	213
6.3. Адсорбция сильных электролитов. Ионная адсорбция . . . . .	218
6.4. Хроматография . . . . .	219
6.5. Адгезия . . . . .	220
<b>Глава 7. Дисперсные системы.</b> . . . . .	224
7.1. Основные понятия . . . . .	224
7.2. Методы получения и очистки коллоидных растворов . . . . .	226
7.3. Строение мицеллы . . . . .	229
7.4. Электрофорез и электроосмос . . . . .	231
7.5. Устойчивость дисперсных систем . . . . .	233
7.6. Коллоидные поверхностно-активные вещества . . . . .	239
7.7. Слюна как дисперсная система . . . . .	242
<b>Глава 8. Биоорганическая химия.</b> . . . . .	247
8.1. Основные понятия . . . . .	247
8.2. Классификация и номенклатура органических соединений . . . . .	248
8.3. Пространственное строение органических соединений . . . . .	254
8.4. Реакции в органической химии. . . . .	263
8.5. Электронные и стерические эффекты . . . . .	269
8.6. Электрофильные реакции . . . . .	273
8.7. Нуклеофильные реакции . . . . .	283
8.8. Радикальные реакции . . . . .	295
<b>Глава 9. Биологически активные органические соединения неполимерного характера.</b> . . . . .	300
9.1. Классификация и общая характеристика свойств . . . . .	300
9.2. Гидроксикислоты и аминокислоты. . . . .	303
9.3. Оксокислоты . . . . .	309
9.4. Аминоспирты и аминифенолы . . . . .	310
9.5. Реакции комплексообразования . . . . .	311
9.6. Гетероциклические соединения . . . . .	314
<b>Глава 10. Биополимеры и низкомолекулярные биорегуляторы</b> . . . . .	325
10.1. Углеводы . . . . .	325
10.1.1. Общая характеристика . . . . .	325
10.1.2. Цикло-оксо-таутомерия моносахаридов . . . . .	326
10.1.3. Химические свойства моносахаридов. . . . .	329
10.1.4. Олигосахариды и полисахариды . . . . .	334
10.1.5. Переваривание и всасывание углеводов . . . . .	339
10.2. Белки и их структурные компоненты . . . . .	341
10.2.1. Общая характеристика . . . . .	341
10.2.2. Уровни структурной организации белковой молекулы. . . . .	342
10.2.3. Ферменты (энзимы) . . . . .	348

10.3. Нуклеиновые кислоты . . . . .	353
10.3.1. Общая характеристика . . . . .	353
10.3.2. Уровни структурной организации нуклеиновых кислот .	355
10.4. Липиды . . . . .	357
10.4.1. Общая характеристика . . . . .	357
10.4.2. Нейтральные жиры (триацилглицерины) и жирные кислоты . . . . .	358
10.4.3. Фосфолипиды и гликолипиды . . . . .	361
10.5. Растворы высокомолекулярных соединений . . . . .	365
10.5.1. Особенности растворения высокомолекулярных соединений . . . . .	365
10.5.2. Влияние различных факторов на степень набухания полимеров . . . . .	367
10.5.3. Коллигативные свойства растворов высокомолекулярных соединений . . . . .	368
10.5.4. Нарушение устойчивости растворов высокомолекулярных соединений . . . . .	371
<b>Список литературы . . . . .</b>	<b>374</b>

# ПРЕДИСЛОВИЕ

В предлагаемом учебнике фундаментальные теоретические основы химии: химическая термодинамика, химическая кинетика, учение о строении атома и химической связи, теория растворов — использованы для описания неорганических объектов, а также объектов, изучаемых биоорганической химией.

Авторы поставили перед собой задачу — опираясь на принцип системной целостности, создать интегрированный курс, в достаточной мере ориентированный на специфику химического обучения не только на стоматологических факультетах, но и при обучении студентов других специальностей, которым требуются знания по химии и биохимии в условиях ограниченного количества часов.

В первой главе учебника изложен материал, являющийся теоретической базой при рассмотрении на молекулярном уровне многих процессов, происходящих в живых организмах. В этом же разделе рассматривается химия биогенных элементов.

