

В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко,  
В. И. Теренин, А. А. Дроздов,  
В. В. Лунин

# ХИМИЯ

Учебник

Под редакцией  
доктора химических наук,  
академика РАН В. В. Лунина

Рекомендовано  
Министерством просвещения  
Российской Федерации

*7-е издание, стереотипное*

Москва



2020

УГЛУБЛЁННЫЙ УРОВЕНЬ

# 10

к л а с с



УДК 373.167.1:54  
ББК 24.1я72  
Е70

**Еремин, В. В.**  
Е70 Химия : Углублённый уровень : 10 класс : учебник /  
В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, В. И. Теренин, А. А. Дроздов,  
В. В. Лунин; под ред. В. В. Лунина. — 7-е изд., стереотип. —  
М. : Дрофа, 2020. — 446, [2] с. : ил. — (Российский учебник).

ISBN 978-5-358-23440-6

Учебник написан преподавателями химического факультета МГУ им. М. В. Ломоносова и продолжает курс химии, изложенный в учебниках «Химия. 8 класс» и «Химия. 9 класс» данного авторского коллектива. Предназначен для изучения химии на углублённом уровне.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту среднего общего образования.

УДК 373.167.1:54  
ББК 24.1я72

ISBN 978-5-358-23440-6

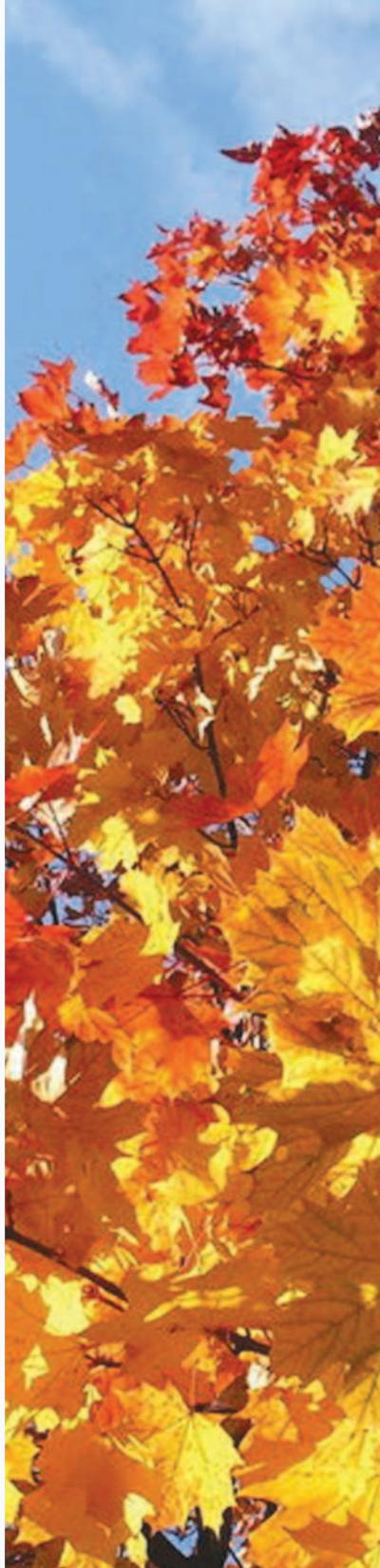
© ООО «ДРОФА», 2014  
© ООО «ДРОФА», 2019, с изменениями

## **ПРЕДИСЛОВИЕ**

### ***Дорогие десятиклассники!***

За предыдущие два года вы познакомились с основами химии, овладели языком химических формул и уравнений, изучили свойства многих знакомых вам веществ и узнали, из чего они состоят. Вы поняли, что химики обладают особым взглядом на окружающий мир — они понимают скрытую от невооружённого глаза природу веществ.

Выбрав химию для углублённого изучения, вы приняли правильное решение. Этот предмет представляет собой уникальное сочетание науки и искусства, он даёт неограниченные возможности для интеллектуальных поисков и, кроме того, приносит огромную практическую пользу. Занимаясь химией, вы всегда сможете реализовать заложенный в вас природой потенциал: если у вас есть склонность к экспериментальной работе, вы будете заниматься практической химией и синтезировать неизвестные ранее вещества или создавать новые материалы; если вы любите считать и понимаете толк в компьютерах, вы сможете строить математические модели химических реакций или предсказывать различные свойства молекул. Основная задача химиков — сделать наш мир более красивым и совершенным. На это направлена вся их деятельность — и прикладная, практическая, и абстрактная, теоретическая. Мы надеемся, что вы тоже внесёте свой вклад в химию.



