

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г12

Габриелян, О. С.

Г12 **Химия. Углубленный уровень. 11 кл. : учебник / О. С. Габриелян, Г. Г. Лысова. — 6-е изд., стереотип. — М. : Дрофа, 2019. — 397, [3] с. : ил. — (Российский учебник).**

ISBN 978-5-358-21520-7

Учебник «Химия. Углубленный уровень. 11 класс» посвящен общей химии и опирается на знания, полученные учащимися ранее: в 8 классе — об общей химии; в 9 классе — о неорганической и органической (первоначальные сведения); в 10 классе — об органической. Он представляет собой заключительную часть авторского курса О. С. Габриеляна, ведущая идея которого — единство органической и неорганической химии на основе общности понятий, законов и теорий.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту среднего (полного) общего образования.

**УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72**

ISBN 978-5-358-21520-7

© ООО «ДРОФА», 2014

Глава первая

Строение атома

§ 1 Атом — сложная частица

Понятие «атом» (в пер. с греч. — неделимый) пришло к нам из далёкой Античности, но совершенно изменило тот первоначальный смысл, который вкладывали в него древние греки. Атом делим и состоит из элементарных частиц.

Сложность строения атома доказана фундаментальными открытиями, сделанными в конце XIX — начале XX в. в результате изучения природы катодных лучей (Дж. Томсон, 1897), открытия явления фотоэффекта (А. Г. Столетов, 1889), открытия радиоактивности химических элементов (А. Беккерель, М. Склодовская-Кюри, 1896—1899), определения природы α -частиц (эксперименты Э. Резерфорда, 1889—1900). Учёные пришли к заключению о том, что атомы имеют сложное строение и обладают собственной структурой. Как же развивалась классическая теория строения атома?

В 1904 г. в работе «О структуре атома» Дж. Томсон дал описание своей модели, получившей образное название «сливового пудинга».

В 1911 г. Э. Резерфорд предложил **планетарную модель атома**.

В 1913 г. Н. Бор внёс в планетарную модель атома Э. Резерфорда квантовые представления.

В 1932 г. была разработана протонно-нейтронная теория ядра, согласно которой ядра атомов состоят из протонов (1_1p) и нейтронов (1_0n).



Атом — электронейтральная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра (образованного протонами и нейтронами) и электронов.

Электроны, протоны и нейтроны называют элементарными частицами.

Элементарные частицы, а также построенные из них атомные ядра, атомы и молекулы имеют ничтожно малые массы и размеры, поэтому они обладают особыми свойствами, непохожими на те, которые имеют объекты окружающего нас *макромира*. Образуемый ими специфический *микромир* описывается законами квантовой механики, которые в значительной степени применимы для частиц с очень маленькими массами и очень большими скоростями.

Квантовая механика характеризует частицы микромира как объекты с двойственной природой, для которых свойствен *корпускулярно-волновой дуализм*, т. е. они являются одновременно и частицами (корпускулами), и волнами.

Корпускулярно-волновой дуализм объектов микромира подтверждён и знакомыми вам из курса физики интерференцией и дифракцией электронов, протонов, нейтронов, атомов и т. д.

Электрон — частица, определяющая наиболее характерные химические свойства атомов и молекул. Подобно частице, электрон обладает определённой массой и зарядом, в то же время его движение характеризуется длиной волны, а поток электронов — способностью к дифракции (огибание волнами препятствий).



- 1 Назовите явления, которые прямо или косвенно доказывают, что атом — сложная частица.
- 2 Как развивалась классическая теория строения атома? Какие модели атомов вам известны? В чём их суть? В чём — недостатки?
- 3 В чём отличие объектов микро- и макромира?

- 4 Приведите примеры явлений, доказывающих двойственную (дуалистическую) природу частиц микромира.
- 5 Под элементарными (наименьшими) частицами понимают неделимые частицы. Как такое допущение соответствует утверждению физиков о том, что элементарная атомная частица — электрон — делима? Кстати, именно открытие делимости электрона было удостоено Нобелевской премии в 1998 г.

§ 2 Состояние электронов в атоме

Двойственная природа электрона, обладающего свойствами и частицы, и волны, приводит к тому, что его движение не может быть описано определённой траекторией, можно лишь говорить о *вероятности* нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части окружающего ядро пространства, и совокупность различных положений его рассматривают как *электронное облако* с определённой плотностью отрицательного заряда. Образно это можно представить себе так: если бы удалось каждую сотую или миллионную долю секунды фотографировать положение электрона в атоме, как при фотофинише, то на таких фотографиях электрон был бы представлен в виде точек. При наложении бесчисленного множества таких фотографий получилась бы картина электронного облака с наибольшей плотностью там, где этих точек больше всего.

