

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Е70

Еремин, В. В.

Е70 Химия. Базовый уровень. 11 кл. : учебник / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин. — 4-е изд., стереотип. — М. : Дрофа, 2018. — 223, [1] с. : ил. — (Российский учебник).

ISBN 978-5-358-19793-0

Учебник продолжает курс химии для старшей школы, изложенный в учебнике «Химия. Базовый уровень. 10 класс» авторского коллектива преподавателей химического факультета МГУ им. М. В. Ломоносова.

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

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

РОССИЙСКИЙ УЧЕБНИК

Учебное издание

**Еремин Вадим Владимирович, Кузьменко Николай Егорович
Дроздов Андрей Анатольевич, Лунин Валерий Васильевич**

ХИМИЯ. Базовый уровень. 11 класс
Учебник

Зав. редакцией *Т. Д. Гамбурцева*. Ответственный редактор *Т. Д. Гамбурцева*
Художественный редактор *О. А. Новотоцких*. Художественное
оформление *Ю. В. Христич*. Технический редактор *И. В. Грибова*
Компьютерная верстка *Е. Ю. Пучкова*. Корректор *Е. Е. Никулина*

Подписано к печати 02.03.18. Формат 60 × 90 ¹/₁₆. Гарнитура
«Школьная». Печать офсетная. Усл. печ. л. 14,0. Тираж 1500 экз. Заказ № .

ООО «ДРОФА», 123308, Москва, ул. Зорге, дом 1, офис № 313.



rosuchebnik.rf/метод

Предложения и замечания по содержанию и оформлению книги
можно отправлять по электронному адресу: expert@rosuchebnik.ru

По вопросам приобретения продукции издательства обращайтесь:
тел.: 8-800-700-64-83; e-mail: sales@rosuchebnik.ru

Электронные формы учебников, другие электронные материалы и сервисы:
LECTA.ru, тел.: 8-800-555-46-68

В помощь учителю и ученику: регулярно пополняемая библиотека дополнительных
материалов к урокам, конкурсы и акции с поощрением победителей, рабочие программы,
вебинары и видеозаписи открытых уроков rosuchebnik.rf/метод

ISBN 978-5-358-19793-0

© ООО «ДРОФА», 2014

Дорогие выпускники!

Вы перешли в 11 класс. Быстро пролетит учебный год, и в мае, когда на школьном дворе расцветёт сирень, для вас прозвенит последний звонок. Для многих он будет означать не только окончание долгого, одиннадцатилетнего пути по дороге знаний, но и преддверие новой, студенческой жизни. Пусть о приближении этой поры вам напоминать кисти сирени, помещённые на фотографии.

В течение этого года многие из вас будут готовиться к поступлению в вузы. Это отнимает много времени и сил, которые вы стремитесь сконцентрировать на предметах, выбранных в качестве будущей специальности. Для вас, обучающихся по программе базового уровня, изучение химии в 11 классе нацелено на применение химических знаний в быту. Сначала вы повторите и расширите свои знания в области строения веществ, неорганической химии, узнаете о том, как получают чугун и сталь. Особый раздел посвящён изучению закономерностей протекания химических реакций и основам химической технологии. Вы узнаете о том, как производят серную кислоту, перерабатывают нефть и газ, которыми так богата наша страна. Заключительный раздел книги рассказывает о применении химических знаний в промышленности и быту. Здесь химические знания будут представлены в новом, подчас неожиданном аспекте. Вы не задумывались, например, о том, чем объясняется окраска цветов



сирени и их характерный аромат? Или почему разные вещества подчас имеют очень похожий запах? Какие материалы используются для создания фрески? Что представляют собой антибиотики — вещества, с помощью которых исцелились миллионы людей? Расскажем мы и о важнейших материалах, созданных человеком, — цементе, бетоне, стекле. Однако некоторые вещества могут играть в жизни человека и отрицательную роль, поэтому мы не обойдём стороной и такие насущные проблемы и беды современного общества, как курение и наркомания.

Пусть вас не пугают сложные на первый взгляд структурные формулы некоторых соединений, которые мы приводим. Ведь вы знаете, что структурная формула — это визитная карточка вещества, которая описывает не только его состав, но и строение.

Почему вещества одинакового состава могут так сильно отличаться по свойствам? Почему добавление всего одного электрона превращает активный атом хлора в довольно инертный ион? Как из воздуха и воды в природе может образоваться кислота? На эти и многие другие вопросы можно ответить, обладая определёнными химическими знаниями.