Пройдёт немного времени, и наступит сказочная пора золотой осени, когда зелёные листья, перед тем как опасть, становятся красными, жёлтыми, оранжевыми. Именно этому времени и посвящена обложка книги. На ней изображена модель молекулы флавоноидного красителя кверцетина, который и придаёт листу жёлтый цвет. Весной и летом тёплые цвета содержащихся в листе красителей этой группы не видны на фоне яркой зелени хлорофилла. Но с наступлением холодов молекулы хлорофилла распадаются, теряя окраску, а более прочные флавонолы выходят на первый план. Именно эти вещества защищают листья от ультрафиолетового излучения, но в то же время не препятствуют аккумулялированию световой энергии хлорофиллом.

Конечно, можно наслаждаться красотой осеннего леса, не задумываясь о происходящих при этом превращениях веществ. Однако знания такого рода необходимы: они не просто позволяют раскрыть смысл природных явлений, но и открывают возможности искусственного получения веществ с теми или иными полезными свойствами. Например, если в молекуле кверцетина убрать гидроксильную группу, расположенную рядом с карбонильной группой, то мы получим жёлтый краситель лутеолин, придающий ярко-жёлтую окраску цветкам хризантем. Содержится он во многих плодах, а также и в листьях некоторых растений, например артишока. Недавно учёные доказали, что лутеолин играет и важную биологическую роль, сдерживая синтез эндогенного холестерина, способствует очищению желчи. А это уже путь к созданию нового лекарственного препарата.

В 10 и 11 классах вам предстоит узнать много нового о строении и свойствах веществ. В 10 классе вы подробно изучите органическую химию. В 11 классе вы продолжите изучение неорганической химии, начатое ещё в 8 классе, изучите основы химической технологии, познакомившись с применением химических знаний в смежных областях, узнаете о том, над чем работают учёные-химики. Учтивывая, что многим из вас после окончания школы придётся сдавать вступительный экзамен по химии в вуз, часть времени мы посвятим углублению и обобщению знаний, подготовке к экзаменам.

Параграфы и абзацы, выделенные в учебнике синим цветом, содержат дополнительный материал. Задачи повышенной трудности отмечены значком «♦».

Надеемся, что предстоящие два года общения с химией окажутся для вас увлекательными и полезными. Желаем вам успехов в изучении удивительно красивой науки — *Химии*.

*Авторы*

§ 1 Атомы, молекулы, вещества

Как вы знаете, в центре внимания химии находятся *вещества* — они составляют *физические тела*, из которых построен весь материальный мир. Вещества состоят из *атомов химических элементов*, символы которых приведены в Периодической системе Д. И. Менделеева. Большинство атомов объединяются друг с другом в более крупные частицы — молекулы.

*Молекула* — мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Она состоит из нескольких атомов, соединённых ковалентными связями. Молекулярное строение имеют большинство органических веществ, вода и другие водородные соединения неметаллов, кислород, озон, водород и другие газы.

Многие вещества не содержат в своём составе молекул: атомы в них объединены друг с другом в бесконечные слои, цепи, каркасы. Связи между атомами в этом случае могут быть не только ковалентными, как в алмазе или кварце, но и металлическими, как в металлах (рис. 1). Немолекулярное строение имеют также ионные соединения.

