

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72
К89

Учебник включён в Федеральный перечень

Кузнецова Н.Е.

К89 Химия : 11 класс : углублённый уровень : учебник для учащихся общеобразовательных организаций / Н.Е. Кузнецова, Т.Н. Литвинова, А.Н. Лёвкин. — 5-е изд., стереотип. — М. : Вентана-Граф, 2019. — 432 с. : ил. — (Российский учебник).

ISBN 978-5-360-11104-7









Учебник входит в систему учебно-методических комплектов «Алгоритм успеха» и предназначен для изучения химии на углублённом уровне в общеобразовательных организациях среднего общего образования. Предложенный курс ориентирован на обобщение и систематизацию изученного прежде материала. В тексты учебника включены мотивирующие вопросы, разноуровневые задания и задачи, а также темы проектной деятельности и дополнительные сведения познавательного характера. Учебник может быть использован в образовательных организациях среднего профессионального образования.

Соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту среднего общего образования (2012 г.).

УДК 373.167.1:54

ББК 24я72

Условные обозначения

-  Подумайте перед уроком или в ходе урока
-  Химический эксперимент
-  Ответ найдёте в тексте учебника
-  Прочтите параграф и подумайте
-  Сложное задание
-  Творческое задание или проект
-  Работайте с товарищем или в группе
-  Вам поможет компьютер

© Кузнецова Н.Е., Литвинова Т.Н., Лёвкин А.Н., 2013, с изменениями

© Издательский центр «Вентана-Граф», 2013, с изменениями

© Кузнецова Н.Е., Литвинова Т.Н., Лёвкин А.Н., 2015, с изменениями

ISBN 978-5-360-11104-7

© Издательский центр «Вентана-Граф», 2015, с изменениями

Предисловие

Дорогие друзья!

При изучении химии в 8–9 классах вы знакомились с основами *неорганической химии*, с некоторыми приёмами и методами научного познания (наблюдением, описанием, анализом и синтезом, сравнением, аналогией, химическим экспериментом), с методами очистки веществ и методами исследования веществ.

При изучении *органической химии* в 10 классе вы познакомились с миром органических веществ и узнали об органическом синтезе — основном промышленном методе получения искусственных веществ и материалов.

Вы научились проводить химические опыты и решать экспериментальные задачи, а также использовать приобретённые знания для углублённого изучения химии.

Курс общей химии 11 класса систематизирует, обобщает и углубляет изученное ранее, помогает представить химическую картину природы в целом.

В данном курсе особое внимание будет уделено *вопросам теории*. Ведущая роль теоретических основ химии заключается в том, что с помощью этих знаний можно объяснить многие научные факты, результаты экспериментов, прогнозировать и моделировать химические явления.

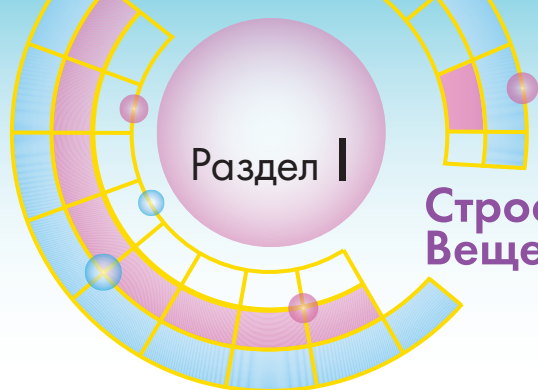
Знания, приобретённые на уроках химии в школе, являются элементом общей культуры образованной личности. Они служат ориентиром безопасного поведения в окружающем нас мире веществ. Без химии не может развиваться ни одна отрасль народного хозяйства, не может обходиться ни один человек. Надеемся, что содержание этой книги поможет вам применять полученные знания на практике (выполнять исследования, разрабатывать и защищать собственные проекты), а возможно, и повлияет на выбор вами будущей профессии.

Старайтесь активно и самостоятельно использовать свои знания из других учебных предметов, а также данные, полученные из средств массовой информации, в том числе из ресурсов глобальной сети Интернет, а также из научной и научно-популярной литературы.

Фундаментальные химические знания особенно важны для тех, кто решил посвятить себя естественным и техническим наукам. Они помогут вам правильно выбрать профессию и продолжить обучение, будут способствовать дальнейшей практической деятельности и образованию.

