

**ГОСУДАРСТВЕННАЯ
ИТОГОВАЯ АТТЕСТАЦИЯ**



Ю.Н. МЕДВЕДЕВ

ХИМИЯ

**Раздел
«ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН
И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА»**

**на основном
государственном
экзамене**

**ОГЭ – ШКОЛЬНИКАМ
И УЧИТЕЛЯМ**

**НОВОЕ!
ИЗДАНИЕ!**

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
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
Задания	71
 Экспериментальные задания на ОГЭ	 286
Инструкция по выполнению экспериментального задания	286
Образцы экспериментальных заданий	289
Ответы к экспериментальным заданиям	291
Критерии оценивания экспериментального задания 1Б	292
 Ответы к заданиям	 294
 Приложения	 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).

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.

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.	Мас- совое 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

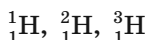
В соответствии с законом Г. Мозли (1913), заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в Перио-

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}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.

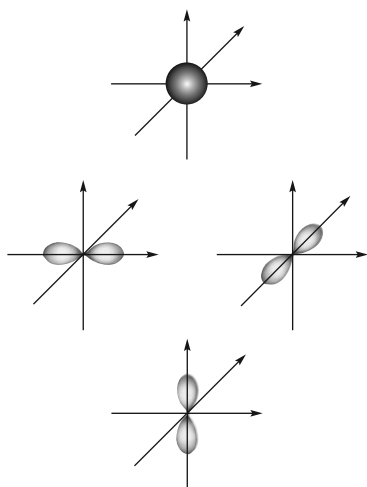


Рис. 1

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

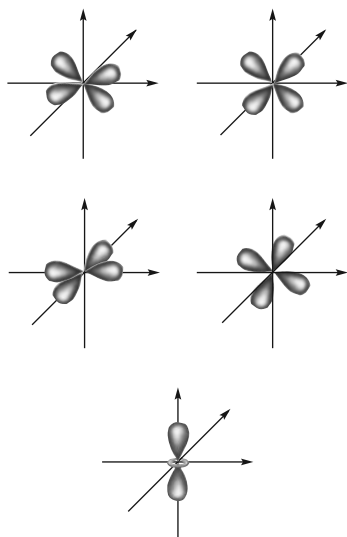


Рис. 2

Атомные орбитали группируются, образуя энергетические уровни и подуровни. Энергетические уровни обозначают числом ($n = 1, 2, 3, 4$ и т.д.) или буквой (K, L, M, N и т.д.).

Электроны на ближайшем к ядру энергетическом уровне ($n = 1$) обладают наименьшей энергией. По мере увеличения номера уровня запас энергии электронов возрастает. Наибольшей энергией обладают электроны на внешнем энергетическом уровне: поскольку они наименее связаны с ядром, то именно они принимают участие в образовании химических связей.

В каждом атоме существует бесконечное множество энергетических уровней, однако заполняются электронами только некоторые из них. Это связано с определённой ёмкостью каждого уровня. Так, первый энергетический уровень максимально может вместить только 2 электрона. На втором уровне максимально может находиться 8 электронов. На третьем — 18, на четвёртом — 32. Другими словами, максимальное число электронов на любом энергетическом уровне равно $2n^2$, где n — номер уровня. Следует запомнить также, что число электронов на внешнем уровне не может превышать восьми. Ниже мы выясним, почему каждый энергетический уровень имеет определённую ёмкость.

Каждый энергетический уровень состоит из нескольких подуровней. Подуровень объединяет орбитали одного вида, поэтому говорят о s -подуровне, p -подуровне, d -подуровне и т.д. Число подуровней в энергетическом уровне равно номеру этого уровня. Так, первый уровень состоит только из одного подуровня ($1s$ -подуровень), второй уровень — из двух подуровней ($2s$ и $2p$), третий — из трёх подуровней ($3s$, $3p$ и $3d$) и т.д. Следует запомнить, что любой s -подуровень состоит из одной s -орбитали, p -подуровень — из трёх p -орбиталей, d -подуровень — из пяти d -орбиталей. Для данного энергетического уровня энергия s -подуровня наименьшая, а энергия f -подуровня — наибольшая:

$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

Всё сказанное поясняет следующая схема расположения энергетических уровней и подуровней (рис. 3).