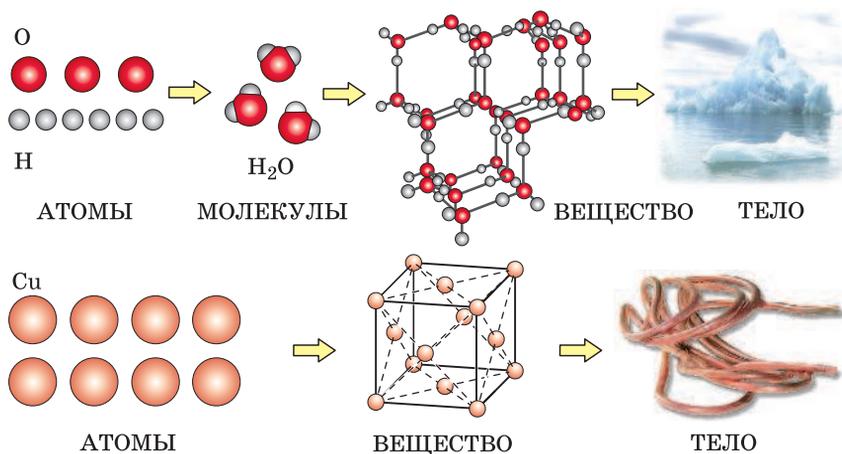


Рис. 1. Вещества молекулярного и немолекулярного строения

Каждое вещество характеризуется составом, строением и свойствами — физическими и химическими. Качественный и количественный состав вещества выражает *химическая формула*. Она показывает, атомы каких элементов входят в его состав и в каком соотношении они находятся. Например, из формулы  $\text{H}_2\text{O}$  следует, что вода состоит из атомов двух элементов — водорода и кислорода, причём на один атом кислорода в воде приходится два атома водорода, а на один моль атомов кислорода — два моля атомов водорода. Напомним, что *моль* — это такое количество вещества, в котором содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных единиц этого вещества. *Молярная масса*  $M$ , т. е. масса 1 моль вещества, численно совпадает с *относительной молекулярной массой*  $M_r$ . Так, относительная молекулярная масса воды равна 18, а молярная — 18 г/моль:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

Элементный состав вещества выражают в мольных или массовых долях. Чтобы найти *мольную долю*  $\chi$  (греческая буква «хи») водорода в воде, надо разделить количество вещества атомов водорода, входящих в состав одного моля воды, на общее количество вещества атомов всех элементов, образующих воду, т. е. кислорода и водорода. Таким образом,

$$\chi(\text{H}) = \frac{\nu(\text{H})}{\nu(\text{H}) + \nu(\text{O})};$$

$$\chi(\text{H}) = \frac{2}{2 + 1} = 0,667, \text{ или } 66,7\%.$$

Для расчёта *массовой доли* в приведённой выше формуле каждое значение количества вещества необходимо умножить на молярную массу атома (она численно равна относительной атомной массе, приведённой в Периодической системе):

$$w(\text{H}) = \frac{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H})}{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H}) + \nu(\text{O}) \cdot M(\text{O})};$$

$$w(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}) + m(\text{O})} = \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}_2\text{O})};$$

$$w(\text{H}) = \frac{2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль}}{2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} + 1 \text{ г/моль} \cdot 16 \text{ г/моль}} = 0,111,$$

$$\text{или } 11,1\%.$$

Сумма мольных или массовых долей всех атомов, входящих в состав вещества, всегда равна единице, или 100%:

$$\chi(\text{H}) + \chi(\text{O}) = w(\text{H}) + w(\text{O}) = 1 \text{ (100\%)}$$

Для веществ молекулярного строения химическая формула выражает состав молекулы, а для веществ немолекулярного строения — состав наименьшего повторяющегося фрагмента, так называемой структурной единицы. Так, формула NaCl показывает, что в кристаллической решётке хлорида натрия на один моль ионов натрия приходится один моль хлорид-ионов, а формула  $\text{K}_2\text{SO}_4$  — что на два моля ионов калия приходится один моль сульфат-ионов.

## ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Приведите примеры веществ молекулярного и немолекулярного строения. Что выражает в каждом случае химическая формула?
2. Сколько атомов входит в состав одной молекулы воды; одного моля жидкой воды; одного моля водяного пара?
3. В одном литре какого из перечисленных веществ при н. у. содержится наибольшее число молекул: воды, кислорода, хлороводорода, азота?
4. Какое из удобрений — аммиачная селитра (нитрат аммония), мочевины  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  или калийная селитра (нитрат калия) — наиболее богато азотом?
5. Определите количество вещества сульфат-ионов в одном моле серной кислоты, сульфата бария, сульфата алюминия.
6. Рассчитайте массовые и мольные доли элементов в нитрате алюминия.
7. В некотором соединении  $\chi(\text{Al}) = 0,4$ ,  $\chi(\text{O}) = 0,6$ . Определите формулу соединения и рассчитайте массовые доли элементов в нём.
8. Сулема  $\text{HgCl}_2$  представляет собой бесцветные летучие легкоплавкие кристаллы, хорошо растворимые в воде и этиловом спирте. Водный раствор сулемы плохо проводит электрический ток. Выскажите предположение о строении этого вещества.
9. Карборунд представляет собой твёрдый тугоплавкий порошок, нерастворимый в воде, не проводящий электрический ток ни в твёрдом виде, ни в расплаве. Какой тип кристаллической решётки он имеет?
- 10♦. Определите формулу соединения, в котором массы углерода, кислорода и натрия соотносятся между собой как 3 : 12 : 11,5.