Материал второй главы позволяет получить представления об энергетическом обмене в организме человека, а также о фазовых равновесиях и процессах.

В третьей главе рассмотрены вопросы формальной кинетики и специфические особенности кинетики биохимических реакций и биокатализа.

Четвертая глава учебника посвящена изложению основ современного учения о растворах. Свойства растворов и процессы, которые в них протекают, играют важнейшую роль в жизнедеятельности живого организма.

В пятой главе рассмотрены механизмы возникновения электродных и окислительно-восстановительных потенциалов, потенциометрические методы исследования, причины коррозии и способы защиты от нее.

В шестой главе студенты ознакомятся с физико-химией поверхностных явлений. Понимание этих явлений необходимо для выяснения структуры и свойств биологических мембран и процессов, которые протекают на границе раздела биологическая мембрана—среда.

Материал седьмой главы посвящен основам физико-химии дисперсных систем, которыми являются многие биологические жидкости и ткани организма человека.

В восьмой главе изложены общие закономерности реакционной способности органических соединений, а также основные механизмы реакций в органической химии, в том числе реакций радикальной и ионной полимеризации.

Девятая глава посвящена поли- и гетерофункциональным соединениям, участвующим в процессах жизнедеятельности, биологически важным гетероциклическим соединениям, а также закономерности протекания окислительно-восстановительных процессов в живых системах.

В заключительной десятой главе описаны основные классы биополимеров, липидов и низкомолекулярных биорегуляторов; их свойства, функции и роль в процессах жизнедеятельности.

Авторы выражают благодарность сотрудникам кафедры химии Первого московского государственного медицинского университета им. И. М. Сеченова за ценные замечания, а также рецензентам.

# ГЛАВА 1

## СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ХИМИЯ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ

### 1.1. Современные представления о строении атома

*Атом* — наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Это — электронейтральная система состоящая из элементарных частиц: положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Основная масса атома сосредоточена в ядре и характеризуется *массовым числом*, равным сумме числа протонов и числа нейтронов; заряд ядра определяется числом протонов и соответствует атомному (порядковому) номеру элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева. Атомы с одинаковым зарядом ядра, но с разными массовыми числами называют *изотопами*.

*Электрон* — стабильная элементарная частица, содержащаяся в атомах всех химических элементов, имеющая наименьшую известную в природе массу (масса покоя электрона составляет  $9 \cdot 10^{-28}$  г) и наименьший отрицательный электрический заряд  $1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл. Таким образом, масса электрона приблизительно в 2000 раз меньше массы самого легкого атома — атома водорода. Электроны образуют электронные оболочки атомов, которые определяют электрические, оптические и химические свойства атомов и молекул, а также радиус атома, хотя в соответствии с квантово-механическими представлениями электронная оболочка атома не имеет строго определенных границ.

В ходе химических реакций ядра атомов не изменяются, но изменяется строение их внешних электронных оболочек вследствие перераспределения электронов между взаимодействующими атомами.

Исторически существовало несколько моделей строения атома: ядерная модель (Э. Резерфорд, 1911), планетарная модель (Н. Бор, 1913) и ряд других, основным недостатком которых



была попытка описать поведение электрона в атоме с помощью законов классической физики. Однако эти законы для макрообъектов не всегда справедливы для объектов микромира, таких, как атомы, электроны, фотоны.

Развитие квантовой физики в 20-е гг. XX в. позволило предложить современную *квантово-механическую модель строения атома* (Л. де Бройль, 1924; Э. Шрёдингер, 1925). Перечислим основные ее постулаты.

1. Электрон одновременно проявляет свойства частицы (имеет массу, заряд) и волны (способен к интерференции, дифракции), т. е. для электрона в атоме характерен *корпускулярно-волновой дуализм* свойств.

2. Невозможно одновременно и однозначно определить положение (координаты) электрона и его импульс, т. е. траекторию его движения. В этом заключается *принцип неопределенности* (В. Гейзенберг, 1926). Возможно определение только некоторой области пространства, называемой *атомной орбиталью*, в которой с большой (не менее 90%) вероятностью можно обнаружить электрон (рис. 1.1).