Желаем вам успехов!

Авторы



Строение вещества. Вещества и их системы

Глава 1. Основные понятия и законы химии. Строение атома

§1

Основные понятия химии. Стехиометрические законы



Что изучает химия?

Что называют атомом, молекулой, химическим элементом?

Каковы основные положения атомно-молекулярного учения и какое значение оно имело для развития химии?

Химия относится к числу естественных наук, изучающих окружающий мир и законы природы. Из курсов обществознания и физики вам известно, что окружающий нас мир *материален*: он состоит из различных видов материи — веществ и полей, или излучений (солнечная радиация, рентгеновские лучи и др.). Как вы уже знаете, *химия* — наука о веществах и их превращениях друг в друга. Основные понятия химии, такие как *химический элемент, атом, молекула, химическое соединение, простое вещество, сложное вещество, химическая реакция*, составляют основу атомно-молекулярного учения. С этими понятиями, а также с некоторыми стехиометрическими законами вы впервые познакомились в 8 классе. Однако по мере изучения вами химии их содержание углублялось и расширялось.

Так, на начальном этапе изучения химии веществом называли то, из чего состоят физические тела.

К веществам относят атомы, молекулы и состоящие из них газы, жидкости и твёрдые субстанции, имеющие не только природное, но и искусственное происхождение. Важной характеристикой вещества и частиц, из которых оно состоит, является масса покоя. Удалённые в космос предметы и вещества, составляющие их, не имеют **веса** (находятся в состоянии невесомости), но имеют ту же самую **массу**, что и на Земле. Долгое время масса служила кри-

терием деления материи на вещества и излучения. Однако в начале XX в. А. Эйнштейн установил, что масса (m) и энергия (E) связаны следующей зависимостью: $E = mc^2$, где c — скорость света в вакууме, равная $3 \cdot 10^8$ м/с. Из данного соотношения вытекает, что определённому количеству энергии соответствует определённая масса и наоборот.

Если использовать понятие «материя», то *вещество* можно определить следующим образом.



Вещество — вид однородной материи, которая имеет массу покоя и характеризуется (при определённых условиях) одними и теми же физическими и химическими свойствами.

Согласно атомно-молекулярному учению вещества состоят из атомов и молекул. Мельчайшей частицей всех реальных веществ является **атом**.

Масса атомов чрезвычайно мала. Например, масса атома водорода составляет приблизительно $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, а углерода — $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. Использовать такие величины для расчётов неудобно. Поэтому в химии вместо *абсолютных* значений атомных масс традиционно используют *относительные* значения, а в качестве эталона берут $\frac{1}{12}$ часть массы атома изотопа углерода ^{12}C . Таким образом, $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода является *атомной единицей массы* (а. е. м.). С ней сравнивают абсолютные значения масс других атомов.

Отношение абсолютной массы атома к атомной единице массы называют *относительной атомной массой* (A_r).

$$A_r(\text{X}) = \frac{m_a(\text{X})}{\frac{1}{12} m_a(\text{C})} = \frac{m_a(\text{X})}{1 \text{ а. е. м.}}$$

Относительная атомная масса — безразмерная физическая величина.

Многие вещества образованы молекулами, состоящими из атомов. Молекулы сохраняются в ходе физических явлений и разрушаются в химических явлениях.



Молекула — это наименьшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства.

Атомы, соединяясь между собой, образуют не только молекулы, но и другие сложные частицы — ионы, радикалы, кристаллы. Атомы, молекулы и кристаллы — основные химические формы организации вещества.

Одной из важных характеристик молекулы является *относительная молекулярная масса* (M_r). Она численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы.



Джон Дальтон
(1766–1844)

Представление о *дискретности* вещества (то есть о том, что вещество состоит из отдельных, очень малых частиц) возникло ещё в Древней Греции. Однако оно оформилось в научно обоснованное учение лишь в XVIII–XIX вв., когда в физике и химии появились количественные методы исследования. Основы атомно-молекулярного учения, изложенные М.В. Ломоносовым в 1741 г. в работе «Элементы математической химии», позднее были дополнены другими учёными (Дж. Дальтоном, С. Канницаро и др.).

Представления об атомах и молекулах обобщены в следующих положениях *атомно-молекулярного учения*.