Атом имеет сложное строение. В центре его находится положительно заряженное ядро, окружённое отрицательно заряженными частицами — электронами.

Ядро состоит из протонов и нейтронов. Протоны представляют собой положительно заряженные частицы, а нейтроны являются электронейтральными. Каждый протон имеет заряд  $+1$  (в условных единицах). Массы протона и нейтрона примерно равны 1 а. е. м.

Перемещаясь по «клеточкам» Периодической системы, мы переходим от одного элемента к другому — при этом число протонов в ядре меняется. В то же время, если число протонов остаётся постоянным, а изменяется число нейтронов, меняется лишь масса атома, но его вид остаётся неизменным. Атомы одного и того же элемента, содержащие различное число нейтронов, называют *изотопами*. Так, наряду с обычным водородом — протием, имеющим массу, равную 1, ядро которого состоит только из протона, известен тяжёлый водород — дейтерий, содержащий помимо одного протона также и нейтрон. Благодаря добавлению нейтрона атом дейтерия имеет массу, равную 2, он в два раза тяжелее протия. На 6000 атомов протия в природе приходится примерно 1 атом дейтерия. Протий и дейтерий — изотопы водорода.

При перегонке очень большого количества воды на дне перегонного куба собирается небольшое количество тяжёлой воды  $D_2O$ , образованной дейтерием. Такая вода внешне похожа на обычную воду, но отличается от неё по ряду свойств. Она замерзает не при  $0\text{ }^{\circ}C$ , а при  $3,8\text{ }^{\circ}C$  превращается в лёд, который, в отличие от обычного льда, не плавает на поверхности воды, а тонет.

Изотопы одного и того же элемента обладают сходными физическими и идентичными химическими свойствами. Исключение представляют уже известные вам изотопы водорода, поскольку их массы заметно отличаются! В то же время изотопы одного и того же элемента имеют разные ядерные свойства. Так, среди изотопов всех элементов есть радиоактивные (нестабильные, их ядра претерпевают самопроизвольный распад), например тритий  ${}^3H$ . Элементы, все изотопы которых нестабильны, называют *радиоактивными*. К ним принадлежат технеций, прометий, а также все элементы с порядковым номером больше 83, т. е. расположенные в Периодической системе за висмутом. В химии часто пользуются тер-

мином «*нуклид*», обозначающим атом с определённым массовым числом  $A$ , равным сумме числа протонов  $Z$  и нейтронов  $N$ . Примерами нуклидов служат кислород-16, кислород-17, уран-235. Таким образом, изотопы — это нуклиды одного и того же элемента. В отличие от относительной атомной массы, массовое число — величина целочисленная.

Положительный заряд ядра нейтрализуют отрицательно заряженные электроны. Электроны благодаря очень малой массе обладают свойствами не только частицы, но и волны. Волна отличается от частицы тем, что её положение в пространстве в данный момент времени зафиксировать невозможно. Именно поэтому принято говорить об электроне как об облаке (*электронном облаке*), «размазанном» в околоядерном пространстве. Электронное облако (рис. 2) не имеет чётких границ и по мере удаления от ядра постепенно «тает». Функцию, описывающую состояние электрона в атоме, называют *атомной орбиталью*. Наглядным изображением этой функции служит часть электронного облака, в которой вероятность нахождения электрона наиболее велика. На каждой орбитали могут размещаться два электрона, обладающие равной энергией, но отличающиеся особым свойством — *спином*. Если очень условно уподобить электрон детской игрушке — волчку, то электроны с разными спинами будут соответствовать волчкам, вращающимся в разные стороны. Графически орбиталь принято изображать в виде квадрата, а электроны — в виде стрелок, направленных вверх или вниз. Стрелки, направленные в противоположные стороны, означают электроны с двумя противоположными спинами.