На рисунке 1 показан «разрез» электронной плотности в атоме водорода, проходящий через ядро (штриховой линией ограничена сфера, внутри которой вероятность обнаружения электрона составляет 90%). Ближайший к ядру контур охватывает область пространства, в которой вероятность обнаружения электрона составляет примерно 10%, вероятность об-

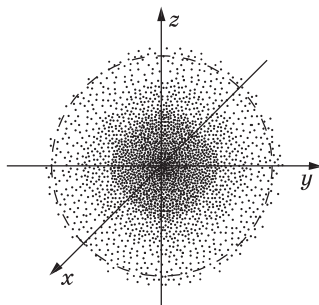


Рис. 1. Электронное облако атома водорода

наружения электрона внутри второго от ядра контура — ~20%, внутри третьего — ~30% и т. д.

Поверхность, охватывающая ядро атома, за пределами которой вероятность пребывания электрона исчезающе мала, называется *граничной поверхностью электронного облака*. Она охватывает более 90% заряда электрона и передаёт форму электронного облака. Электронное облако и его граничную поверхность в атоме часто называют *атомной орбиталью*. Такое модельное представление состояния электрона является графическим выражением решения некоторого волнового уравнения, описывающего движение электрона в атоме. Подробнее об этом вы узнаете при изучении химии в высшей школе.

Важнейшей характеристикой движения электрона в атоме является его энергия. Для характеристики энергии электрона в атоме, формы электронного облака и некоторых других его свойств используют *квантовые числа*. Их значения указывают наиболее вероятный «адрес» электрона в атоме.

Энергия электрона и размер электронного облака характеризуются *главным квантовым числом n* , которое принимает целочисленные значения: 1, 2, 3, 4,

Совокупность атомных орбиталей с одинаковым значением квантового числа называют *энергетическим уровнем*. Совокупность электронов, которые находятся на одном энергетическом уровне, составляет *электронный слой*. Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня. По сравнению с электронами первого уровня электроны последующих уровней будут иметь больший запас энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего уровня. В многоэлектронных атомах энергия электронов зависит не только от главного квантового числа n , но и от *орбитального (побочного) квантового числа l* . Оно может принимать любые целочисленные значения от нуля до $(n - 1)$: $l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$.

Орбитальное квантовое число характеризует различные энергетические состояния электронов данного уровня (подуровни) и определяет форму электронного облака.

Электроны, характеризующиеся значениями побочного квантового числа 0, 1, 2, 3, называют соответственно *s*-электронами, *p*-электронами, *d*-электронами и *f*-электронами.

Орбитальное квантовое число	0	1	2	3
Обозначение энергетического подуровня	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>

Электронное облако *s*-электрона обладает сферической симметрией, т. е. имеет форму шара. Электронное облако *p*-электрона имеет форму гантели или объёмной восьмёрки. Ещё более сложную форму имеют *d*- и *f*-электронные облака (рис. 2, 3).

Подуровень с $l = 0$ в связи с шаровой симметрией электронной плотности *s*-облака имеет только один вариант ориентации в пространстве. Положение других облаков в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля характеризует **магнитное квантовое число m** .

Магнитное квантовое число m связано с орбитальным квантовым числом и может принимать значения от $+l$ до $-l$, включая 0. Так, для $l = 1$ магнитное квантовое число имеет три значения: $-1, 0, +1$. Таким образом, подуровень с $l = 1$ образован тремя *p*-орбиталями. Соответствующие облака ориентированы в атоме взаимно перпендикулярно, вдоль осей пространственных координат x, y, z . Если $l = 2$, то магнитное квантовое число m принимает пять значений: $-2, -1, 0, +1, +2$. Такой подуровень образован пятью *d*-орбиталями. Подуровень с $l = 3$ образован соответственно семью *f*-орбиталями, имеющими следующие значения магнитного квантового числа: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$.

