

Ю.Н. МЕДВЕДЕВ

ХИМИЯ

**НОВЫЙ ПОЛНЫЙ
СПРАВОЧНИК
ДЛЯ ПОДГОТОВКИ**

к ОГЭ

Москва
АСТ
2020

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, 2020. — 318, [2] с.: ил.

ISBN 978-5-17-132655-5

(Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ)

ISBN 978-5-17-132660-9

(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 978-5-17-132655-5

(Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ)

ISBN 978-5-17-132660-9

(Самый популярный справочник для подготовки к ОГЭ)

© Медведев Ю.Н., 2020

© ООО «Издательство АСТ», 2020

Содержание

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

1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов	63
<i>Задания.....</i>	<i>71</i>
1.5. Чистые вещества и смеси	81
<i>Задания.....</i>	<i>88</i>
1.6. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений	92
Оксиды	94
Гидроксиды.....	97
Кислоты	99
Соли	102
<i>Задания.....</i>	<i>104</i>
2.1. Химические реакции. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях	109
<i>Задания.....</i>	<i>112</i>
2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии	117
Классификация по числу и составу реагентов и конечных веществ	117

Классификация реакций по изменению степеней окисления химических элементов	120
Классификация реакций по тепловому эффекту	121
<i>Задания</i>	122
2.3. Электролиты и неэлектролиты.	
Катионы и анионы	126
2.4. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)	126
Электролитическая диссоциация кислот	129
Электролитическая диссоциация оснований	129
Электролитическая диссоциация солей	130
Электролитическая диссоциация амфотерных гидроксидов	131
<i>Задания</i>	132
2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления	135
Примеры составления сокращённых ионных уравнений	135
Условия осуществления реакций ионного обмена	137
<i>Задания</i>	138
2.6. Окислительно-восстановительные реакции.	
Окислители и восстановители	144
Классификация окислительно-восстановительных реакций	145
Типичные восстановители и окислители	146

Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций	147
<i>Задания</i>	149
3.1. Химические свойства простых веществ	154
3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щёлочно-земельных металлов, алюминия, железа	154
Щелочные металлы	154
Щёлочно-земельные металлы	156
Алюминий	158
Железо	160
<i>Задания</i>	163
3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния	169
Водород	169
Кислород	171
Галогены	173
Сера	178
Азот	180
Фосфор	181
Углерод и кремний	183
<i>Задания</i>	186
3.2. Химические свойства сложных веществ	189
3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	189
Основные оксиды	189

Кислотные оксиды	190
Амфотерные оксиды	191
<i>Задания</i>	192
3.2.2. Химические свойства оснований	197
<i>Задания</i>	198
3.2.3. Химические свойства кислот	202
Общие свойства кислот.	202
Специфические свойства серной кислоты	204
Специфические свойства азотной кислоты	205
Специфические свойства ортофосфорной кислоты	206
<i>Задания</i>	207
3.2.4. Химические свойства солей (средних)	211
<i>Задания</i>	215
3.3. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	218
<i>Задания</i>	220
4.1. Безопасное использование веществ в быту. Первая помощь при химических ожогах и отравлениях	224
Правила безопасной работы в школьной лаборатории	224
Правила поведения в химической лаборатории	226
Лабораторная посуда и оборудование.	227
Разделение смесей и очистка веществ	230
Приготовление растворов	232
Безопасное использование веществ в быту	235
Советы по безопасности применения бытовой химии	235

Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	237
Парниковый эффект	237
Разрушение озонового слоя	238
Кислотные осадки	239
Загрязнение гидросферы	239
Первоначальные сведения об органических веществах	240
Основные классы органических соединений	242
Типичные представители органических веществ	245
<i>Задания</i>	250
4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы)	258
Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов	258
Качественные реакции на ионы в растворе	263
<i>Задания</i>	264
4.3. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак). Получение газообразных веществ	270
Получение газообразных веществ	270
Качественные реакции на газообразные вещества	275
<i>Задания</i>	276
4.4. Проведение расчётов на основе формул и уравнений реакций	279
4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе	279
<i>Задания</i>	280

4.4.2. Вычисления массовой доли растворённого вещества в растворе.	284
<i>Задания.</i>	284
4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции	287
Вычисление количества вещества	287
Вычисление массы	291
Вычисление объёма	294
<i>Задания.</i>	299
Экспериментальные задания на ОГЭ	303
Инструкция по выполнению экспериментального задания	303
Образцы экспериментальных заданий	305
Ответы к экспериментальным заданиям	307
Критерии оценивания экспериментального задания 1Б	309
Ответы к заданиям	310
Приложения	318
Таблица растворимости неорганических веществ в воде (при комнатной температуре)	318
Электроотрицательность <i>s</i> - и <i>p</i> -элементов	319
Электрохимический ряд напряжений металлов	319

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 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 базового уровня подготовки выпускников формулируются в виде короткого утверждения, окончанием которого является соответствующий вариант ответа. В каждом из заданий с выбором ответа предлагается несколько вариантов 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 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.

Согласно «Спецификации контрольных измерительных материалов для проведения в 2020 году основного государственного экзамена по химии», разработанной ФИПИ, из экзаменационных вариантов исключено задание, проверяющее сформированность знаний по разделу «Первоначальные сведения об органических веществах». Это связано с тем, что органическая химия изучается в 9 классе всего один — два месяца, что недостаточно для активного усвоения довольно большого объёма учебного материала о названиях, строении, химических и физических свойствах основных органических веществ и способах их получения. В то же время, мы посчитали необходимым в качестве Приложения дать самые основные сведения об органических соединениях на примере метана, этилена, этанола и уксусной кислоты.

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.

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

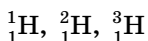
В соответствии с законом Г. Мозли (1913), заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в Перио-

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}Cl (75% от числа всех атомов хлора) и ^{37}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.