

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
<i>Задания</i>	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
<i>Задания</i>	44
1.3. Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая	52
Ковалентная связь.....	52
Ионная связь.....	57
Металлическая связь.....	59
<i>Задания</i>	60

1.4. Валентность химических элементов.	
Степень окисления химических элементов	63
Задания	71
1.5. Чистые вещества и смеси	74
Задания	81
1.6. Простые и сложные вещества.	
Основные классы неорганических веществ.	
Номенклатура неорганических соединений	85
Оксиды	87
Гидроксиды	90
Кислоты	92
Соли	95
Задания	97
2.1. Химические реакции. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях	101
Задания	104
2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии	107
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
Задания	112

2.3. Электролиты и неэлектролиты.	
Катионы и анионы	116
2.4. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)	116
Электролитическая диссоциация кислот	119
Электролитическая диссоциация оснований	119
Электролитическая диссоциация солей	120
Электролитическая диссоциация амфотерных гидроксидов	121
<i>Задания</i>	122
2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления.	125
Примеры составления сокращённых ионных уравнений	125
Условия осуществления реакций ионного обмена	127
<i>Задания</i>	128
2.6. Окислительно-восстановительные реакции.	
Окислители и восстановители	133
Классификация окислительно-восстановительных реакций	134
Типичные восстановители и окислители	135
Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций	136
<i>Задания</i>	138
3.1. Химические свойства простых веществ	143
3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щелочноземельных металлов, алюминия, железа	143
Щелочные металлы	143
Щёлочноземельные металлы	145

Алюминий.....	147
Железо.....	149
<i>Задания</i>	152
3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния.....	158
Водород.....	158
Кислород.....	160
Галогены.....	162
Сера.....	167
Азот.....	169
Фосфор.....	170
Углерод и кремний.....	172
<i>Задания</i>	175
3.2. Химические свойства сложных веществ.....	178
3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных.....	178
Оснóвные оксиды.....	178
Кислотные оксиды.....	179
Амфотерные оксиды.....	180
<i>Задания</i>	181
3.2.2. Химические свойства оснований.....	187
<i>Задания</i>	189
3.2.3. Химические свойства кислот.....	193
Общие свойства кислот.....	194
Специфические свойства серной кислоты.....	196
Специфические свойства азотной кислоты.....	197
Специфические свойства ортофосфорной кислоты.....	198
<i>Задания</i>	199
3.2.4. Химические свойства солей (средних).....	204
<i>Задания</i>	209

3.3. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	212
<i>Задания</i>	214
3.4. Первоначальные сведения об органических веществах	219
Основные классы органических соединений	221
Основы теории строения органических соединений	223
3.4.1. Углеводороды предельные и непредельные:	
метан, этан, этилен, ацетилен	226
Метан и этан	226
Этилен и ацетилен	229
<i>Задания</i>	232
3.4.2. Кислородсодержащие вещества: спирты (метанол, этанол, глицерин), карбоновые кислоты (уксусная и стеариновая)	234
Спирты	234
Карбоновые кислоты	237
<i>Задания</i>	239
4.1. Правила безопасной работы в школьной лаборатории	242
Правила безопасной работы в школьной лаборатории	242
Лабораторная посуда и оборудование	245
Разделение смесей и очистка веществ	248
Приготовление растворов	250
<i>Задания</i>	253
4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы)	257
Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов	257

Качественные реакции на ионы в растворе	262
<i>Задания</i>	263
4.3. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак). Получение газообразных веществ	268
Получение газообразных веществ	268
Качественные реакции на газообразные вещества	273
<i>Задания</i>	274
4.4. Проведение расчётов на основе формул и уравнений реакций	276
4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе	276
<i>Задания</i>	277
4.4.2. Вычисления массовой доли растворённого вещества в растворе	279
<i>Задачи</i>	280
4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции	281
Вычисление количества вещества	282
Вычисление массы	286
Вычисление объёма	288
<i>Задания</i>	293
Информация о двух экзаменационных моделях ОГЭ по химии	296
Инструкция по выполнению экспериментального задания ...	296
Образцы экспериментальных заданий	298

Ответы к заданиям	301
Приложения	310
Таблица растворимости неорганических веществ в воде	310
Электроотрицательность <i>s</i> - и <i>p</i> -элементов.....	311
Электрохимический ряд напряжений металлов.....	311
Некоторые важнейшие физические постоянные	312
Приставки при образовании кратных и дольных единиц	312
Электронные конфигурации атомов	313
Важнейшие кислотно-основные индикаторы	318
Геометрическое строение неорганических частиц.....	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 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 Контрольно-измерительных материалов для итоговой аттестации. Согласно этим требованиям, обязательной для усвоения является определенная 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 произведенных расчетов при решении задачи.

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

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 века 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 \bar{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

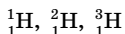
В соответствии с законом Г. Мозли (1913), заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в Пе-

риодической 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 вверху 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: ${}^{12}_6\text{C}$ — изотоп углерода-12, ${}^{235}_{92}\text{U}$ — 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.