Параграфы, выделенные в учебнике синим цветом, содержат дополнительный материал.

Мы надеемся, что знания, которые вы получите из этой книги, пригодятся в вашей будущей жизни независимо от того, какую специальность вы выберете.

Работая с учебником, постоянно оценивайте свои достижения. Если изучаемый материал окажется для вас слишком сложным, обратитесь за помощью к учителю или воспользуйтесь дополнительной литературой и ресурсами Интернета, приведёнными в разделе «За страницами учебника»

Желаем успехов и увлекательного путешествия по страницам книги.

Авторы

§ 1 Атомы, молекулы, вещества

Как вы знаете, в центре внимания химии находятся вещества, из которых состоят тела (рис. 1). Каждое вещество характеризуется набором физических свойств — цветом, вкусом, запахом, плотностью, температурой плавления и кипения. Однако вещества обладают и химическими свойствами — способностью вступать во взаимодействие с другими веществами или разлагаться. Главная задача химии и состоит в изучении химических свойств веществ и получении новых соединений с заранее заданными свойствами.



Рис. 1. Тела и вещества: *а* — бронзовый канделябр состоит из двух веществ: меди и олова; *б* — стеариновая свеча изготовлена из стеариновой кислоты

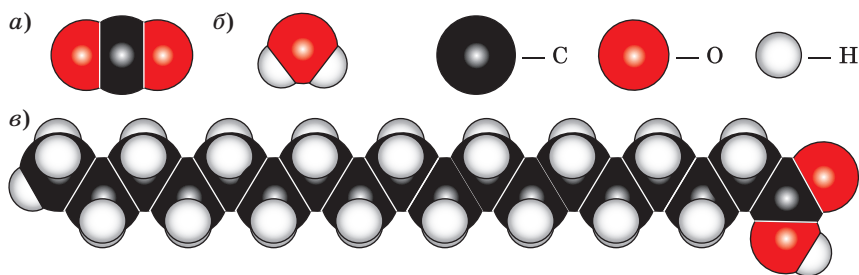


Рис. 2. Молекулы углекислого газа (а), воды (б) и стеариновой кислоты (в)

Вещества состоят из атомов химических элементов, символы которых приведены в Периодической системе Д. И. Менделеева. В настоящее время известно 118 видов атомов. Из них 89 встречаются в природе, а остальные получены искусственно.

Атомы большинства химических элементов объединяются друг с другом в более крупные частицы — молекулы. Молекула — мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами (рис. 2). Она состоит из нескольких атомов, соединённых ковалентными связями. Взятая в отдельности, молекула не имеет цвета, запаха и других физических свойств, которые характеризуют вещество в целом.

По составу вещества подразделяют на простые и сложные. *Простые* вещества состоят из атомов лишь одного элемента, например хлор Cl_2 , железо Fe. В состав *сложных* веществ входят атомы нескольких элементов. Например, вода H_2O состоит из водорода H и кислорода O, серная кислота H_2SO_4 — из водорода H, кислорода O и серы S, сахара C₁₂H₂₂O₁₁ — из углерода C, водорода H и кислорода O, киноварь HgS — из ртути Hg и серы S (рис. 3).



Рис. 3. При взаимодействии серы с ртутью образуется киноварь

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы. *Металлы* обладают характерным металлическим блеском, ковкостью, пластичностью, хорошо проводят электрический ток и тепло. При комнатной температуре все металлы, за исключением ртути, твёрдые. Среди *неметаллов* при комнатной температуре есть вещества твёрдые (углерод С, сера S, фосфор Р), жидкие (бром Br₂) и газообразные (водород Н₂, кислород О₂, азот N₂, хлор Cl₂). Все газообразные простые вещества-неметаллы, за исключением инертных газов и озона О₃, состоят из двухатомных молекул, например Н₂, О₂, N₂.

Сложные вещества подразделяют на неорганические и органические. Первоначально органическими называли вещества, получаемые из растений и животных. Долгое время в химии господствовали представления, что такие соединения образуются под действием особой «жизненной силы», т. е. их невозможно получить искусственно. Около 150 лет назад была доказана несостоятельность таких взглядов. Однако термин «органический» сохранился и прочно вошёл в химический лексикон, хотя и изменил смысл. В настоящее время органическими называют все соединения углерода, за исключением его оксидов, угольной кислоты и её солей.

