

**Ю.Н. Медведев**

# **ХИМИЯ**

**Раздел**

**«ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН  
И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ  
СИСТЕМА  
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА»**

**на основном  
государственном  
экзамене**

Москва  
Издательство АСТ  
2019

УДК 373:54(03)  
ББК 24я2  
М42

**Медведев, Юрий Николаевич.**

**М42** Химия : раздел «Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева» : на основном государственном экзамене / Ю.Н. Медведев. — Москва : Издательство АСТ, 2019. — 93, [3] с.: ил.  
ISBN 978-5-17-116160-6

В справочнике, адресованном выпускникам 9 классов общеобразовательных организаций, представлен материал раздела «Периодическая система и периодический закон Д.И. Менделеева» в объёме, проверяемом на основном государственном экзамене по химии. Структура раздела соответствует принятому кодификатору элементов содержания. Полнота, компактность, наглядность и чёткость изложения обеспечивают максимальную эффективность подготовки к экзамену по данному разделу. Образцы заданий разного типа и всех уровней сложности (базового, повышенного и высокого) и ответы к ним в конце раздела помогут объективно оценить уровень знаний и умений.

УДК 373:54(03)  
ББК 24я2

ISBN 978-5-17-116160-6

© Медведев Ю.Н., 2019  
© ООО «Издательство АСТ», 2019

# Содержание

<i>От автора</i> .....	10
<b>1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д.И. Менделеева</b> .....	12
Ядро атома. Нуклоны. Изотопы .....	12
Электронные оболочки .....	15
Электронные конфигурации атомов .....	20
<i>Задания</i> .....	27
<b>1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл порядкового номера химического элемента</b> .....	33
<b>1.2.1. Группы и периоды Периодической системы</b> .....	35
<b>1.2.2. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов</b> .....	37
Изменение свойств элементов в главных подгруппах .	37
Изменение свойств элементов по периоду .....	39
<i>Задания</i> .....	44
<b>1.3. Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая</b> .....	52
Ковалентная связь .....	52
Ионная связь .....	57
Металлическая связь .....	59
<i>Задания</i> .....	60

<b>1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов</b> .....	63
Задания .....	71
<b>Экспериментальные задания на ОГЭ</b> .....	286
Инструкция по выполнению экспериментального задания .....	286
Образцы экспериментальных заданий .....	289
Ответы к экспериментальным заданиям .....	291
Критерии оценивания экспериментального задания 1Б .....	292
<b>Ответы к заданиям</b> .....	294
<b>Приложения</b> .....	303
Таблица растворимости неорганических веществ в воде (при комнатной температуре) .....	303
Электроотрицательность <i>s</i> - и <i>p</i> -элементов .....	304
Электрохимический ряд напряжений металлов .....	304
Некоторые важнейшие физические постоянные .....	305
Приставки при образовании кратных и дольных единиц .....	305
Электронные конфигурации атомов .....	306
Важнейшие кислотно-основные индикаторы .....	311
Геометрическое строение неорганических частиц .....	312
Основные сведения по истории химии .....	313

## От автора

Основное общее образование завершается Основным государственным экзаменом (ОГЭ) выпускников, в ходе которого проверяется соответствие их знаний требованиям Государственного образовательного стандарта.

Требования к уровню подготовки выпускников по химии, указанные в Федеральном компоненте Государственного стандарта общего образования, являются основой разработки контрольных измерительных материалов для итоговой аттестации. Согласно этим требованиям, обязательной для усвоения является определенная система знаний о веществах, их составе, свойствах и применении. Эта система знаний, в основе которой лежат Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, составляет инвариантное ядро всех общеобразовательных программ по химии.

Цель справочного пособия состоит в том, чтобы в концентрированном виде систематизировать весь теоретический материал по химии, необходимый для успешного прохождения Государственной итоговой аттестации. Весь материал пособия строится на основе Кодификатора элементов содержания по химии, опубликованного на сайте Федерального института педагогических измерений ([www.fipi.ru](http://www.fipi.ru)).

Справочник не подменяет собой существующие учебники и учебные пособия (в первую очередь входящие в Федеральный перечень учебников, рекомендованных к использованию при реализации образовательных программ основного общего образования), а лишь дополняет их. Основная цель справочника — не первоначальное изучение теоретического материала, а целенаправленная подготовка к успешной сдаче экзамена на основе повторения, углубления и систематизации полученных на уроках химии знаний.