Основные положения атомно-молекулярного учения

1. Все вещества состоят из мельчайших частиц: атомов, ионов, молекул.
2. Многие вещества состоят из молекул (твёрдые вещества с молекулярной кристаллической решёткой, а также вещества, находящиеся в газообразном и парообразном состоянии). Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами, составом, строением и химическими свойствами.
3. Молекулы состоят из атомов. Молекулы, состоящие из одинаковых атомов, образуют простые вещества, а из разных атомов — сложные вещества.
4. Атомы — химически неделимые частицы. Совокупность атомов одного вида называют химическим элементом.
5. Атомы, ионы, молекулы находятся в непрерывном движении.

С точки зрения электронной теории строения *атом* — это сложная система, состоящая из протонов и нейтронов, заключённых в ядре, а также электронов, находящихся вне ядра.

Число протонов (единичный положительный заряд) в атоме равно числу электронов (единичный отрицательный заряд), поэтому атом электронейтрален (табл. 1).

Протоны и нейтроны называют *нуклонами* (от лат. *nucleus* — «ядро»).

Таблица 1. Характеристика элементарных частиц

Элементарная частица	Заряд, Кл	Условный заряд	Масса, кг	Масса, а. е. м.	Расположение в атоме
Протон (1_1p)	$1,6 \cdot 10^{-19}$ (положительный)	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007	В ядре
Нейтрон (1_0n)	0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,009	В ядре
Электрон (e^-)	$1,6 \cdot 10^{-19}$ (отрицательный)	-1	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$\approx \frac{1}{1840}$	В электронной оболочке

Число протонов соответствует заряду ядра атома (Z) и порядковому номеру химического элемента в периодической системе. Сумма протонов и нейтронов определяет **массовое число** (A) – массу ядра, выраженную в а. е. м. (только в этом случае общее количество протонов и нейтронов численно равно их общей массе).

На самом деле масса ядра атома всегда меньше суммы масс протонов и нейтронов, образующих ядро. Разность между этими величинами называется **дефектом массы**.

Например, сумма масс протонов и нейтронов ядра атома гелия составляет приблизительно 4,032 а. е. м., а масса ядра его атома равна 4,002 а. е. м. В этом случае дефект массы составляет 0,030 а. е. м. Дефект массы характеризует устойчивость атомных ядер и энергию связи протонов и нейтронов в ядре. Он соответствует энергии, которая выделяется при образовании ядра из свободных протонов и нейтронов и может быть рассчитана по уравнению Эйнштейна (см. с. 5).

В ядре сконцентрирована основная масса атома (электрон приблизительно в 1840 раз легче протона или нейтрона, поэтому при расчётах величину массы электронов не учитывают).

Электроны определяют качественную характеристику атома – его реакционную способность (способность образовывать химические связи).

Важнейшим химическим понятием является «химический элемент». На основании электронной теории можно уточнить его определение.



Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Вы помните, что заряд ядра атома совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе. Атомы с одинаковым зарядом ядра могут иметь разное число нейтронов, то есть разную массу (и следовательно, массовые числа). Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массы (и массовые числа), называют **изотопами**.

Совокупность атомов с определёнными значениями заряда ядра (Z) и массового числа (A) называется **нуклидом**. Для обозначения нуклида используют название элемента, к которому через дефис присоединяют значение массового числа (например, кислород-16, уран-235 и т. д.), или символ химического элемента, рядом с которым вверху слева указано массовое число: ^{16}O , ^{235}U . При обозначении изотопа порядковый номер элемента записывают внизу слева от символа элемента, а массовое число – вверху слева, например: $^{16}_8\text{O}$.

Как правило, каждый химический элемент существует в виде нескольких изотопов. С учётом распространённости изотопов химического элемента в земной коре вычисляется его *относительная атомная масса* – это средняя величина массовых чисел его природных изотопов. Например, природный хлор на 75,53 % состоит из изотопа ^{35}Cl и на 24,47 % – из изотопа ^{37}Cl , в результате средняя относительная атомная масса элемента хлор равна 35,453.

Атомы химических элементов могут существовать *в свободном виде* как одиночные атомы (например, благородные газы) или *в связанном виде* – в составе простых и сложных веществ.



Простые вещества – это вещества, образованные атомами одного химического элемента.

