

УДК 373:54(03)  
ББК 24я2  
М42

**Медведев, Юрий Николаевич.**

М42 Химия : Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ / Ю.Н. Медведев. — Москва : Издательство АСТ, 2019. — 318, [2] с.: ил.

ISBN 978-5-17-115925-2

(Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ)

ISBN 978-5-17-115926-9

(Самый популярный справочник для подготовки к ОГЭ)

Справочник содержит теоретический материал по курсу химии и тестовые задания, необходимые для подготовки к Государственной итоговой аттестации (ОГЭ) выпускников 9-х классов общеобразовательных учреждений.

Теория курса дана в краткой и доступной форме. Каждый раздел сопровождается примерами тестов. Они дают исчерпывающее представление о типах заданий экзаменационной работы и о степени их сложности. В конце пособия даны ответы на все задания, а также необходимые справочные таблицы.

Пособие может быть использовано учащимися для подготовки к ОГЭ и самоконтроля, а учителями — для подготовки учащихся основной школы к итоговой аттестации по химии.

Книга адресована учащимся, учителям и методистам.

УДК 373:54(03)

ББК 24я2

ISBN 978-5-17-115925-2

(Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ)

ISBN 978-5-17-115926-9

(Самый популярный справочник для подготовки к ОГЭ)

© Медведев Ю.Н., 2019

© ООО «Издательство АСТ», 2019

# Содержание

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

<b>1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов .....</b>	<b>63</b>
Задания .....	71
<b>1.5. Чистые вещества и смеси .....</b>	<b>74</b>
Задания .....	81
<b>1.6. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений ....</b>	<b>85</b>
Оксиды .....	87
Гидроксиды .....	90
Кислоты .....	92
Соли .....	95
Задания .....	97
<b>2.1. Химические реакции. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях .....</b>	<b>101</b>
Задания .....	104
<b>2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии .....</b>	<b>107</b>
Классификация по числу и составу реагентов и конечных веществ .....	107

Классификация реакций по изменению степеней окисления химических элементов .....	110
Классификация реакций по тепловому эффекту .....	111
<i>Задания</i> .....	112
<b>2.3. Электролиты и неэлектролиты.</b>	
<b>Катионы и анионы</b> .....	116
<b>2.4. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)</b> .....	116
Электролитическая диссоциация кислот .....	119
Электролитическая диссоциация оснований .....	119
Электролитическая диссоциация солей .....	120
Электролитическая диссоциация амфотерных гидроксидов .....	121
<i>Задания</i> .....	122
<b>2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления</b> .....	125
Примеры составления сокращённых ионных уравнений .....	125
Условия осуществления реакций ионного обмена .....	127
<i>Задания</i> .....	128
<b>2.6. Окислительно-восстановительные реакции.</b>	
<b>Окислители и восстановители</b> .....	133
Классификация окислительно-восстановительных реакций .....	134
Типичные восстановители и окислители .....	135

Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций . . . . .	136
<i>Задания</i> . . . . .	138
<b>3.1. Химические свойства простых веществ . . . . .</b>	<b>143</b>
<b>3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щёлочно-земельных металлов, алюминия, железа . . . . .</b>	<b>143</b>
Щелочные металлы . . . . .	143
Щёлочно-земельные металлы . . . . .	145
Алюминий . . . . .	147
Железо . . . . .	149
<i>Задания</i> . . . . .	152
<b>3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния . . . . .</b>	<b>158</b>
Водород . . . . .	158
Кислород . . . . .	160
Галогены . . . . .	162
Сера . . . . .	167
Азот . . . . .	169
Фосфор . . . . .	170
Углерод и кремний . . . . .	172
<i>Задания</i> . . . . .	175
<b>3.2. Химические свойства сложных веществ . . . . .</b>	<b>178</b>
<b>3.2.1. Химические свойства оксидов: оснóвных, амфотерных, кислотных . . . . .</b>	<b>178</b>
Оснóвные оксиды . . . . .	178