В настоящем справочном пособии представлен раздел «Периодическая система и Периодический закон Д.И. Менделеева», который неразрывно связан с такими темами, как «Строение атома», «Химическая связь», «Валентность и степень окисления».

**В связи с возможными изменениями в формате и количестве заданий рекомендуем в процессе подготовки к экзамену обращаться к материалам сайта официального разработчика экзаменационных заданий — Федерального института педагогических измерений: [www.fipi.ru](http://www.fipi.ru).**

# 1.1. || Строение атома.

## || Строение электронных оболочек

### || атомов первых 20 элементов

#### || Периодической системы

#### || Д.И. Менделеева

### Ядро атома. Нуклоны. Изотопы

**Атом** — мельчайшая частица химического элемента. В течение долгого времени атомы считались неделимыми, что и отражено в самом их названии («*атомос*» по-гречески означает «*неразрезаемый, неделимый*»). Экспериментальные исследования, проведённые в конце XIX — начале XX в. знаменитыми физиками В. Круксом, В.К. Рентгеном, А. Беккерелем, Дж. Томсоном, М. Кюри, П. Кюри, Э. Резерфордом и другими, с убедительностью доказали, что атом — сложная система, состоящая из более мелких частиц, первыми из которых были открыты электроны. В конце XIX в. было установлено, что некоторые вещества при сильном освещении испускают лучи, представлявшие собой поток отрицательно заряженных частиц, которые и были названы электронами (явление фотоэффекта). Позднее было установлено, что есть вещества, самопроизвольно испускающие не только электроны, но и другие частицы, причём не только при освещении, но и в темноте (явление радиоактивности).

По современным представлениям, в центре атома находится положительно заряженное атомное ядро, вокруг которого по сложным орбитам двигаются отрицательно заряженные электроны. Размеры ядра очень малы — ядро примерно в 100 000 раз меньше размеров самого атома. Практически вся масса атома сосредоточена в ядре, поскольку электроны имеют очень маленькую массу — они в 1837 раз легче атома водорода (самого лёгкого из атомов). Электрон — самая лёгкая из известных элементарных частиц, его масса всего

$9,11 \cdot 10^{-31}$  кг. Поскольку электрический заряд электрона (равный  $1,60 \cdot 10^{-19}$  Кл) является наименьшим из всех известных зарядов, его называют **элементарным зарядом**. Так как все остальные заряды (отрицательные и положительные) кратны заряду электрона, их величину выражают в условных единицах, принимая абсолютный заряд электрона за единицу измерения. Условный заряд электрона при этом равен  $-1$ , катиона кальция  $+2$ , сульфат-иона  $-2$  и т.д.

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов. Протоны и нейтроны объединяют одним названием — **нуклоны** («*нуклеос*» — по-гречески «*ядро*»). Протоны представляют собой положительно заряженные частицы с условным зарядом  $+1$ , нейтроны заряда не имеют. Следовательно, весь положительный заряд атомных ядер обусловлен присутствием в ядрах протонов. В целом атом электронейтрален, поскольку число протонов в ядре равно числу электронов в атоме. Общее число нуклонов в ядре (протонов и нейтронов) называют **массовым числом** атома:  $A = Z + N$ . Массовое число атома — величина всегда целая и близкая к значению его атомной массы (поскольку масса каждого нуклона, как это видно из таблицы 1, примерно равна 1 а.е.м.).

Таблица 1

**Основные характеристики электронов и нуклонов**

Частица	Заряд, Кл	Заряд, усл. ед.	Массовое число	Масса, кг	Масса, а.е.м.
Электрон $e$	$-1,60 \cdot 10^{-19}$	$-1$	0	$9,11 \cdot 10^{-31}$	$5,5 \cdot 10^{-4}$
Протон $p$	$+1,60 \cdot 10^{-19}$	$+1$	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Нейтрон $n$	0	0	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0087

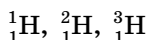
В соответствии с законом Г. Мозли (1913), заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в Перио-

дической системе элементов Д.И. Менделеева. Другими словами:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Порядковый} & = & \text{Заряд} & = & \text{Число} & = & \text{Число} \\ \text{номер} & & \text{ядра} & & \text{протонов} & & \text{электронов} \\ & & & & \text{в ядре} & & \text{в атоме} \end{array}$$

Так, все атомы натрия имеют заряд ядра +11 (т.е. содержат 11 протонов в ядре), так как порядковый номер натрия в Периодической системе равен 11. Все атомы хлора имеют заряд ядра +17 (т.е. содержат 17 протонов в ядре), так как порядковый номер хлора равен 17. Все атомы урана имеют заряд ядра +92, так как порядковый номер урана равен 92.