Состояние электрона в атоме зависит также ещё от одной его характеристики, называемой *спином* (от англ. spin — веретено). Спин электрона проявляется в том, что электрон ведёт себя так, словно обладает собственным магнитным моментом за счёт враще-

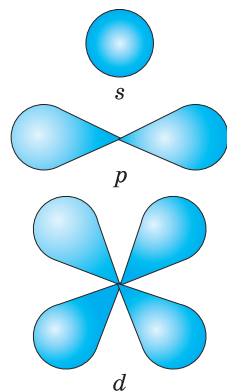


Рис. 2. Формы *s*-, *p*- и *d*-электронных облаков

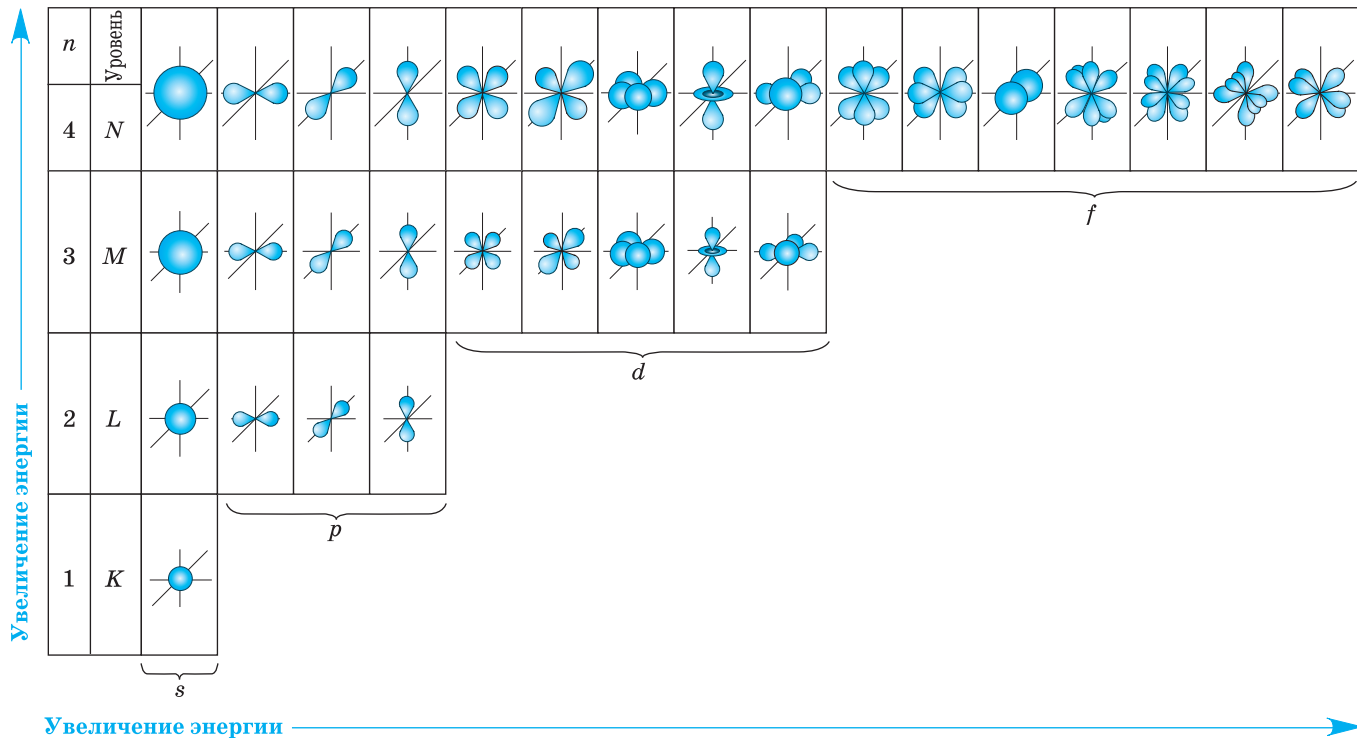


Рис. 3. Формы и размеры электронных облаков атомов элементов

ния вокруг «своей оси». Соответствующее этой характеристике электрона **спиновое квантовое число** m_s может принимать значения $+1/2$ или $-1/2$ в зависимости от того, параллельно или не параллельно магнитному полю, обусловленному движением электрона вокруг ядра, ориентируется магнитное поле электрона.

Таким образом, в современной модели атома состояние электрона определяется четырьмя квантовыми числами: главным (n), орбитальным (l), магнитным (m) и спиновым (m_s).

Рассмотренный материал обобщён на рисунке 3 и в таблице 1.

Различные состояния электронов в атоме неравноценны, и энергетические уровни заполняются электронами определённым образом, подчиняясь основным закономерностям.