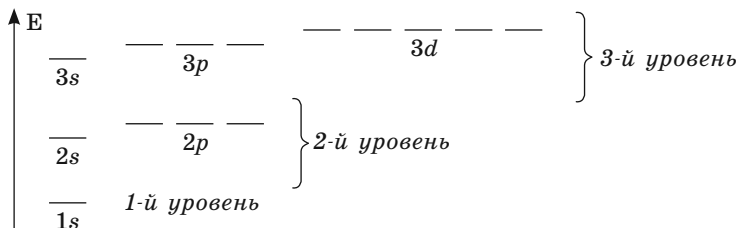


Рис. 3

Итак, первый энергетический уровень состоит из 1 атомной орбитали, второй энергетический уровень включает 4 атомные орбитали, третий — 9 атомных орбиталей, четвёртый — 16 атомных орбиталей.

Число электронов на каждой атомной орбитали ограничено. В соответствии с **принципом В. Паули**, на атомной орбитали не может находиться более двух электронов. Следовательно, первый энергетический уровень максимально вмещает только 2 электрона, второй уровень — максимально 8 электронов, третий уровень — 18 электронов, четвёртый уровень — 32 электрона.

Итог сказанному подведён в виде таблицы (табл. 2):

Таблица 2

Энергетический уровень (n)	Под-уровень	Число атомных орбиталей		Максимальное число электронов на уровне ($2n^2$)
		на под-уровне	на уровне (n^2)	
1	$1s$	1	1	2
2	$2s$	1	4	8
	$2p$	3		
3	$3s$	1	9	18
	$3p$	3		
	$3d$	5		
4	$4s$	1	16	32
	$4p$	3		
	$4d$	5		
	$4f$	7		

Для дальнейшего обсуждения вспомним принцип В. Паули. В соответствии с этим принципом, на одной атомной орбитали не может находиться более двух электронов. Более того, эти электроны должны различаться своим **спином**. Что же такое спин? На этот вопрос ответить очень сложно. Во многих пособиях спин (от англ. *spin* — вертеть[-ся]) связывают со способностью электрона вращаться вокруг своей оси (рис. 4).

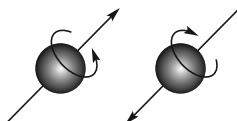


Рис. 4

Поскольку вращение возможно в двух направлениях, то электрон может иметь два различных значения спина.

Однако в действительности такого вращения не происходит. Строго говоря, спином называют **собственный момент импульса** элементарной частицы, имеющий сугубо квантовую природу и никак не связанный с движением частицы в пространстве. Спин — это внутренняя характеристика электрона, причём характеристика исключительно квантовая, не имеющая аналогий в классической механике, не имеющая наглядного толкования. Это неизменное, неустраимое свойство электрона, такое же, как его масса и заряд. Не вдаваясь в подробности, на первых порах следует запомнить, что:

- электрон обладает спином;
- спин — важная характеристика электрона, не имеющая наглядного толкования;
- для электрона возможны два состояния, отличающиеся спином;
- поскольку спин — величина векторная, для условного обозначения спина используют стрелки, например:



— если два электрона занимают одну атомную орбиталь, они должны отличаться своим спином, что условно обозначают так:



Два электрона, находящиеся на одной атомной орбитали, называются спаренными. Они имеют противоположно направленные спины.

Электронные конфигурации атомов

Упрощённая схема строения атома, например натрия, может быть записана следующим образом (рис. 5).

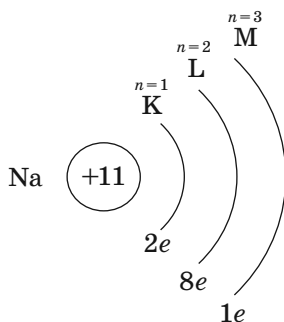


Рис. 5

В центре изображено ядро с указанием его заряда: +11, следовательно, в атоме натрия 11 электронов, они распределены по трём энергетическим уровням, изображённым в виде дуг. Обозначения уровней даны сверху схемы. Цифры под дугами показывают число электронов на данных уровнях. В атоме натрия на первом уровне находятся 2 электрона, на втором — 8 электронов и на третьем (внешнем) — 1 электрон.