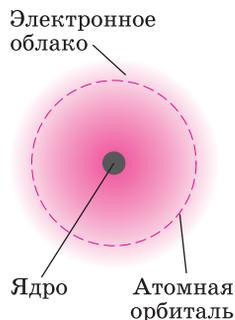


Рис. 2. Строение атома водорода

		
Вакантная (незаполненная) орбиталь	Наполовину заполненная орбиталь (неспаренный электрон)	Полностью заполненная орбиталь (электронная пара — два электрона с противоположными спинами)

На самом деле спин электрона никак не связан с его вращением хотя бы потому, что электрон вообще не вращается. Спин электрона — это его внутреннее свойство, которое описывается вектором и характеризует отношение электрона к магнитному полю.

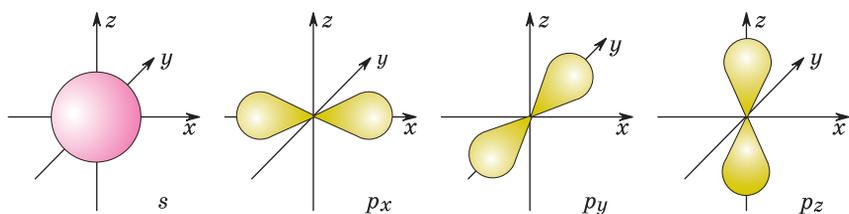


Рис. 3.  $s$ - и  $p$ -орбитали

По форме различают  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -орбитали (рис. 3).  $s$ -Орбитали имеют форму шара, иными словами, электрон, находящийся на такой орбитали (его называют  $s$ -электроном), большую часть времени проводит внутри сферы.  $s$ -Орбиталь, находящаяся на первом энергетическом уровне, обозначают  $1s$ , на втором —  $2s$  и т. д.  $p$ -Орбитали имеют форму объёмной восьмёрки. Они могут быть направлены по одной из трёх координатных осей (обозначаются  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ), поэтому на каждом энергетическом уровне (кроме первого, где есть только  $s$ -орбиталь) существует три  $p$ -орбитали, обладающие одинаковой энергией. Формы  $d$ - и  $f$ -орбиталей намного сложнее.

Электроны в атоме различаются по энергии, т. е. находятся на разных *энергетических уровнях*. Чем ближе к ядру находится электрон, тем ниже его энергия. В атоме любого элемента имеется бесконечное количество энергетических уровней, но лишь малая их часть заполнена электронами. Число энергетических уровней в атоме, на которых находятся электроны, равно номеру периода, в котором находится элемент. Ёмкость уровня  $N$ , т. е. максимальное число электронов, которое он может вмещать, рассчитывают по формуле  $N = 2n^2$ , где  $n$  — номер уровня.

Орбитали одной и той же формы, но находящиеся на разных энергетических уровнях (например,  $1s$ -,  $2s$ - и  $3s$ -орбитали), отличаются по энергии. Чем больше номер уровня, тем выше энергия орбитали и тем больше её размер (рис. 4).

Каждый энергетический уровень состоит из *энергетических подуровней*, которые образованы орбиталями, имеющими

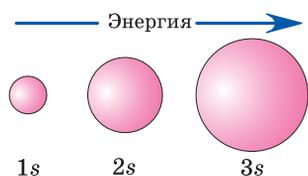


Рис. 4. Чем выше энергия орбитали, тем больше её размер

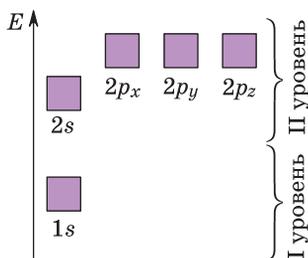
одинаковую форму и равную энергию. Так,  $s$ -подуровень представлен одной  $s$ -орбиталью,  $p$ -подуровень — тремя  $p$ -орбиталями,  $d$  — пятью  $d$ -орбиталями. На каждой из орбиталей может размещаться не более двух электронов, следовательно,  $s$ -подуровень максимально вмещает два электрона,  $p$  — шесть,  $d$  — десять.