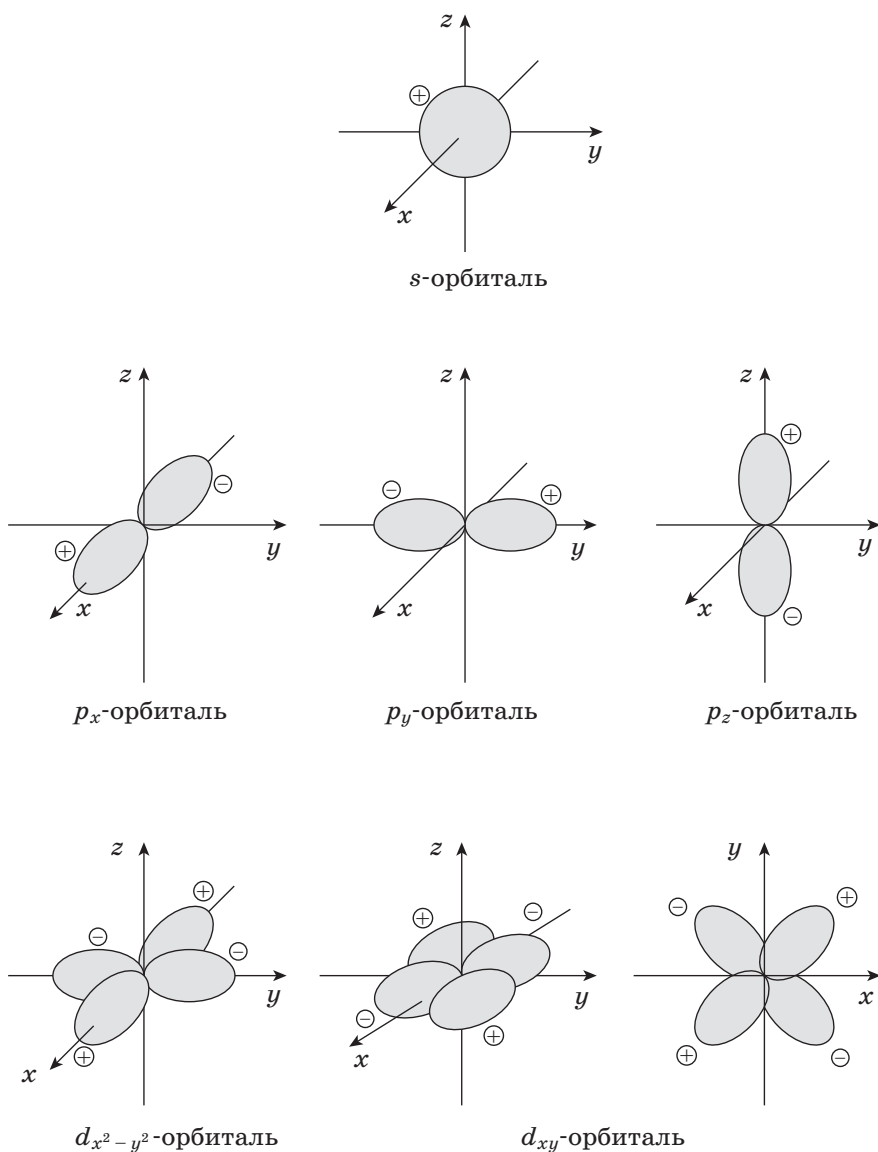
3. Состоянию электрона в атоме и величинам, характеризующим его энергию, свойственна *квантовость*, т. е. дискретность изменений — не непрерывно, а строго определенными порциями.

Состояние электрона в атоме задается с помощью квантовых чисел (табл. 1.1), три из которых описывают орбитальное движение электрона относительно ядра: главное квантовое число  $n$ , орбитальное, или азимутальное, квантовое число  $l$  и магнитное квантовое число  $m_l$ , а четвертое — вращательное движение электрона — спиновое квантовое число  $m_s$ .

Последовательность заполнения электронами атомных орбиталей происходит в соответствии с общим принципом: стремлением любой системы к минимуму энергии. Этому принципу соответствуют три правила распределения электронов в атоме.