При более подробном описании электронного строения атома принято записывать его электронную конфигурацию.

Электронная конфигурация показывает распределение электронов в атоме по энергетическим уровням,

подуровням и орбиталям. Электронная конфигурация составляется в соответствии с **принципом минимума энергии** — вначале электронами заполняются атомные орбитали с наименьшей энергией, расположенные ближе к ядру. Экспериментально установлено, что атомные орбитали заполняются электронами в следующем порядке:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s...$$

Обратите внимание: сначала заполняется $4s$ -атомная орбиталь и лишь затем — $3d$. Причины этого изучаются в старшей школе.

Составляя электронную формулу атома, сначала цифрой указывают номер энергетического уровня, затем буквой (s , p , d , f) обозначают подуровень и, наконец, указывают число электронов на данном подуровне (в виде верхнего индекса). Так, запись $1s^2$ означает, что на $1s$ -подуровне находятся два электрона.

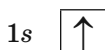
Для составления электронной формулы любого атома достаточно знать порядковый номер элемента в Периодической системе (это даёт число электронов в атоме), номер периода (указывает на число энергетических уровней, заполняющихся электронами) и приведённую выше последовательность заполнения атомных орбиталей электронами.

Рассмотрим электронное строение атомов первых четырёх периодов Периодической системы Д.И. Менделеева.

Первый период содержит 2 элемента — водород и гелий. Атом водорода имеет 1 электрон, располагающийся на $1s$ -подуровне, что записывается следующей электронной формулой:



Иногда используют так называемые графические электронные формулы, в которых каждая атомная орбиталь обозначается условно квадратиком, а каждый электрон — стрелкой. Для атома водорода графическая электронная формула выглядит так:



Атом гелия содержит 2 электрона, оба они размещаются на $1s$ -орбиталях:



Или в графическом виде:



Обратите внимание на взаимное расположение стрелок: в соответствии с принципом В. Паули, 2 электрона, занимая одну атомную орбиталь, должны различаться своим спином.

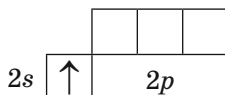
На этом первый уровень, максимально вмещающий 2 электрона, полностью заполнен. Именно поэтому первый период Периодической системы Д.И. Менделеева содержит только 2 элемента.

Второй период начинается элементом литием и заканчивается элементом неоном. Все электроны в атомах элементов второго периода располагаются на двух энергетических уровнях.

В атоме лития всего 3 электрона, два из них находятся на первом энергетическом уровне и занимают $1s$ -орбиталь, третий электрон, в соответствии с вышесказанным, находится на втором энергетическом уровне, занимая $2s$ -орбиталь. Электронная конфигурация атома лития:



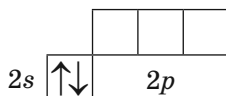
Строение внешнего электронного уровня можно записать в графическом виде:



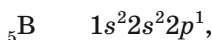
За литием в Периодической системе следует элемент бериллий. Электронная конфигурация атома бериллия:



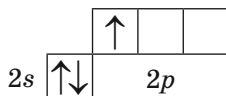
Строение внешнего электронного уровня можно записать в графическом виде:



На этом $2s$ -подуровень полностью заполнился. В атоме бора следующий электрон расположится на p -подуровне:

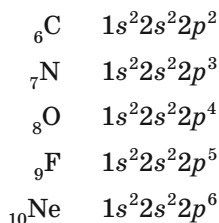


или в графическом виде:



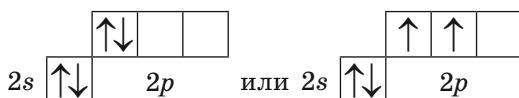
В атомах следующих элементов (углерод, азот, кислород, фтор и неон) каждый последующий электрон также располагается на p -подуровне. Если элементы Li и Be относятся к s -элементам, то B, C, N, O, F и Ne — к p -элементам.