Таблица 1

Номер уровня ( $n$ )	Подуровни				Ёмкость энергетического уровня ( $N = 2n^2$ )
	$s$	$p$	$d$	$f$	
1	<input type="checkbox"/> 1s				2
2	<input type="checkbox"/> 2s	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 2p			8
3	<input type="checkbox"/> 3s	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 3p	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 3d		18
4	<input type="checkbox"/> 4s	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 4p	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 4d	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> 4f	32

На первом уровне ( $n = 1$ ) есть только 1s-подуровень (одна 1s-орбиталь), на котором максимально может находиться два электрона ( $2 = 2 \cdot 1^2$ ). Второй энергетический уровень включает два подуровня: 1s (одна орбиталь) и 2p (три орбитали), всего четыре орбитали, на которых может находиться до 8 электронов ( $8 = 2 \cdot 2^2$ ). В состав третьего уровня (максимально 18 электронов) входят три подуровня: 3s (одна орбиталь), 3p (три орбитали) и 3d (пять орбиталей), всего 9 орбиталей, содержащих не более 18 электронов ( $18 = 2 \cdot 3^2$ ). Четвёртый уровень максимально вмещает 32 электрона (табл. 1).

Химические свойства элемента определяются его электронной конфигурацией, т. е. распределением электронов по орбиталиям. Химик должен уметь составлять и анализировать электронные конфигурации атомов, так как они определяют химические свойства элементов. Наибольшее влияние на химические свойства оказывают *валентные электроны*, которые атом может терять в химических реакциях. Число валентных электронов в атоме, как правило, равно номеру группы, в которой находится данный элемент в Периодической системе. Например, в атоме фосфора на первом энергетическом уровне находится 2 электрона, на втором — 8, на третьем — 5. Пять электронов внешнего уровня и являются валентными, отдавая их, атом приобретает высшую степень окисления +5.



**Рис. 5.** Энергетическая диаграмма

При более подробном описании электронной конфигурации рассматривают не только количество электронов на данном энергетическом уровне, но и их распределение по подуровням (рис. 5). При составлении энергетической диаграммы каждую орбиталь изображают в виде квадрата. Чем больше энергия орбитали, тем выше её располагают.

При заполнении орбиталей электронами (рис. 6) используют следующие правила.

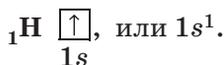
1. Орбитали заполняются в порядке увеличения энергии, снизу вверх. Каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной, т. е. среди свободных орбиталей он выбирает орбиталь с самой низкой энергией (*правило наименьшей энергии*).

2. На каждой орбитали может находиться не более двух электронов. Это правило называют *принципом Паули*. Если два электрона находятся на одной орбитали, то они обладают противоположными спинами (стрелки направлены в разные стороны). Такие электроны называют *спаренными*. Если на орбитали находится только один электрон, то его называют *неспаренным*.

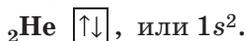
Электронные конфигурации атомов изображают двумя способами: 1) графически, с помощью квадратиков со стрелками; 2) в строчку, когда перечисляются все занятые энергетические подуровни с указанием общего числа электронов на каждом из них.