1. Принцип минимума энергии. *В основном состоянии атома каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной.*

Согласно правилу В. М. Клечковского, в основном состоянии электрон занимает уровень с наименьшим значением суммы ($n + l$), причём сначала заполняется подуровень с наименьшим значением n .

Например, для атома кальция при распределении электронов по энергетическим уровням предпочтительнее $4s$ -состояние ($n + l = 4 + 0 = 4$), чем $3d$ -состояние ($n + l = 3 + 2 = 5$). А для атома скандия предпочтение следует отдать $3d$ -состоянию ($n + l = 3 + 2 = 5$), а не $4p$ -состоянию ($n + l = 4 + 1 = 5$), так как при одинаковых суммах квантовых чисел ($n + l$) $3d$ -состояние имеет меньшее значение $n = 3$. На рисунке 4 показана схема энергетических уровней и подуровней в порядке увеличения энергии электрона.

2. Принцип Паули. *В атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырёх квантовых чисел.*

Поэтому любой атомной орбитали соответствуют максимум два электрона (у которых главное, орбитальное и магнитное квантовые числа одинаковы) с противоположными спинами. Используя этот принцип, можно подсчитать максимальное число электронных состоя-

Обозначение уровней	Энергетический уровень, значения n	Значения l	Энергетический подуровень	Значения m	Суммарное число орбиталей, n^2	Максимальное число электронов на энергетических подуровнях	Максимальное число электронов на энергетических уровнях, $2n^2$
K	1	0	s	0	1	2	2
L	2	0	s	0	1 } 4 3 }	2	8
		1	p	-1, 0, +1		6	
M	3	0	s	0	1 } 9 3 } 5 }	2	18
		1	p	-1, 0, +1		6	
		2	d	-2, -1, 0, +1, +2		10	
N	4	0	s	0	1 } 16 3 } 5 } 7 }	2	32
		1	p	-1, 0, +1		6	
		2	d	-2, -1, 0, +1, +2		10	
		3	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3		14	

ний N , соответствующих различным значениям главного квантового числа n : $N = 2n^2$.

3. Правило Хунда. Электроны в пределах одного подуровня располагаются так, чтобы суммарное спиновое число их было максимальным.

Таким образом, наиболее устойчивому состоянию атома соответствует максимально возможное число неспаренных электронов с одинаковыми спинами. Например, 3 электрона на p -подуровне будут распределяться только так



В этой записи каждая атомная орбиталь обозначена клеткой (квантовой ячейкой), а электрон — стрелкой, направление которой соответствует направлению спина.



- 1 В настоящее время не принято говорить о вращении электрона вокруг атомного ядра. Почему?
- 2 Что такое «электронное облако» и как это понятие соотносится с понятием «орбиталь»?
- 3 Как с помощью электролиза определить заряд электрона?
- 4 Чем отличается $1s$ -орбиталь от $2s$ -орбитали?
- 5 Что такое главное квантовое число?
- 6 Какие значения n и l соответствуют состояниям электрона: а) $4s$; б) $5p$; в) $3d$?
- 7 Сколько энергетических подуровней образует: а) пятый энергетический уровень; б) третий энергетический уровень?

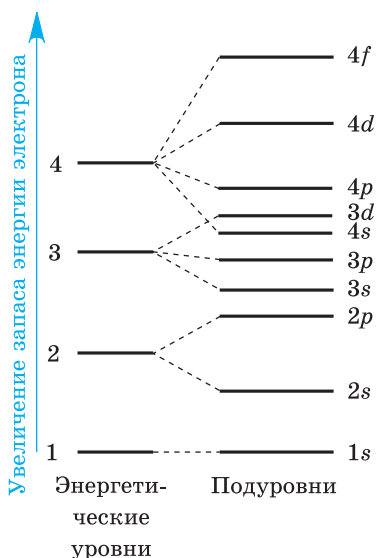


Рис. 4. Схема подразделения энергетических уровней на подуровни

§ 3

Электронные конфигурации атомов химических элементов

Знание возможных состояний электрона в атоме, правило Клечковского, принцип Паули и правило Хунда позволяют рассмотреть электронную конфигурацию атома. Для этого используют электронные формулы.

Электронной формулой обозначают состояние электрона в атоме, указывая цифрой главное квантовое число, характеризующее его состояние, а буквой — орбитальное квантовое число. Число, показывающее, сколько электронов находится в данном состоянии, записывают справа сверху от буквы, обозначающей форму электронного облака.