Например, вещество сера состоит из атомов серы.

Химический элемент и простое вещество – разные понятия. Например, два разных вещества кислород O_2 и озон O_3 образованы атомами одного химического элемента – кислорода.



Сложные вещества (химические соединения) – это вещества, образованные атомами нескольких элементов, связанных друг с другом в определённом соотношении.

Например, молекулы аммиака NH_3 образованы атомами азота и водорода.

Задание. Какие из перечисленных веществ являются простыми, а какие – сложными: железо, хлороводород, азот, кислород, озон,

вода, серная кислота, фенол, хлорид натрия, гелий? Запишите их формулы. Какие из перечисленных веществ являются химическими соединениями и какие — смесями: воздух, мел; мрамор, водяной пар; морская вода, почва?

Каждому простому и сложному веществу присущи такие важнейшие *характеристики*, как состав, строение и свойства (физические и химические). Состав простых и сложных веществ выражают *химической формулой*. Каждая формула несёт в себе информацию о веществе.

Количество вещества характеризуется числом структурных частиц (атомов, ионов, радикалов, молекул, условных частиц), содержащихся в системе. В международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят *моль*.



Моль — это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.), сколько атомов содержится в 0,012 кг (в 12 г) углерода ^{12}C .

Масса одного атома углерода — $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. Если разделить 0,012 кг на массу атома углерода, то в соответствии с указанным определением можно найти число структурных единиц в одном моле *любого* вещества:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

N_A — это физическая величина, называемая *постоянной Авогадро* (размерность — моль $^{-1}$). Она показывает число структурных единиц в одном моле любого вещества.

Количество вещества определяется формулой:

$$n(\text{X}) = \frac{N(\text{X})}{N_A}$$

где $n(\text{X})$ — количество вещества X (моль); $N(\text{X})$ — число частиц вещества X; N_A — постоянная Авогадро, равная $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$.

Поскольку масса структурных единиц (атомов, молекул и др.), образующих разнообразные вещества, может быть различной, то даже при одинаковом числе структурных единиц 1 моль этих веществ также имеет *разную массу*.

Молярная масса вещества (M) — это величина, выражающая отношение массы вещества к количеству вещества. Молярная масса вычисляется по формуле:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

где $m(X)$ – масса вещества X (г, кг); $n(X)$ – количество вещества X (моль).

Единица измерения молярной массы – г/моль. Молярная масса вещества, состоящего из молекул, численно равна его *относительной молекулярной массе*; состоящего из атомов, – *относительной атомной массе*; из других частиц – *формульной массе*.

Свойства веществ – это характерные признаки (качества) вещества, проявляющиеся главным образом при его изменениях, а также позволяющие отличать одни вещества от других.

К *физическим свойствам* веществ относят значения температуры плавления и кипения, плотность, цвет, летучесть, растворимость, запах и др.

Химические свойства – это способность вещества участвовать в химических превращениях.

Химическая реакция – это превращение одних веществ в другие¹. Химические свойства веществ проявляются в химических реакциях и определяются способностью их атомов отдавать, присоединять и перераспределять электроны, поэтому зависят от строения электронных оболочек (прежде всего внешних и предвнешних).

Сущность химической реакции принято выражать в форме *уравнения химической реакции*. Химическое уравнение можно рассматривать как *модель химического процесса*, которая обобщает в себе информацию об этом явлении. Для исследования свойств веществ проводят химические опыты.



1. Нагревание стекла в пламени спиртовки. Поднесите стеклянную трубку длиной около 30 см к горячей спиртовке и нагрейте её в центре. Что наблюдаете?

2. Действие соляной кислоты на мел или мрамор. Поместите в пробирку 2–3 кусочка мрамора и добавьте несколько капель 10%-го раствора соляной кислоты. Что наблюдаете?



Какие из наблюдаемых процессов являются физическими, а какие – химическими?

Закон – это выражение существенных связей и отношений предметов и явлений объективного мира. Поэтому научные законы, в том числе законы химии, являются *инструментом изучения природы*. Главная функция закона – прогностическая.

¹ Особые случаи – ядерные реакции, в ходе которых одни элементы превращаются в другие.