Кислотные оксиды . . . . .	179
Амфотерные оксиды . . . . .	180
<i>Задания</i> . . . . .	181
<b>3.2.2. Химические свойства оснований</b> . . . . .	187
<i>Задания</i> . . . . .	189
<b>3.2.3. Химические свойства кислот</b> . . . . .	193
Общие свойства кислот. . . . .	194
Специфические свойства серной кислоты . . . . .	196
Специфические свойства азотной кислоты . . . . .	197
Специфические свойства ортофосфорной кислоты . . . . .	198
<i>Задания</i> . . . . .	199
<b>3.2.4. Химические свойства солей (средних)</b> . . . . .	205
<i>Задания</i> . . . . .	209
<b>3.3. Взаимосвязь различных классов     неорганических веществ</b> . . . . .	213
<i>Задания</i> . . . . .	215
<b>4.1. Безопасное использование веществ в быту.     Первая помощь при химических ожогах     и отравлениях</b> . . . . .	220
Правила безопасной работы в школьной лаборатории . . . . .	220
Правила поведения в химической лаборатории . . . . .	222
Лабораторная посуда и оборудование. . . . .	223
Разделение смесей и очистка веществ . . . . .	226
Приготовление растворов . . . . .	228
Безопасное использование веществ в быту . . . . .	231
Советы по безопасности применения бытовой химии . . . . .	231

Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия .....	233
Парниковый эффект .....	233
Разрушение озонового слоя .....	234
Кислотные осадки .....	235
Загрязнение гидросферы .....	235
<i>Задания</i> .....	237
<b>4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы) .....</b>	<b>243</b>
Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов.....	243
Качественные реакции на ионы в растворе .....	248
<i>Задания</i> .....	249
<b>4.3. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак). Получение газообразных веществ.....</b>	<b>255</b>
Получение газообразных веществ .....	256
Качественные реакции на газообразные вещества .....	260
<i>Задания</i> .....	261
<b>4.4. Проведение расчётов на основе формул и уравнений реакций .....</b>	<b>264</b>
<b>4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе .....</b>	<b>264</b>
<i>Задания</i> .....	265

<b>4.4.2. Вычисления массовой доли растворённого вещества в растворе.</b>	268
<i>Задания.</i>	269
<b>4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции</b>	271
Вычисление количества вещества	271
Вычисление массы.	275
Вычисление объёма.	278
<i>Задания.</i>	283
<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. Итоговая аттестация выпускников 9-х классов общеобразовательных учреждений начиная с 2008 г. проводится в виде тестирования.

Требования к уровню подготовки выпускников по химии, указанные в Федеральном государственном образовательном стандарте общего образования, являются основой разработки контрольных измерительных материалов для итоговой аттестации. Согласно этим требованиям, обязательной для усвоения является определённая система знаний о неорганических и органических 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 систематизировать весь теоретический материал по химии, необходимый для успешного прохождения Государственной итоговой аттестации. Весь материал пособия, в том числе содержание, строится на основе Кодификатора элементов содержания по химии.

Выполнение практических заданий — тренировочных тестов — является одним из способов закрепления, систематизации и обобщения полученных знаний, а также способом самоконтроля имеющихся у выпускников знаний.

Тренировочные тестовые задания различны по своей форме и требуют для своего выполнения разных типов ответов.

Задания *части 1* соответствуют требованиям базового уровня подготовки выпускников. Они формулируются в виде короткого утверждения, окончанием которого является соответствующий вариант ответа. В каждом из заданий с выбором ответа предлагается четыре варианта ответа, только один из которых является верным.

Задания с кратким ответом имеют повышенный уровень сложности и поэтому содержат больший объём информации, которую нужно осмыслить и понять. Именно поэтому выполнение таких заданий потребует осуществления большего числа учебных действий, чем в случае выбора одного верного ответа. В ответе следует записать число или соответствующий набор цифр.

Задания *части 2* с развёрнутым ответом по своему содержанию соответствуют наиболее сложным заданиям традиционных письменных работ. Они предназначены для проверки владения умениями, которые отвечают наиболее высоким требованиям к уровню подготовки выпускников основной школы. Ответ предполагает запись необходимых уравнений реакций или произведённых расчётов при решении задачи.

Автор надеется, что пособие поможет выпускникам 9-х классов успешно подготовиться к экзамену по химии.

**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

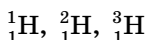
В соответствии с законом Г. Мозли (1913), заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в Перио-

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:  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  и  ${}^3_1\text{H}$ . 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.