Электронные конфигурации атомов от углерода до неона таковы:

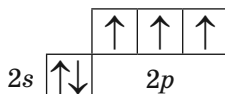


Изображая графическую электронную формулу атомов p -элементов, следует руководствоваться **правилом Хунда**, в соответствии с которым электроны так располагаются в пределах подуровня, чтобы суммарный спин был максимальным (т.е. число неспаренных электронов должно быть наибольшим). Так, для атома угле-

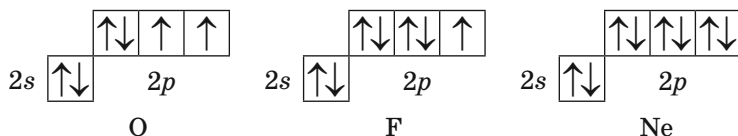
рода можно изобразить строение внешнего электронного уровня двумя способами:



Очевидно, что только вторая схема отвечает правилу Хунда. Аналогично, в атоме азота, находящемся в основном состоянии, имеется три неспаренных электрона:

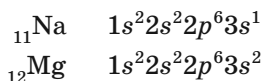


Начиная с атома кислорода, каждый следующий p -электрон попадает на атомную орбиталь, уже занятую одним электроном. Это приводит к спариванию электронов на p -орбиталях:



Таким образом, в атоме неона все электроны — спаренные. Кроме того, в атоме неона полностью завершён не только p -подуровень, но и весь второй энергетический уровень (8 электронов). Вот почему второй период Периодической системы Д.И. Менделеева содержит 8 элементов.

В третьем периоде Периодической системы Д.И. Менделеева расположены также 8 элементов, это s -элементы натрий и магний:



и p -элементы — алюминий, кремний, фосфор, сера, хлор и аргон:

$_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
$_{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
$_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
$_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
$_{17}\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
$_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Элементом аргонот третий период заканчивается.

Казалось бы, на третьем уровне остались вакантными $3d$ -орбитали, и именно они должны заполняться электронами после того, как в атоме аргона полностью заполнился $3p$ -подуровень. Однако после аргона в атомах калия и кальция начинают заполняться $4s$ -орбитали:

$_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
$_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Таким образом, четвёртый период, как и другие периоды, начинается с s -элементов — калия и кальция, в атомах которых происходит заполнение электронами $4s$ -орбиталей. Это становится возможным с учётом того, что в атомах этих элементов энергия $4s$ -подуровня меньше энергии $3d$ -подуровня. И только после заполнения $4s$ -оболочки происходит заполнение вакантной $3d$ -оболочки. Первый $3d$ -электрон появляется в атоме скандия*:

$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
------------------	--------------------------------------

Скандий и последующие элементы называются **$3d$ -элементами**, всего их десять (так как на пяти d -орбиталях может максимально разместиться 10 элек-

* Обратите внимание, что заполняется сначала $4s$ -подуровень, а затем — $3d$, а записывается в электронной формуле сначала $3d$ -подуровень, а затем $4s$ (в порядке увеличения номера энергетического уровня).

тронов). *d*-Элементы наряду с *f*-элементами относятся к так называемым **переходным элементам**. Переходные элементы всегда располагаются в побочных подгруппах Периодической системы.

Приведём электронные конфигурации переходных элементов четвёртого периода:

$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
$_{22}\text{Ti}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
$_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^5 4s^1}$
$_{25}\text{Mn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
$_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
$_{27}\text{Co}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
$_{28}\text{Ni}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^{10} 4s^1}$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

Обратите внимание на электронные конфигурации атомов хрома и меди. Вместо конфигурации $3d^4 4s^2$ атом хрома имеет конфигурацию $3d^5 4s^1$. Это связано с переходом одного из $4s$ -электронов на $3d$ -подуровень, что объясняют повышенной устойчивостью наполовину заполненной *d*-оболочки. Аналогичный «провал электрона» имеет место и в атоме меди, что связано с повышенной устойчивостью полностью заполненной *d*-оболочки.

После заполнения $3d$ -подуровня происходит заполнение электронами $4p$ -подуровня. Электронные конфигурации остальных элементов четвёртого периода таковы:

$_{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
$_{32}\text{Ge}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
$_{33}\text{As}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
$_{34}\text{Se}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
$_{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
$_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

В атоме криптона заканчивается заполнение p -подуровня, криптон — последний элемент 4-го периода. Всего в 4-м периоде 18 химических элементов — 2 s -элемента, 10 d -элементов и 6 p -элементов.