Между атомами элементов в составе вещества, а также между веществами, вступающими в химическую реакцию (реагентами), и веществами, образующимися в результате реакции (продуктами реакции), существуют строгие количественные соотношения. Эти соотношения подчиняются четырём важнейшим *стехиометрическим законам*. Стехиометрия – раздел химии, изучающий количественный состав веществ и количественные изменения веществ в химических реакциях. Вспомним содержание и формулировки законов.

I. Закон постоянства состава (Ж. Пруст) – качественный и количественный состав индивидуального химического соединения строго постоянен и не зависит от способа его получения.

II. Закон сохранения массы вещества (М.В. Ломоносов, А. Лавуазье) – масса всех веществ, вступающих в реакцию, равна массе всех веществ, образующихся в результате реакции.

III. Закон объёмных отношений газов (Ж. Гей-Люссак) – объёмы вступающих в реакцию газов и образующихся газообразных продуктов относятся друг к другу как небольшие целые числа.

IV. Закон Авогадро – в равных объёмах газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул. Это одно из важных основных положений химии, объясняющих количественные отношения между взаимодействующими газами. Для расчётов применяют *следствия* из закона. Перечислим их.



Антуан Лавуазье
(1743–1794)



Амедео Авогадро
(1776–1856)

Следствия из закона Авогадро

1. Один моль разных газов при одинаковых условиях занимает один и тот же объём. При нормальных условиях (0 °С, 101,3 кПа) он составляет приблизительно 22,4 л.
2. Отношение объёмов реагирующих веществ, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции.
3. При одинаковых температуре и давлении отношение плотностей газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Отношение $\frac{\rho_1}{\rho_2}$ называют *относительной плотностью* газа (1) по газу (2) и обозначают D :

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

Если известна плотность газа (1) по водороду (D_{H_2}), то можно определить его молярную массу:

$$M_1 = D_{\text{H}_2} \cdot M(\text{H}_2) = 2D_{\text{H}_2}$$

Если известна плотность газа по воздуху $D_{\text{возд}}$, то можно определить его молекулярную массу:

$$M_1 = D_{\text{возд}} \cdot M_{\text{возд}} = 29D_{\text{возд}}$$

так как средняя молярная масса воздуха равна 29 г/моль.

Рассмотренные законы являются *эмпирическими* – выведенными непосредственно из опытов. Помимо этих законов, существуют также *теоретические фундаментальные законы* (периодический закон, закон сохранения массы и энергии и др.).

Задание. Приведите примеры опытов и методов, которые обеспечивают вывод важнейших стехиометрических законов и помогают раскрыть их суть.

Алгоритм раскрытия содержания закона

Действие	Примеры
1. Формулировка и смысл закона	
2. Математическое или графическое выражение закона	
3. Связи и отношения между явлениями или величинами, подчиняющиеся закону	
4. Опыты и факты, подтверждающие справедливость закона	
5. Границы применения закона	
6. Следствия и функции закона	
7. Теоретическое значение и практическое применение закона	

Развитие химии даёт новые факты, углубляющие наши знания о законах, об их функциях и границах их применения. Например, по мере накопления знаний о составе и строении веществ было выяснено, что **закон постоянства состава**, открытый Ж. Прустом в 1797 г., применим только к молекулярным веществам.

Вещества, состоящие из молекул, одновременно состоят и из определённого количества атомов, имеющих постоянную массу, поэтому состав этих веществ постоянен. Вещества, имеющие немолекулярное строение (ионные соединения, вещества с атомной или металлической кристаллической решёткой, бертоллиды и др.), этому закону не подчиняются.



Жозеф Пруст
(1754–1826)

Стехиометрические законы применимы для изучения многих химических объектов, их используют для составления химических формул и уравнений реакций. Они позволяют проверять правильность проведения химического опыта, находить количественные характеристики реагентов и продуктов реакции, решать химические задачи.