1. *Принцип наименьшей энергии*. Электроны в атоме, находясь в основном (невозбужденном) состоянии, распределяются по энергетическим уровням и подуровням так, чтобы суммарная энергия — сумма квантовых чисел  $n + l$  — была наименьшей (*правило Клечковского*). При условии равенства сумм главного и орбитального квантовых чисел двух подуровней в первую очередь заполняется электронами тот подуровень, для которого значение главного квантового числа  $n$  будет наименьшим. Например, сравнение энергий трех подуровней:  $3d$  ( $n + l = 3 + 2 = 5$ ),  $4s$  ( $n + l = 4 + 0 = 4$ ),  $4p$  ( $n + l = 4 + 1 = 5$ ) — позволяет определить порядок заполнения их электронами:  $4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p$ .

2. *Принцип (запрет) Паули.* В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором значений всех четырех квантовых чисел. Как отмечалось выше, состояние электрона относительно ядра описывается тремя квантовыми числами  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ , полностью характеризующими атомную орбиталь. Следовательно, два электрона на одной орбитали должны иметь различные значения спинового числа  $m_s$ .



**Рис. 1.1.** Графическое изображение некоторых атомных орбиталей

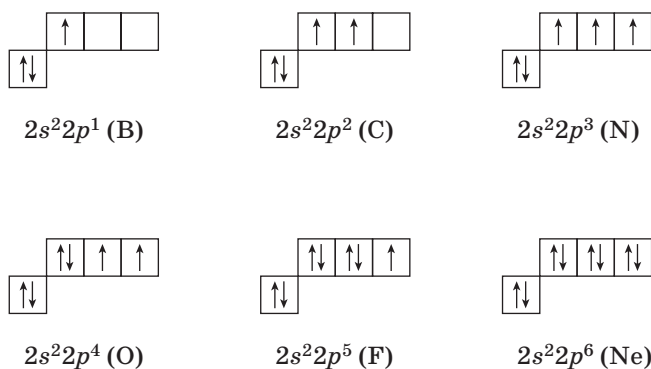
Таблица 1.1. Квантовые числа электрона

Название и обозначение	Значения	Характеризуемое свойство	Примечания
Главное ( $n$ )	1; 2; 3...; $\infty$	Энергия электронного уровня. Среднее расстояние от ядра	Определяет энергетический уровень, его емкость*. Энергетический уровень $n$ расщепляется на $n$ подуровней
Орбитальное ( $l$ )	0; 1; 2 ... ( $n - 1$ )	Форма орбитали	Определяет энергетический подуровень: $l = 0(s)$ $l = 1(p)$ $l = 2(d)$ $l = 3(f)$
Магнитное ( $m_l$ )	$-l \dots 0 \dots +l$ (всего $2l + 1$ значений)	Пространственная ориентация орбиталей в магнитном поле атома	Определяет число орбиталей на подуровне $l$
Спиновое ( $m_s$ )	$-1/2$ ; $+1/2$	Ориентация собственного магнитного момента электрона	Максимальное число электронов на орбитали равно двум
* Максимальное число электронов на энергетическом уровне с номером $n$ равно $2n^2$ .			

Атомная орбиталь (схематическое изображение атомной орбитали  $\square$ ) может быть:

- вакантной — незаполненной электронами  $\square$ ;
- наполовину заполненной  $\uparrow$ , в этом случае спин максимален и равен  $+1/2$ , а электрон называется *неспаренным*;
- полностью заполненной  $\uparrow\downarrow$ , ей соответствует минимальное значение спина, равное нулю ( $+1/2 - 1/2 = 0$ ), а электроны, имеющие антипараллельные спины, называются *электронной парой*.

Принцип Паули определяет емкость ( $2n^2$ ) энергетического уровня с номером  $n$ , а также объясняет тождественность конфигураций внешних электронных орбиталей атома в невозбужденном состоянии и, как следствие, периодичность свойств химических элементов.