Каждое вещество характеризуется составом, строением и свойствами. Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком соотношении входят в состав вещества, т. е. выражает его качественный и количественный состав. Например, из формулы Н₂О следует, что вода состоит из атомов двух элементов — водорода и кислорода, причём на один атом кислорода приходится два атома водорода, а на один моль атомов кислорода — два моля атомов водорода. Напомним, что *моль* — это такое *количество вещества* ν (греческая буква «ню»), в котором содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества, в данном случае молекул воды. Масса одного моля вещества, т. е. молярная масса M , численно совпадает с относительной молекулярной массой M_r . Молярная масса воды равна 18 г/моль:

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

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

Символами A_r обозначены относительные атомные массы элементов, приведённые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

Итак, в одном моле воды содержится один моль атомов кислорода и два моля атомов водорода. Чтобы найти мольную долю χ (греческая буква «хи») водорода в воде, надо разделить число молей атомов водорода ν , входящих в состав одного моля воды, на общее число молей всех элементов, образующих воду, т. е. кислорода и водорода:

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

На практике чаще используют не мольные, а массовые доли w , с которыми вы познакомились при изучении химии в 8 классе.

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

$$w(\text{H}) = \frac{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H})}{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H}) + \nu(\text{O}) \cdot M(\text{O})} = \frac{2}{2 \cdot 1 + 1 \cdot 16} = 0,111, \\ \text{или } 11,1\%.$$

Величина, приведённая в знаменателе, представляет собой *молярную массу вещества*. Напомним, что сумма мольных или массовых долей всех элементов, входящих в состав вещества, всегда равна единице, или 100%:

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

Охарактеризовать строение вещества — значит описать, как оно построено. Все газы и подавляющее большинство жидкостей при комнатной температуре состоят из молекул. Строение твёрдых веществ может быть различным. Некоторые из них, например глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, сахароза (сахар) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, состоят из молекул. Большинство твёрдых неорганических веществ построено не из молекул, а из отдельных атомов или ионов. Атомы соединены друг с другом в бесконечные цепи, слои, каркасы. Например, все металлы состоят из атомов, образующих симметричный трёхмерный каркас — кристаллическую решётку.

Для веществ молекулярного строения химическая формула выражает состав молекулы, а для веществ немолекулярного строения — состав наименьшего повторяющегося фраг-

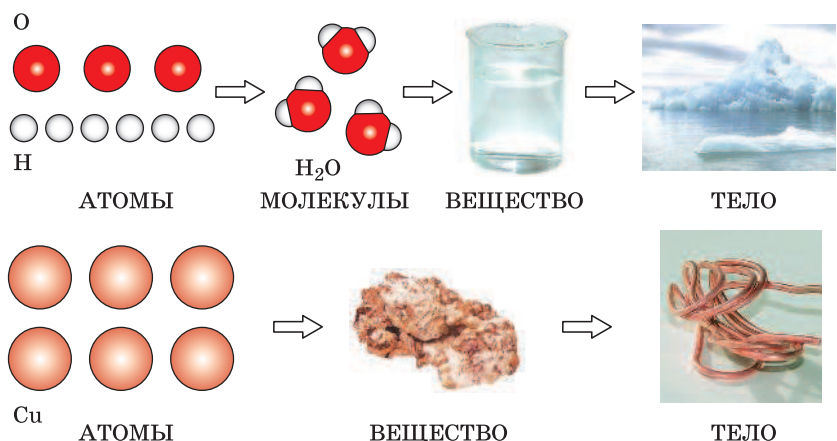


Рис. 4. Вещества молекулярного (вода) и немолекулярного (медь) строения

мента (рис. 4). Например, формула соединения меди с оловом $\text{Cu}_{31}\text{Sn}_8$, придающего бронзе хорошие акустические свойства, показывает, что в кристаллической решётке этого вещества на 31 моль атомов меди приходится 8 молей атомов олова.

Вопросы и задания

1. Что является главной задачей химии?
2. Какие вещества называют простыми, сложными, органическими, неорганическими?
3. Все ли вещества состоят из атомов, из молекул? Приведите примеры веществ немолекулярного строения.
4. Что выражает формула химического вещества?
5. Рассчитайте молярные и массовые доли элементов, входящих в состав красного железняка Fe_2O_3 , сернистого газа SO_2 , известняка CaCO_3 .
6. В формуле соединения молярная доля кремния равна $\frac{1}{3}$, а молярная доля кислорода — $\frac{2}{3}$. Составьте формулу соединения. Рассчитайте массовые доли элементов в этом соединении.