Основные понятия

Вещество • Атом • Молекула • Массовое число • Химический элемент • Изотопы • Нуклид • Простые вещества • Сложные вещества • Моль • Постоянная Авогадро • Молярная масса • Свойства веществ • Химическая реакция

Вопросы и задания

- ▲ 1. Определите, в каких высказываниях железо, азот и кислород упомянуты как простые вещества, а в каких — как химические элементы: а) нитрат железа (III) образован железом, азотом и кислородом; б) азот и кислород — газы без цвета, запаха и вкуса; в) рыбы дышат кислородом, растворённым в воде; г) железо входит в состав гемоглобина.
- ▲ 2. Рассчитайте относительную молекулярную массу, молярную массу и массу молекулы: а) кислорода; б) азота.
- 3. В порции органического вещества массой 1,0 г содержится $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул. Чему равна относительная молекулярная масса этого вещества? О каком веществе может идти речь? Запишите молекулярную формулу этого вещества.
- 4. При сжигании 12 г органического соединения образовалось 14,4 г воды и оксид углерода (IV), при пропускании которого через раствор гидроксида кальция образовалось 60 г осадка.

Определите молекулярную формулу исходного соединения, если относительная плотность его паров по воздуху равна 2,07.

● 5. При н. у. плотность смеси, состоящей из азота и кислорода, составляет 1,35 г/л. Определите объёмные доли газов в смеси.

★ 6. Жизнь выдающегося учёного А.Л. Лавуазье трагически оборвалась на 51-м году жизни, когда в 1794 г. он был казнён по решению трибунала во время Великой французской революции. Используя дополнительную литературу и электронные ресурсы, обсудите в классе следующие вопросы:

- Насколько справедливым был приговор?
- Какой вклад внёс этот учёный в развитие химии?
- Если бы вы присутствовали на заседании трибунала, что вы ответили бы, когда его председатель сказал: «Республика не нуждается в учёных»?
- Почему при оценке личности А. Лавуазье мнения могут быть противоречивыми?

§2

Основные сведения о строении атома



Что такое атом?

Каковы состав и строение атома?

От каких факторов зависит способность атома образовывать химические связи? Приведите примеры.

Опишите состояние электронов в атоме и дайте определение атомной орбитали.

Атом — наименьшая частица простых и сложных веществ, которая в процессе химических превращений не разрушается, а *сохраняется*. Чтобы понять строение веществ и объяснить механизмы и закономерности протекания химических реакций, учёными была создана научная теория строения атома.

Задание. Вспомните, что вам известно об атоме из курсов неорганической и органической химии, физики и других источников, охарактеризуйте понятие «атом» с позиций электронной теории.



Атом — это сложная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронной оболочки — электронов, расположенных в околоядерном пространстве.

В настоящее время наряду с понятием «атом» химики широко используют обобщённое понятие – *атомная частица*. Атомной частицей является изолированный атом и его производные – атомный радикал, атомный ион, атомный ион-радикал. Они образуются вследствие ионизации или возбуждения атома и способны к самостоятельному существованию (табл. 2).

Таблица 2. Примеры атомных частиц

Атомные частицы	Атом	Радикал	Ион	Ион-радикал
Символы	He, Ar, Ca, Ba	H•, Cl•, Na•	Na ⁺ , K ⁺ , Cl ⁻ , S ²⁻	Fe ²⁺ , Cr ³⁺ , Mn ²⁺

Важно отметить, что электрон имеет *двойственную природу*: он одновременно проявляет свойства и частицы, и волны, то есть ему свойственен *дуализм*. Как частица электрон имеет массу и заряд. О волновой природе свидетельствует способность электронов к дифракции и интерференции.

Таким образом, электрон обладает двойственной природой (дуализмом) и может быть представлен как *электронное облако*, не имеющее резко очерченных границ. Возможность нахождения электрона в разных частях околоядерного пространства неодинакова, поэтому в электронном облаке имеются области наиболее вероятного нахождения электрона (см. учебник химии для 8 класса, § 40).



Атомная орбиталь — это пространство вокруг ядра, в котором вероятность пребывания электрона наиболее высока.

Существует несколько различных форм атомных орбиталей (АО). Конфигурации и расположение атомных орбиталей изображены на рисунке 1.