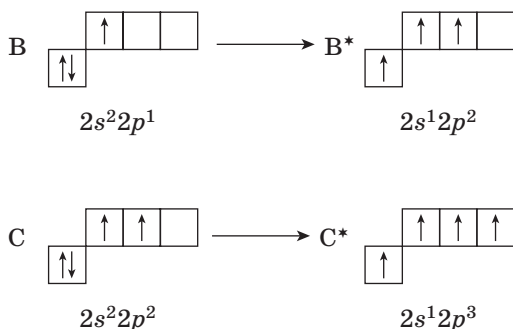


**Рис. 1.2.** Распределение электронов по орбиталям второго электронного слоя. Основное состояние атома (в скобках указан символ элемента)

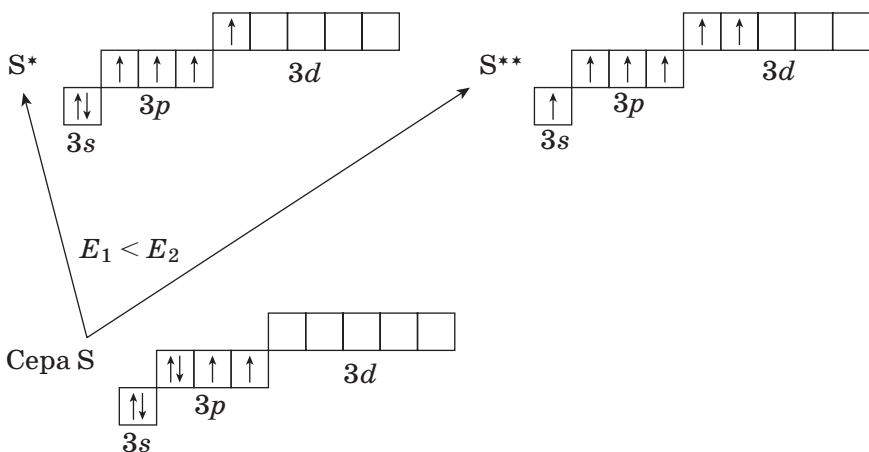
3. *Правило Гунда.* Электроны в основном состоянии атома в пределах подуровня распределяются так, чтобы их суммарный спин был максимален.

Электроны заполняют три орбитали  $2p$ -подуровня в определенном порядке (рис. 1.2).

В некоторых случаях возможно распаривание электронов одного энергетического уровня и переход их с одного подуровня на другой. Такой переход атома из основного (отвечающего минимуму энергии) в возбужденное состояние возможен при условии, что на внешнем энергетическом уровне атома имеется вакантная орбиталь. Из рассмотренных выше элементов распаривание  $2s$ -электронов на  $2p$ -подуровень возможно для атомов бора и углерода (возбужденное состояние атома обозначено звездочкой). При переходе в возбужденное состояние увеличивается число неспаренных электронов (рис. 1.3).



**Рис. 1.3.** Схемы распределения электронов при переходе атомов бора и углерода в возбужденное состояние



**Рис. 1.4.** Схемы распределения электронов атомов серы в основном, первом и втором возбужденных состояниях

Распаривание электронов и их переход на другую, более высокую по энергии орбиталь требуют затрат энергии. Для атомов, имеющих вакантные орбитали на  $d$ -подуровне (всего пять орбиталей), может реализоваться несколько возбужденных состояний. Так, для атома серы возможно первое возбужденное состояние ( $S^* 3s^2 3p^3 3d^1$ ) и второе возбужденное состояние ( $S^{**} 3s^1 3p^2 3d^3$ ), требующее большей затраты энергии:  $E_2 > E_1$  (рис. 1.4).

## 1.2. Химическая связь

### 1.2.1. Основные понятия

*Валентные электроны* — электроны, потенциально способные участвовать в образовании химической связи между атомами.

*Электроотрицательность* — способность атома (атомного ядра) притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле.

*Степень окисления* — условный заряд атома, вычисленный, исходя из предположения, что все электронные пары его химических связей полностью смещены в сторону атомов более электроотрицательных элементов.

*Химическая связь* — совокупность сил и различных типов взаимодействий, в результате которых, как правило, понижается общий запас энергии системы по сравнению с энергией

изолированных атомов и атомных групп, из которых она образовалась. Химическая связь является причиной существования двух- и многоатомных структур — молекул, ионов, радикалов.