Для атома водорода ($n = 1, l = 0, m = 0$) электронная формула будет такой: $1s^1$. Оба электрона следующего элемента гелия He характеризуются одинаковыми значениями n, l, m и отличаются лишь спинами. Электронная формула атома гелия — $1s^2$. Электронная оболочка атома гелия завершена и очень устойчива. Гелий — благородный газ.

У элементов 2-го периода ($n = 2, l = 0$ или $l = 1$) заполняется сначала $2s$ -состояние, а затем p -подуровень второго энергетического уровня.

Электронная формула атома лития — $1s^2 2s^1$. Электрон $2s^1$ слабее связан с ядром атома (рис. 5), поэтому атом лития может легко отдавать его (как вы, очевидно, помните, этот процесс называется окислением), превращаясь в ион Li^+ .

В атоме бериллия четвёртый электрон также занимает $2s$ -состояние: $1s^2 2s^2$. Два внешних электрона атома бериллия легко отрываются, Be при этом окисляется в катион Be^{2+} .

У атома бора появляется электрон в $2p$ -состоянии: $1s^2 2s^2 2p^1$. Далее у атомов углерода, азота, кислорода и фтора (в соответствии с правилом Хунда) идёт заполнение $2p$ -подуровня, которое заканчивается у благородного газа неона: $1s^2 2s^2 2p^6$.

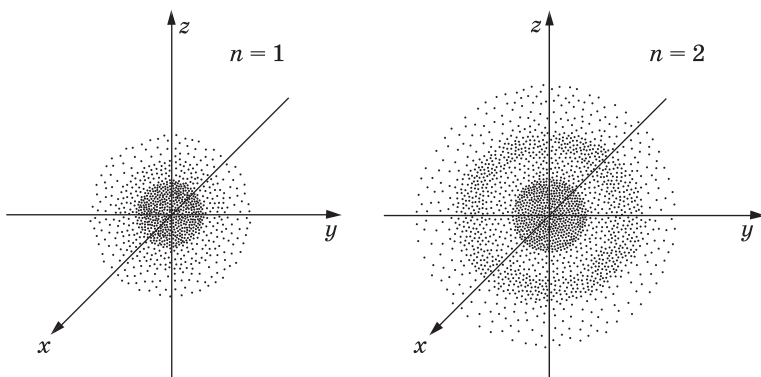
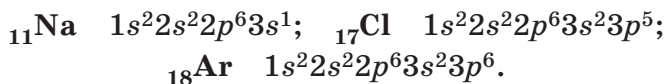


Рис. 5. Сечения $1s$ - и $2s$ -электронных облаков плоскостью, проходящей через ядро

Если хотят подчеркнуть, что электроны на данном подуровне занимают квантовые ячейки поодиночке, в электронной формуле обозначение подуровня сопровождается индексом. Например, электронная формула атома углерода — $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$.

У элементов 3-го периода заполняется соответственно $3s$ -состояние ($n = 3, l = 0$) и $3p$ -подуровень ($n = 3, l = 1$), $3d$ -подуровень ($n = 3, l = 2$) при этом остаётся свободным:



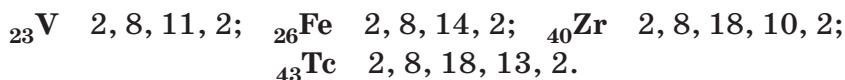
Иногда в схемах, изображающих распределение электронов в атомах, указывают только число электронов на каждом энергетическом уровне, т. е. записывают сокращённые электронные формулы атомов химических элементов, в отличие от приведённых выше полных электронных формул, например:



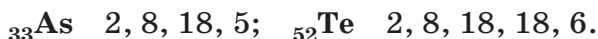
У элементов больших периодов (4-го и 5-го), в соответствии с правилом Клечковского, первые два электрона внешнего электронного слоя занимают соответственно $4s$ - ($n = 4, l = 0$) и $5s$ -состояния ($n = 5, l = 0$):



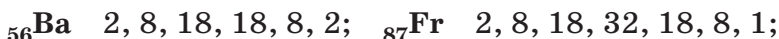
Начиная с третьего элемента каждого большого периода, последующие десять электронов поступают на предыдущие $3d$ - и $4d$ -подуровни соответственно (у элементов побочных подгрупп):



Как правило, когда заполнен предыдущий d -подуровень, начинает заполняться внешний p -подуровень (соответственно $4p$ - и $5p$ -):