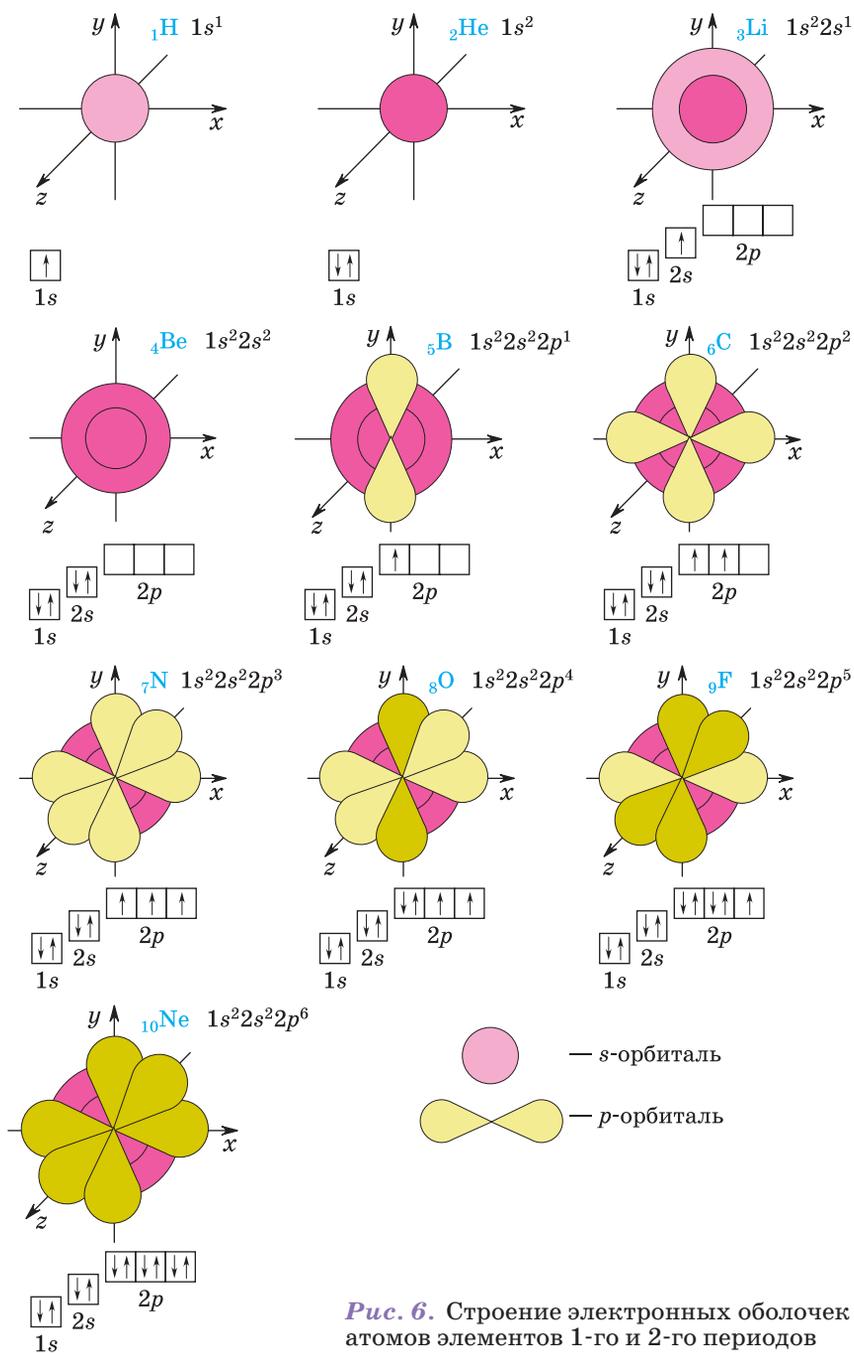


Простейший из атомов — водород H. Он содержит один электрон, который занимает орбиталь с самой низкой энергией —  $1s$ -орбиталь. Электронная конфигурация атома водорода:



Следующий после водорода гелий He — второй элемент периодической таблицы. Его атом содержит два спаренных электрона, которые находятся на  $1s$ -орбитали:

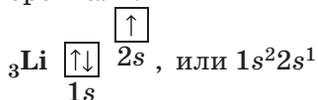




**Рис. 6.** Строение электронных оболочек атомов элементов 1-го и 2-го периодов

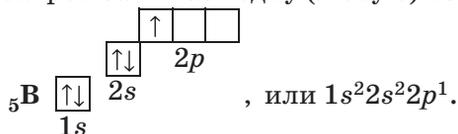
В атоме гелия первый энергетический уровень полностью заполнен электронами.

В атоме третьего элемента — лития Li — два электрона занимают  $1s$ -орбиталь, как у гелия, а третий электрон открывает второй энергетический уровень и занимает свободную  $2s$ -орбиталь:



( $2s$ -орбиталь приподнята, так как имеет более высокую энергию, чем  $1s$ -орбиталь). В атоме бериллия Be четвёртый электрон занимает ту же  $2s$ -орбиталь, образуя пару с третьим электроном и завершая  $2s$ -подуровень.