Причина образования химической связи — понижение общей энергии системы связанных атомов. Образование связи сопровождается выделением энергии, а также возникновением устойчивых электронных конфигураций атомов вследствие перераспределения электронов между ними. Такими наиболее устойчивыми конфигурациями для всех атомов, кроме водорода и гелия, являются восьмиэлектронные конфигурации (*октет электронов*), соответствующие полностью заполненным *s*- и *p*-подуровням. Отличительный признак возникновения химической связи — существенное перераспределение электронной плотности, электронная плотность в области связи становится выше суммы электронных плотностей несвязанных атомов, находящихся на расстоянии связи. Иными словами, при образовании связи происходит «концентрирование» электронной плотности в межъядерном пространстве.

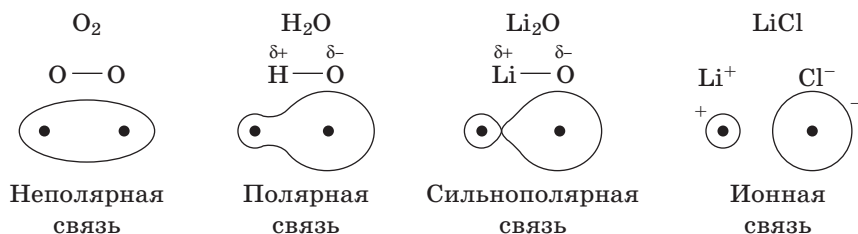
Таким образом, химическую связь можно рассматривать как результат действия кулоновских сил притяжения атомных ядер к электронному облаку, «сконцентрированному» в межъядерном пространстве. При некотором равновесном расстоянии между ядрами атомов, называемом *длиной связи*, силы притяжения каждого ядра к электронному облаку уравнивают силы отталкивания между ядрами.

Природа химической связи — электростатическое (кулоновское) взаимодействие ядер и электронов. Атомы, образуя связи, приближаются к достижению наиболее энергетически выгодного и устойчивого состояния двумя способами:

- 1) путем обобществления электронов, при этом образуется *ковалентная связь*;
- 2) путем потери электронов с образованием положительно заряженных ионов — катионов или приобретения электронов с образованием отрицательно заряженных ионов — анионов; так образуется *ионная связь*.

Предельным случаем обобществления (делокализации) электронов является *металлическая связь*, при возникновении которой все валентные электроны находятся в совместном владении всех атомов.

Другой способ классификации химической связи возможен по степени смещения электронного облака связи. По этому признаку связи делят на неполярные и полярные. *Неполярная связь* характеризуется строго симметричным распределением электрон-



**Рис. 1.5.** Уменьшение степени обобществления электронов (точками обозначены ядра атомов)

ной плотности по отношению к обоим атомным центрам (ядрам) и равноудаленностью электронного облака от обоих ядер. Предельным случаем неполярной связи можно рассматривать металлическую связь, при образовании которой все валентные электроны в равной степени принадлежат всем атомам кристалла. *Полярная связь* характеризуется смещением электронного облака к одному — более электроотрицательному из связываемых ядер. Предельным случаем полярной связи можно рассматривать ионную связь, представляющую собой электростатическое взаимодействие между заряженными частицами; в этом случае «связывающие» электроны принадлежат только аниону (рис. 1.5).

Неполярная связь возникает, как правило, при взаимодействии одинаковых атомов или атомных групп, полярная связь — при взаимодействии атомов с разной электроотрицательностью. Чем больше разность электроотрицательностей связываемых атомов, тем более ионный характер имеет связь.