§ 2 Строение атома

Как вы уже знаете, атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, имеющих отрицательный заряд. Ядро находится в центре атома и образовано из протонов и нейтронов. Один из парадоксов устройства мира заключает-

ся в том, что практически вся масса атома заключена в ядре, которое занимает ничтожно малую часть от всего размера атома. Таким образом, все вещества и тела, из которых они построены, не просто имеют дискретный характер, т. е. состоят из отдельных мельчайших частичек (атомов), но и содержат много «пустот».

Атомы большинства элементов «вечны», т. е. способны существовать неограниченно долго. За всю историю нашей планеты с момента возникновения и до сегодняшнего дня составляющие её атомы не претерпели никаких изменений, не подверглись старению и гибели, а лишь многократно переходили из одних соединений в другие, из минерального мира в органический, и наоборот. Таким образом, часть атомов, входящих в состав каждого из нас, уже совершила множество длинных путешествий, успев побывать и в деревьях девонского леса, и в почве, и в различных живых организмах.

Масса атома, выраженная в привычных нам килограммах, составляет ничтожно малую величину. Даже самые «тяжёлые» атомы весят менее 10^{-24} кг. Пользоваться такими значениями при расчётах очень неудобно, поэтому в химии применяют относительные атомные массы A_r . Сначала массу данного атома сравнили с массой самого лёгкого из атомов — водорода. Например, атом кислорода в 16 раз тяжелее атома водорода, поэтому он имеет относительную атомную массу 16. Позже выяснилось, что в качестве эталонной удобнее брать $1/12$ часть массы атома углерода (точнее, изотопа углерод-12), которая примерно равна массе атома водорода. Именно такие величины и приведены в Периодической системе.

Фундаментальной характеристикой химического элемента является заряд ядра, определяемый числом протонов в ядре. Протон имеет условный заряд +1, а электрон — равный ему по величине, но противоположный по знаку заряд -1.

$$\begin{aligned}\text{Заряд ядра} &= \text{Число протонов} = \text{Число электронов} = \\ &= \text{Порядковый номер элемента.}\end{aligned}$$

Химический элемент — это вид атомов с определённым зарядом ядра.

Каждый элемент занимает место в Периодической системе, соответствующее его порядковому номеру. Наименьший порядковый номер у водорода — в его атоме содержится лишь один протон и один электрон.

Ядро атома помимо протонов, заряженных положительно, содержит электронейтральные частицы — нейтроны. Так как вся масса атома сосредоточена в ядре, массой электрона по сравнению с массами протонов и нейтронов можно пренебречь. Меняя число протонов в ядре, мы переходим от одного элемента к другому, т. е. движемся «по клеточкам» Периодической системы. В то же время если число протонов остаётся постоянным, а изменяется число нейтронов, то меняется лишь масса атома, но заряд его ядра остаётся неизменным. Атомы одного и того же элемента, содержащие разное число нейтронов, называют *изотопами*. Так, помимо обычного водорода — протия, имеющего относительную атомную массу, равную 1, т. е. 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, т. е. оказывается в два раза тяжелее протия. На 6000 атомов протия в природе приходится примерно один атом дейтерия. Протий и дейтерий — изотопы водорода.

Изотопы одного и того же элемента обладают близкими физическими и одинаковыми химическими свойствами. Исключение составляют изотопы водорода. Различие свойств протия и дейтерия обусловлено тем, что их массы отличаются в два раза! В то же время изотопы одного и того же элемента имеют разные свойства ядер. Так, среди изотопов всех элементов есть радиоактивные (нестабильные, их ядра самопроизвольно распадаются). Среди изотопов водорода радиоактивным является тритий, ядро которого состоит из протона и двух нейтронов.

Элементы, все изотопы которых нестабильны, называют *радиоактивными*. К ним принадлежат все элементы с порядковым номером больше 83, а также некоторые элементы, расположенные в Периодической системе до висмута, радиоактивные изотопы которых получены искусственным путём (технеций, прометий).

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 электронах как об облаке (электронном облаке), «размытом» в околоядер-

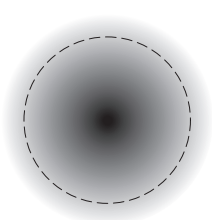


Рис. 5. Электронное облако

Рис. 6. *s*-Орбиталь и *p*-орбиталь

ном пространстве. Электронное облако не имеет чётких границ (рис. 5) и по мере удаления от ядра постепенно «тает». Область околоядерного пространства, где нахождение электронов наиболее вероятно, называют атомной орбиталью (на рисунке 5 показана пунктиром).