Электроны, находящиеся на последнем энергетическом уровне, называются **внешними электронами**. Так, в атоме фосфора (элемент 3 периода) внешними являются $3s^2 3p^3$ -электроны, в атоме железа (элемент 4 периода) внешними являются $4s^2$ -электроны, в атоме брома (элемент 4 периода) внешними являются $4s^2 4p^5$ -электроны.

Электроны, которые могут принимать участие в образовании химических связей, называются **валентными электронами**. Для элементов главных подгрупп валентными являются внешние s - и p -электроны. Для элементов побочных подгрупп валентными являются внешние s - и предвнешние d -электроны. Так, валентными электронами являются:

- для атома фосфора — $3s^2 3p^3$ -электроны (5 валентных электронов);
- для атома железа — $3d^6 4s^2$ -электроны (8 валентных электронов);
- для атома брома — $4s^2 4p^5$ -электроны (7 валентных электронов).

Число валентных электронов в большинстве своём равно номеру группы, в которой располагается элемент в Периодической системе.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Атомы химических элементов бора и алюминия имеют одинаковое число
 - 1) заполненных электронных слоёв
 - 2) протонов в ядре
 - 3) электронов во внешнем электронном слое
 - 4) электронов в атоме

2. Химическому элементу 3-го периода VA группы соответствует схема распределения электронов по слоям:
- 1) 2, 8, 5
 - 2) 2, 8, 3
 - 3) 2, 5
 - 4) 2, 3
3. Во 2-м периоде VIA группе Периодической системы находится химический элемент, схема строения атома которого:
- 1) $+6 \ 2\bar{e}, 4\bar{e}$
 - 2) $+12 \ 2\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$
 - 3) $+8 \ 2\bar{e}, 6\bar{e}$
 - 4) $+7 \ 2\bar{e}, 5\bar{e}$
4. Химическому элементу, степень окисления которого в водородном соединении равна -1 , соответствует схема распределения электронов в атоме:
- 1) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$
 - 2) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 4\bar{e}$
 - 3) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 7\bar{e}$
 - 4) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}$
5. Химическому элементу, степень окисления которого в высшем оксиде $+6$, соответствует схема распределения электронов в атоме:
- 1) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$
 - 2) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}, 2\bar{e}$
 - 3) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 3\bar{e}$
 - 4) $2\bar{e}, 6\bar{e}$
6. По 5 электронов на внешнем электронном слое находится в атоме каждого из химических элементов в ряду:
- 1) Be, B, Li
 - 2) As, Se, Br
 - 3) C, Si, Al
 - 4) N, P, As

7. По 3 электрона находится во внешнем электронном слое атомов каждого из химических элементов в ряду:
- 1) Mg, Al, Ca
 - 2) B, Al, Ga
 - 3) Si, C, N
 - 4) N, P, S
8. Химический элемент, в атомах которого распределение электронов по слоям 2, 8, 6, образует высший оксид:
- 1) SeO_3
 - 2) SO_3
 - 3) N_2O_3
 - 4) P_2O_3
9. Химический элемент, в атомах которого распределение электронов по слоям 2, 8, 4, образует водородное соединение:
- 1) CH_4
 - 2) NH_3
 - 3) SiH_4
 - 4) H_2S
10. Четыре электронных слоя и 7 электронов во внешнем электронном слое имеет атом
- 1) углерода
 - 2) калия
 - 3) брома
 - 4) кремния
11. Четыре электрона находятся во внешнем электронном слое атомов каждого из химических элементов в ряду:
- 1) C, Si, Sn
 - 2) O, Cl, I
 - 3) N, C, S
 - 4) Mg, Be, Ca

12. Химический элемент расположен в 4-м периоде IА группы. Распределению электронов в атоме этого элемента соответствует ряд чисел:

- 1) 2, 8, 8, 2
- 2) 2, 8, 18, 1
- 3) 2, 8, 8, 1
- 4) 2, 8, 18, 2

13. Строение электронной оболочки атома магния отражает электронная формула

- 1) $1s^2 2s^2$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^2$

14. В атоме азота число заполняемых энергетических уровней и число внешних электронов соответственно равно