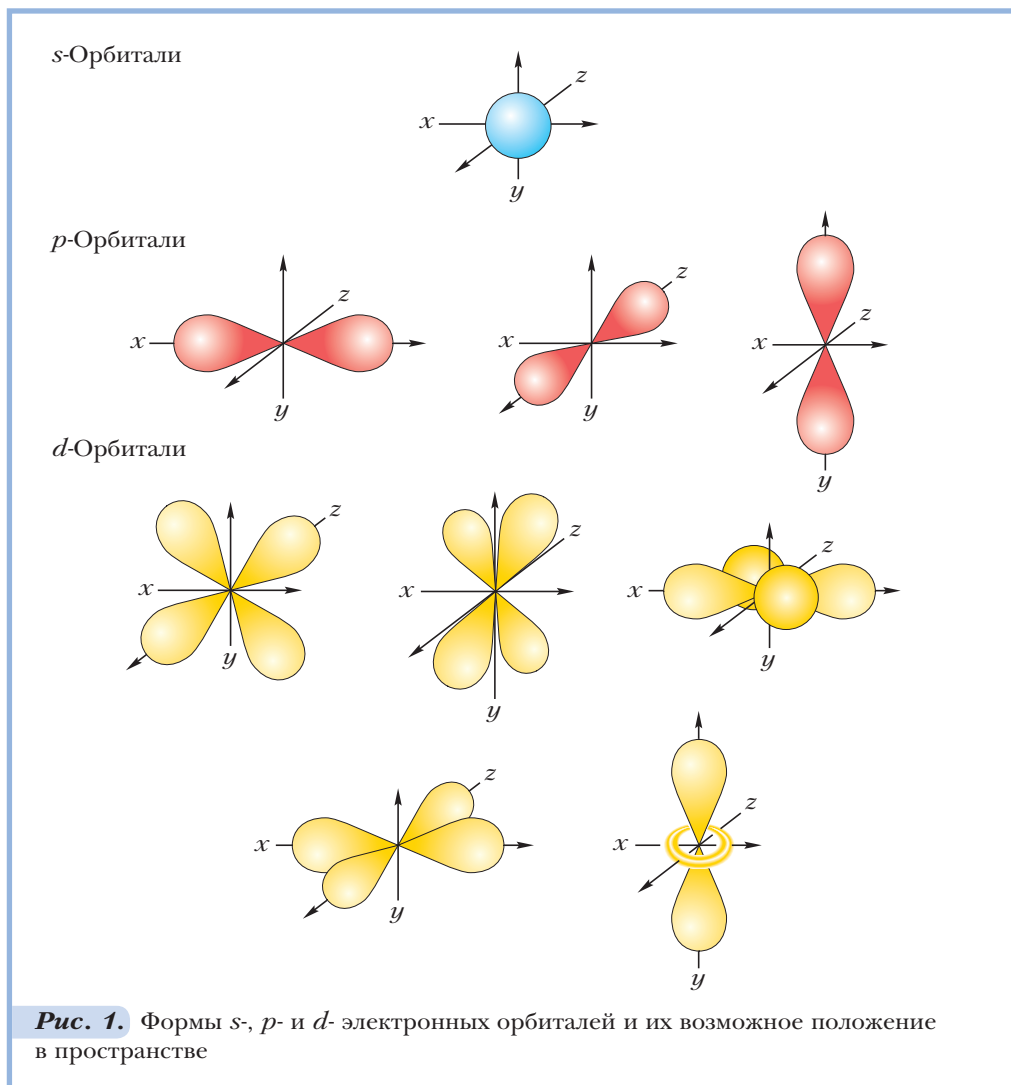
Важнейшей характеристикой электрона является его *энергия*. Величина энергии электрона зависит от степени его удалённости от ядра атома.

Согласно теории немецкого физика М. Планка атомы излучают энергию прерывисто – *квантами* – мельчайшими (далее не делимыми) порциями.

Величины таких квантов связаны с частотой электромагнитных колебаний (световых волн) соотношением $E = h \cdot \nu$, где h — постоянная Планка, ν — частота колебаний, E — энергия кванта. Это соотношение, являющееся математическим выражением одного из фундаментальных законов природы, сыграло важнейшую роль в развитии учения о строении атома и вещества.

Французский учёный Луи де Бройль вывел уравнение: $\lambda = \frac{h}{m \cdot \nu}$, где

λ — длина волны, h — постоянная Планка, m — масса электрона, v — скорость движения электрона. Уравнение характеризует электрон как волну. Следствием этого свойства является **квантованность** (дискретность) энергетического состояния электрона.



Таким образом, энергия электрона в атоме — величина квантованная, изменяется дискретно. Поэтому для описания энергетических состояний электрона можно использовать показатели, которые изменяются прерывисто,