По форме атомных орбиталей различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-электроны. *s*-Орбитали имеют форму шара, а *p*-орбитали — объёмной восьмёрки (рис. 6).

Формы *d*- и *f*-орбиталей более сложные.

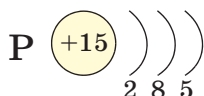
Электроны, находящиеся в атоме, имеют разную энергию, иными словами, они находятся на различных энергетических уровнях. Чем больше номер уровня, тем выше энергия электрона. Число энергетических уровней равно номеру периода, в котором расположен элемент. На первом уровне максимально могут размещаться два электрона, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать. В общем случае наибольшее число электронов на энергетическом уровне описывается формулой $N = 2n^2$, где n — номер уровня.

Проследим порядок заполнения энергетических уровней электронами, воспользовавшись Периодической системой элементов Д. И. Менделеева. У элементов 1-го периода происходит заполнение первого энергетического уровня, у элементов 2-го периода — второго и т. д. Поэтому 1-й период содержит всего два элемента — водород и гелий, 2-й — восемь. К концу 3-го периода третий энергетический уровень оказывается незавершённым. Его заполнение происходит у элементов 4-го периода, начиная со скандия и заканчивая цинком. Элементы, в атомах которых электроны идут на заполнение внутренних электронных слоёв, называют *переходными*. Они находятся в побочных подгруппах Периодической системы. Первый уровень содержит лишь *s*-электроны, второй уровень — два *s*- и шесть *p*-электронов, третий — два *s*-,

шесть p - и десять d -электронов. У элементов главных подгрупп I и II групп внешними оказываются s -электроны, поэтому эти элементы называют s -элементами. Аналогично элементы главных подгрупп III—VIII групп называют p -элементами, а элементы побочных подгрупп, в атомах которых происходит заполнение предвнешнего электронного слоя, — d -элементами. Элементы, входящие в одну и ту же подгруппу, например литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr, имеют сходное электронное строение, т. е. являются полными электронными аналогами. Именно поэтому они имеют близкие химические свойства. Строение атомов первых 36 элементов показано на рисунке 7. Ядра атомов представлены в виде окружности. В центре указан заряд ядра. Энергетические уровни, на которых расположены электроны, условно изображены дугами, цифры под ними означают число электронов, находящихся на данном уровне.

Пример. Напишите электронную конфигурацию атома фосфора.

Фосфор — 15-й элемент Периодической системы, поэтому его атом содержит 15 электронов. Фосфор находится в 3-м периоде, следовательно, в его атоме электроны расположены на трёх энергетических уровнях. Как вы помните, у всех элементов 3-го и последующего периодов первый и второй энергетические уровни полностью заполнены. Число электронов на них равно 2 (на первом) и 8 (на втором). Нам осталось заполнить третий, внешний уровень. Фосфор находится в главной подгруппе, поэтому число валентных электронов (электронов внешнего уровня) равно номеру группы, т. е. 5. Проверяем общее число электронов: $2 + 8 + 5 = 15$. Строение атома фосфора может быть представлено в виде схемы:



У атомов элементов энергетические подуровни заполняются в последовательности, изображённой на рисунке 8.

Английский химик Джон Дальтон, живший в первой половине XIX в., представлял атомы в виде шаров. Изучение электронного строения атома показало, что точно определить размер атома невозможно, так как электронные облака раз-

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1 							He 2 		
2	Li 3 	Be 4 	B 5 	C 6 	N 7 	O 8 	F 9 	Ne 10 		
3	Na 11 	Mg 12 	Al 13 	Si 14 	P 15 	S 16 	Cl 17 	Ar 18 		
4	K 19 	Ca 20 	21 Sc 	22 Ti 	23 V 	24 Cr 	25 Mn 	26 Fe 	27 Co 	28 Ni 
	29 Cu 	30 Zn 	31 Ga 	32 Ge 	33 As 	34 Se 	35 Br 	36 Kr 		