### 1.2.2. Ковалентная связь

Ковалентная связь образуется между двумя и более атомами путем обобществления электронов, находящихся на валентных орбиталях атома. В соответствии с классической теорией валентности ковалентная связь может быть двухэлектронной и двухцентровой, т. е. каждой связи между двумя атомами соответствует одна общая электронная пара. Различают два способа образования ковалентной связи:

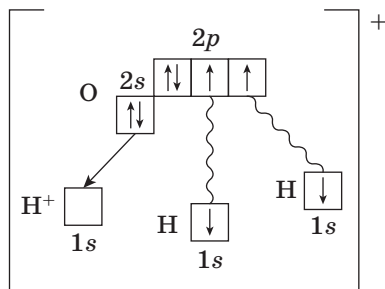
- 1) *обменный механизм* — связь образуется за счет двух неспаренных электронов на валентных орбиталях каждого из атомов



2) *координационный (донорно-акцепторный) механизм* — связь образуется за счет пары валентных электронов одного атома и свободной валентной орбитали другого атома



Рассмотрим образование иона гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$  из атомов кислорода и водорода (рис. 1.6).



**Рис. 1.6.** Схема образования иона гидроксония

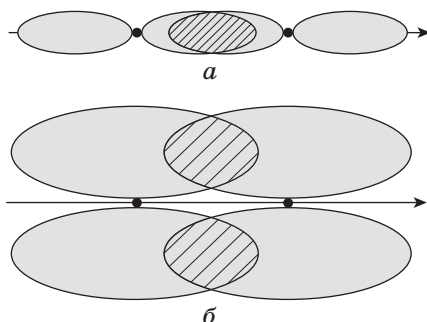
Атом кислорода может образовать три связи, две из которых с атомами водорода по обменному механизму (показаны волнистыми линиями) и одну связь с протоном (ионом водорода) по донорно-акцепторному механизму (показана стрелкой), атом кислорода — донор электронной пары.

Ковалентные связи классифицируют по числу общих электронных пар на *простые*, образованные одной парой электронов (*одинарная связь*) и *кратные*, образованные двумя электронными парами (*двойная связь*) и тремя электронными парами (*тройная связь*). По характеру перекрывания атомных орбиталей относительно линии связывания атомов различают связи  $\sigma$  (сигма) и  $\pi$  (пи) типа\*. Если максимальная электронная плотность связи находится на линии связывания двух атомных ядер, такую связь называют  $\sigma$ -связью (рис. 1.7, а); при этом вид перекрывающихся атомных орбиталей не имеет значения (*s,s*-; *s,p*- или *p,p*-орбитали).  $\sigma$ -Связь обладает наибольшей прочностью. Если электронная плотность связи находится вне линии связывания ядер, такую связь называют  $\pi$ -связью

\* Существуют еще и  $\delta$  (дельта)-связь, образуемая при боковом перекрывании двух орбиталей. Орбитали  $\delta$ -связи участвуют в образовании четверных связей, которые реализуются, например, в некоторых би-ядерных комплексах.



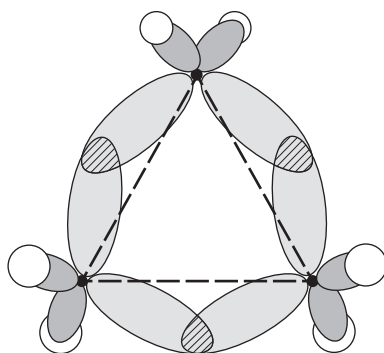
(рис. 1.7, б).  $\pi$ -Связь формируется при перекрывании негибризованных  $p$ -орбиталей *по обе стороны* от линии связывания атомов, а  $\pi$ -электронное облако располагается над и под плоскостью связи.



**Рис. 1.7.** Образование  $\sigma$ -связи (а) и  $\pi$ -связи (б) при перекрывании  $p_x$ -орбиталей и  $p_z$ -орбиталей соответственно

С повышением кратности однотипных связей возрастает прочность и уменьшается длина связи.

В органических соединениях может также реализоваться  $\tau$ (тау)-связь, или *банановая связь*, — связь  $\sigma$ -типа, с той лишь разницей, что в  $\tau$ -связи не достигается максимальное перекрывание. Атомные орбитали, участвующие в формировании  $\tau$ -связи, отклонены от межъядерной оси. Примером служит связь между атомами углерода в молекуле циклопропана  $C_3H_6$  (рис. 1.8). В этом случае валентный угол (угол между ядрами связываемых атомов) составляет  $106^\circ$ , что больше угла в правильном треугольнике ( $60^\circ$ ), но меньше тетраэдрического ( $109,5^\circ$ ).