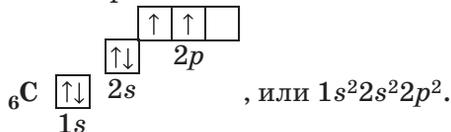
С пятого элемента — бора В — начинается заселение нового подуровня —  $2p$ , который содержит три орбитали с одинаковой энергией. Первые четыре электрона в атоме бора занимают такие же орбитали, как и в атоме бериллия, а пятый электрон занимает одну (любую) из трёх  $2p$ -орбиталей:



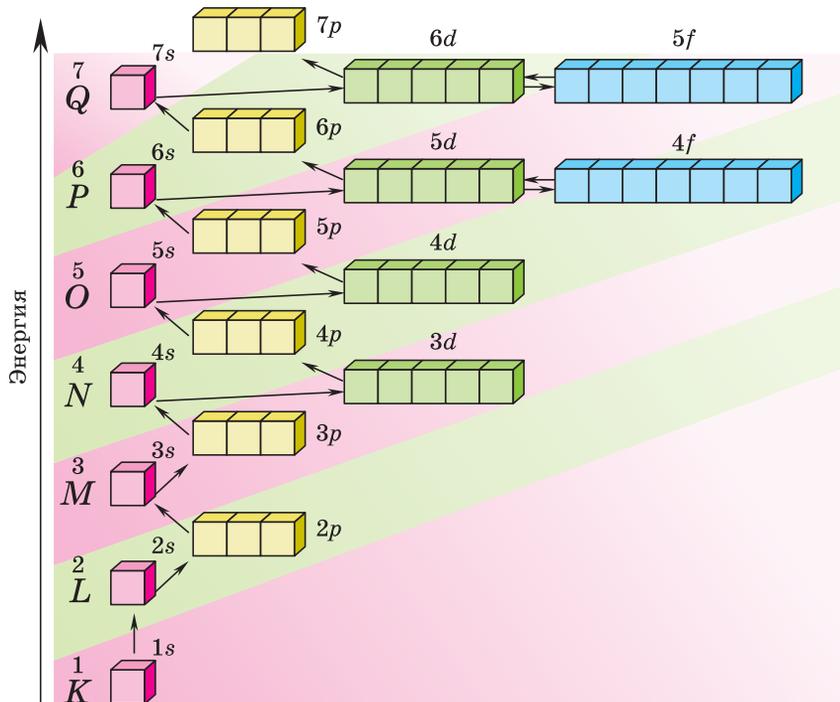
У шестого элемента — углерода С — на один электрон больше, чем у бора. Этот электрон может занимать либо свободную  $2p$ -орбиталь, либо ту, на которой уже находится электрон. Здесь при выборе используют *правило Хунда*:

**в пределах одного подуровня электроны располагаются так, чтобы число неспаренных электронов и суммарный спин были максимальны.**

Электроны стремятся занимать свободные орбитали подобно тому, как незнакомые люди обычно садятся на свободные места в автобусе. Поэтому в атоме углерода два неспаренных электрона:



У седьмого элемента — азота N — очередной электрон опять занимает свободную  $2p$ -орбиталь, а у последующих трёх элементов — кислорода O, фтора F и неона Ne — элект-



**Рис. 7.** Последовательность заполнения уровней и подуровней электронами (каждый уровень иногда обозначают латинскими буквами  $K(1)$ ,  $L(2)$  и т. д.)

роны вынуждены занимать  $2p$ -орбитали, на которых уже находится один электрон. У последнего из этих элементов все орбитали на втором энергетическом уровне полностью заняты электронами, и второй уровень полностью завершён.

Электронные конфигурации следующих восьми элементов — с 11-го по 18-й — строятся по таким же правилам, как и для предыдущих элементов. Первый и второй энергетические уровни элементов уже заполнены. На третьем энергетическом уровне сначала заполняется  $3s$ -орбиталь, а затем —  $3p$ -подуровень, содержащий три орбитали. Процесс заполнения третьего уровня полностью повторяет процесс заполнения второго, и в электронных конфигурациях наблюдается периодичность.

У атомов последующих периодов энергетические подуровни заполняются в последовательности, представленной на рисунке 7.

В качестве примера рассмотрим электронное строение атома серы.