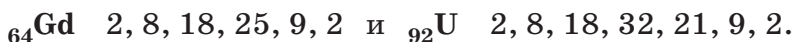
У элементов больших периодов (6-го и незавершённого 7-го) энергетические уровни и подуровни заполняются электронами, как правило, так: первые два электрона поступают на внешний s -подуровень, например:



следующий один электрон (у La и Ac) — на предыдущий d -подуровень:



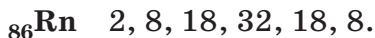
Последующие 14 электронов поступают на третий снаружи энергетический уровень: на $4f$ - и $5f$ -подуровни соответственно у лантаноидов и актиноидов:



Затем снова начинает застраиваться второй снаружи энергетический уровень (d -подуровень) у элементов побочных подгрупп:

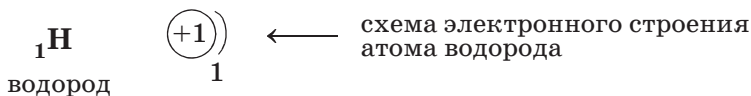


Только после полного заполнения десятью электронами d -подуровня будет снова заполняться внешний p -подуровень:

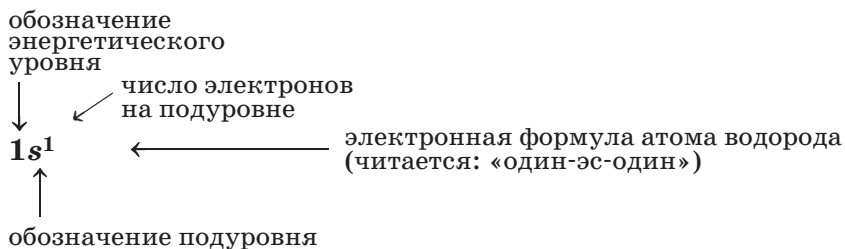


В заключение обобщим разные способы отображения электронных конфигураций атомов элементов по периодам системы Д. И. Менделеева.

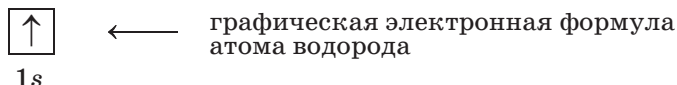
Рассмотрим элементы **1-го периода** — водород и гелий.



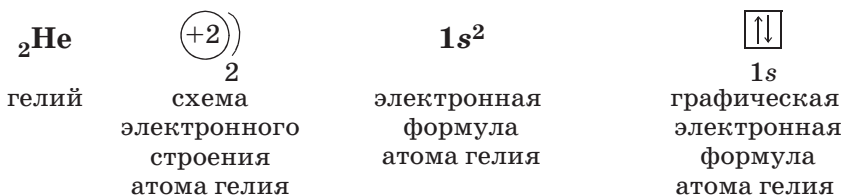
Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням.



Электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.



Графические электронные формулы атомов показывают распределение электронов не только по уровням и подуровням, но и по квантовым ячейкам (атомным орбиталям).



В атоме гелия первый электронный слой завершён — в нём 2 электрона.

Водород и гелий — *s-элементы*, у этих атомов заполняется электронами $1s$ -подуровень.

У всех элементов **2-го периода** первый электронный слой заполнен, и электроны заполняют $2s$ - и $2p$ -состояния в соответствии с принципом наименьшей энергии

(сначала s , а затем p) и правилами Паули и Хунда (табл. 2).

В атоме неона второй электронный слой завершён — в нём 8 электронов.

**СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК
АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ 2-ГО ПЕРИОДА**

Таблица 2

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
${}^3\text{Li}$ Литий	$\begin{array}{c} K L \\ (+3) \\ 2 1 \end{array}$	$1s^2 2s^1$	
${}^4\text{Be}$ Бериллий	$\begin{array}{c} K L \\ (+4) \\ 2 2 \end{array}$	$1s^2 2s^2$	
${}^5\text{B}$ Бор	$\begin{array}{c} K L \\ (+5) \\ 2 3 \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	
${}^6\text{C}$ Углерод	$\begin{array}{c} K L \\ (+6) \\ 2 4 \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	
${}^7\text{N}$ Азот	$\begin{array}{c} K L \\ (+7) \\ 2 5 \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	
${}^8\text{O}$ Кислород	$\begin{array}{c} K L \\ (+8) \\ 2 6 \end{array}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	