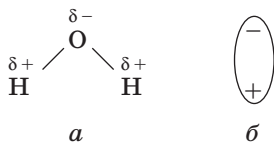
**Рис. 1.8.** Образование  $\tau$ -связи между атомами углерода в молекуле циклопропана

### 1.2.3. Характеристики ковалентной связи

Любую химическую связь можно охарактеризовать тремя величинами: прочностью (количественная характеристика — энергия связи  $E_{\text{св}}$ ), длиной (количественная характеристика — межъядерное расстояние  $r_{\text{св}}$ ) и полярностью (количественно характеризуется дипольным моментом  $\mu$  или разностью электроотрицательностей атомов).

*Энергия связи* — это энергия, необходимая для разрыва связи, т. е. для диссоциации молекулы на отдельные атомы (в двухатомной молекуле). В многоатомной молекуле энергия связи равна разности полной энергии молекулы и суммы энергий изолированных атомов. В большинстве случаев между прочностью связи и ее длиной существует обратно пропорциональная зависимость.

*Полярность связи* не следует путать с полярностью молекулы. Если полярность связи определяется разностью электроотрицательностей связанных атомов, то полярность молекулы — степень локализации положительного и отрицательного зарядов в ней, т. е. образованием диполя. Так, например, связи С—О и Н—О являются полярными; молекула  $\text{CO}_2$  неполярна (диполь не образуется) вследствие линейного строения:  $\overset{\delta-}{\text{O}}=\overset{\delta+}{\text{C}}=\overset{\delta-}{\text{O}}$ . Здесь символом  $\delta$  (дельта) обозначен частичный заряд, возникающий на атомах вследствие перераспределения электронной плотности из-за разницы в электроотрицательностях. Молекула  $\text{H}_2\text{O}$  полярна (диполь, рис. 1.9).

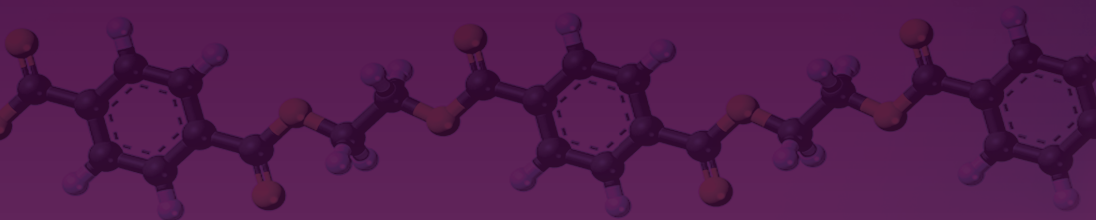


**Рис. 1.9.** Строение молекулы воды (а), схематичное изображение диполя воды (б)

*Поляризуемость* — способность связи (или молекулы) становиться полярной под действием внешнего электрического поля за счет перераспределения электронной плотности в молекуле. Поляризуемость связи приводит к увеличению реакционной способности связи благодаря легкости ее деформации. Перечислим факторы, влияющие на поляризуемость связи.

1. Радиусы атомов: чем больше радиусы связываемых атомов, тем выше поляризуемость.

2. Электроотрицательность атомов: чем меньше электроотрицательности атомов, тем легче поляризуется связь.



Учебник входит в состав состав **учебно-методического комплекта**, разработанного коллективом авторов кафедры химии Института фармации ФGAOY BO Первый MГМУ им. И. М. Сеченова (Сеченовский Университет):

- **Общая химия с элементами биоорганической химии**
- Практикум по общей химии с элементами биоорганической химии
- Задачи по общей химии с элементами биоорганической химии

Содержание книги соответствует требованиям Федерального государственного образовательного стандарта по специальности «Стоматология». В учебнике изложен интегрированный курс химии, включающий избранные разделы неорганической, физической, коллоидной, аналитической и биоорганической химии. Особое внимание уделяется химическим и физико-химическим процессам, протекающим в живых системах. Материал ориентирован на специфику химического образования в медицинских вузах.

**Для студентов медицинских высших учебных заведений.**