В то же время число нейтронов в ядрах атомов одного и того же элемента может быть различно. Так, в природе есть три разновидности атомов водорода. Ядро любого из атомов водорода содержит один протон, но разное число нейтронов. В ядрах атомов самой лёгкой разновидности водорода нейтронов нет, ядра двух других разновидностей содержат либо один, либо два нейтрона. Следовательно, существуют три разновидности атомов водорода — с массовым числом 1, массовым числом 2 и массовым числом 3. Это условно записывают следующим образом:



Слева внизу от символа элемента обозначают его порядковый номер в Периодической системе (заряд ядра или число протонов в ядре). Слева сверху указывают массовое число (сумму протонов и нейтронов в ядре).

Следовательно, атомы одного и того же элемента могут различаться по массе. Разновидности атомов одного и того же элемента, различающиеся по массе, называются **изотопами**. Так, для водорода существует три изотопа:  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{H}$  и  ${}^3\text{H}$ . Только для водорода каждый изотоп имеет своё название — протий, дейтерий и тритий соответственно. Изотопы остальных элементов называют, прибавляя к названию элемента массовое число изотопа, например:  ${}^{12}\text{C}$  — изотоп углерода-12,  ${}^{235}\text{U}$  — изотоп урана-235 и т.д.

Всего известно около 2000 различных изотопов, причём в природе существует чуть более 250 из них, остальные получены искусственным путём. Все изотопы одного химического элемента имеют одинаковые свойства.

Наличие изотопов — одна из причин\* дробных значений атомных масс элементов, приведённых в Периодической системе. Так, хлор в природе представлен смесью двух изотопов:  $^{35}\text{Cl}$  (75% от числа всех атомов хлора) и  $^{37}\text{Cl}$  (25%). Атомная масса элемента рассчитывается с учётом распространённости отдельных изотопов в природе и для хлора составляет:  $A_r(\text{Cl}) = 35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 \approx 35,5$ .

## Электронные оболочки

В соответствии с современными представлениями, электрон имеет двойственную природу, проявляя и свойства частицы, и свойства волны. Волна отличается от частицы тем, что её положение в пространстве в данный момент времени нельзя точно определить. В силу этого электрон может находиться в любой части околоядерного пространства, но вероятность его пребывания в разных частях этого пространства неодинакова. Состояние электрона в атоме характеризуют с помощью понятия атомной орбитали. **Атомная орбиталь** — это область пространства в атоме, в которой наиболее вероятно находится электрон\*\*.

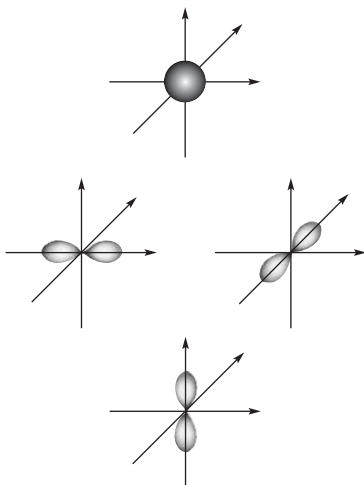
Каждая атомная орбиталь имеет определённую форму, орбитали разной симметрии обозначают буквами *s*, *p*, *d* и *f*.

*s*-Орбитали имеют форму сферы (шара), *p*-орбитали — форму объёмной восьмёрки, вытянутой вдоль соответствующей оси координат (рис. 1):

---

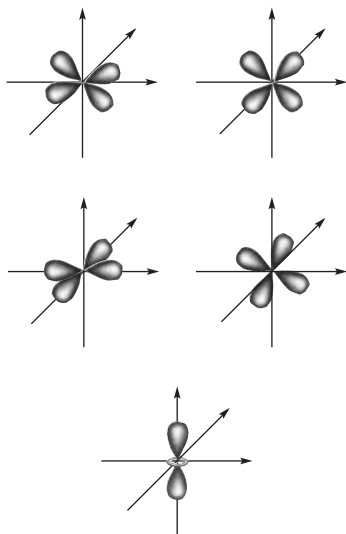
\* Другая причина связана с так называемым **дефектом массы** при образовании ядра из отдельных нуклонов. Более подробно об этом говорится в старших классах на уроках физики.

\*\* Более строгое определение атомной орбитали даётся в курсе химии высшей школы.



*Рис. 1*

*d*- и *f*-Орбитали имеют более сложную форму (рис. 2).



*Рис. 2*