Рис. 7. Структура атомов первых 36 элементов Периодической системы

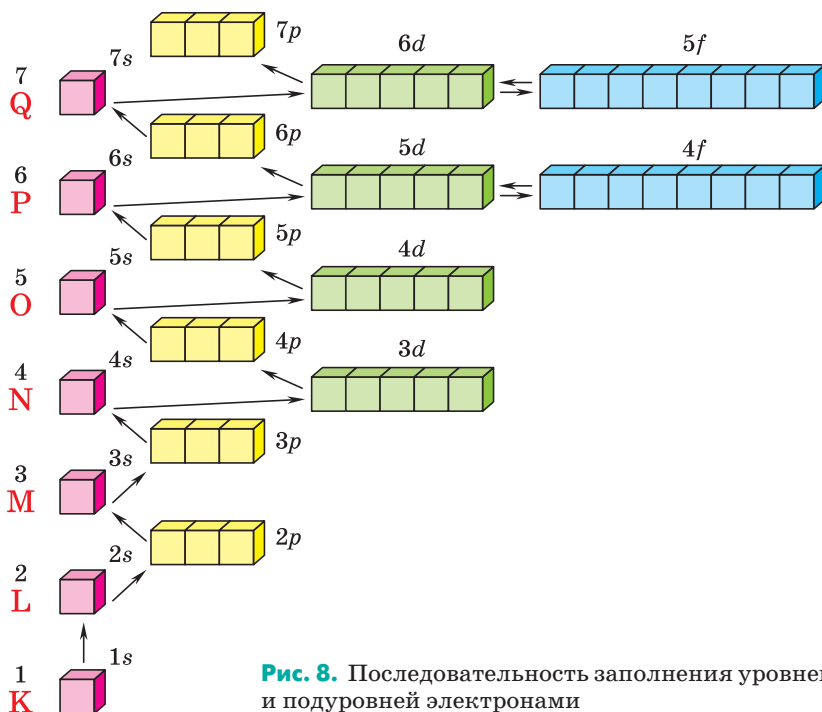


Рис. 8. Последовательность заполнения уровней и подуровней электронами

мыты в пространстве. Часто под радиусом атома понимают расстояние от его ядра до границ атомной орбитали внешних электронов. Орбитальные радиусы большинства атомов примерно равны 10^{-10} м.

Вопросы и задания

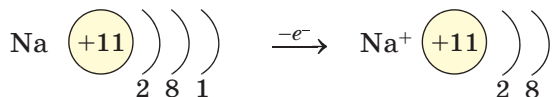
1. Какое строение имеет атом?
2. Атом урана имеет массу 235. Что это означает?
3. Какие атомы называют изотопами?
4. В чём разница между понятиями «масса атома» и «массовое число»?
5. Подсчитайте число протонов, нейтронов и электронов в атомах гелия-4, кислорода-16, кислорода-17, урана-235.
6. Изобразите строение атомов кислорода, натрия, серы.
7. Объясните, почему во Вселенной преобладают атомы водорода, а на Земле — атомы других элементов.

§ 3

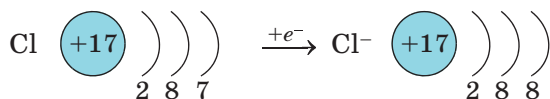
Химическая связь.

Агрегатные состояния

Электронные оболочки, содержащие восемь электронов, два из которых находятся на *s*-орбитали, а шесть — на *p*-орбиталях, обладают повышенной устойчивостью. Они соответствуют инертным (благородным) газам — неону, аргону, криптону, ксенону, радону (*найдите их в Периодической таблице*). Ещё более устойчив атом гелия, содержащий всего два электрона. В результате химических превращений атомы всех других элементов стремятся приблизить свою электронную конфигурацию к электронной конфигурации ближайшего инертного газа. Это возможно сделать двумя путями: отдавая или присоединяя электроны внешнего уровня. Атому натрия, имеющему всего один неспаренный электрон, выгоднее его отдать, тем самым атом получает положительный заряд и приобретает электронную конфигурацию инертного газа неона:



Атому хлора до конфигурации ближайшего инертного газа недостаёт всего одного электрона, поэтому он стремится присоединить электрон:



Способность атома притягивать к себе электроны называют *электроотрицательностью*. Чем ближе по строению электронная оболочка данного атома к электронной оболочке инертного газа, тем выше его электроотрицательность. Иными словами, в периодах по мере заполнения внешнего энергетического уровня электронами, т. е. слева направо, электроотрицательность возрастает. Чем дальше оказываются валентные электроны от ядра, тем слабее они им удерживаются и тем ниже способность атома притягивать к себе дополнительные электроны. Таким образом, в группах электроотрицательность возрастает с уменьшением атомного радиуса, т. е. снизу вверх. Элементом с наибольшей электро-