- 1) 2 и 3
- 2) 2 и 5
- 3) 3 и 7
- 4) 3 и 5

15. Число заполняемых энергетических уровней и число внешних электронов атома хлора соответственно равно

- 1) 4 и 6
- 2) 2 и 5
- 3) 3 и 7
- 4) 4 и 5

16. Число заполняемых энергетических уровней и число внешних электронов атома алюминия соответственно равно

- 1) 2 и 1
- 2) 2 и 3
- 3) 3 и 3
- 4) 3 и 2

17. Какой из частиц соответствует электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

- 1) Li^+
- 2) K^+
- 3) Cs^+
- 4) Na^+

18. Какой из частиц соответствует электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

- 1) N^{3-}
- 2) Cl^-
- 3) S^{+4}
- 4) Na^+

19. Восемь электронов на внешнем энергетическом уровне имеет ион

- 1) P^{3+}
- 2) S^{2-}
- 3) Cl^{5+}
- 4) H^+

20. Восьмизлектронную внешнюю оболочку имеет ион

- 1) N^{3-}
- 2) S^{4+}
- 3) Br^{5+}
- 4) N^{2+}

21. Число электронов в ионе железа Fe^{2+} равно

- 1) 54
- 2) 28
- 3) 58
- 4) 24

22. Число электронов в атоме аргона равно числу электронов в ионе

- 1) S^{2-}
- 3) Na^+
- 2) Al^{3+}
- 4) F^-

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

23. Установите соответствие между формулой частицы и её электронным строением.

ФОРМУЛА
ЧАСТИЦЫ

ЭЛЕКТРОННОЕ
СТРОЕНИЕ

А) Na^+

1) $1s^2$

Б) Ar

2) $1s^2 2s^2$

В) S^{2-}

3) $1s^2 2s^2 2p^3$

Г) N^{5+}

4) $1s^2 2s^2 2p^6$

5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

А	Б	В	Г

24. Установите соответствие между формулой частицы и её электронным строением.

ФОРМУЛА
ЧАСТИЦЫ

ЭЛЕКТРОННОЕ
СТРОЕНИЕ

А) Mg^{2+}

1) $1s^2 2s^2$

Б) Al

2) $1s^2 2s^2 2p^1$

В) S^{4+}

3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Г) N^{3-}

4) $1s^2 2s^2 2p^6$

5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

А	Б	В	Г

1.2. || Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл порядкового номера химического элемента

Периодический закон — один из фундаментальных законов природы. Он был открыт великим русским учёным Д.И. Менделеевым в 1869 г. Дмитрий Иванович Менделеев пытался найти естественную классификацию химических элементов. В основу своих поисков учёный положил значения атомных масс элементов. Выбор атомной массы связан с тем, что в середине XIX в. это была единственная определяемая характеристика химического элемента (никаких представлений об атомных или ионных радиусах, энергии ионизации, сродстве к электрону, электроотрицательности в те времена не существовало).

Расположив 63 известных в то время химических элемента в порядке возрастания атомных масс, Д.И. Менделеев подметил определённую повторяемость свойств элементов. Периодический закон помог учёным понять, как устроен атом. В свою очередь, учение об атомном строении позволило уточнить формулировку Периодического закона. Оказалось, что основная характеристика химического элемента — не атомная масса, а заряд ядра атома, поэтому современная формулировка Периодического закона звучит так: «Свойства элементов, а также свойства образуемых ими соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов».

Графическим выражением Периодического закона является Периодическая система химических элементов, которую представляют обычно в виде таблицы. При разработке Периодической системы Д.И. Менделееву пришлось столкнуться с огромными трудностями. Так, в 1869 г. одни химические элементы были ещё не от-

крыты, свойства многих других были изучены явно недостаточно, атомные массы некоторых элементов были определены неправильно. На основании Периодического закона учёный исправил атомные массы некоторых элементов (бериллия, урана, индия и др.), предсказал существование нескольких неизвестных тогда элементов (скандия, германия, галлия и др.), детально описал свойства не только неоткрытых элементов, но и их важнейших соединений (оксидов, гидроксидов, солей). В течение последующих 15 лет все предсказанные Менделеевым элементы были открыты. Более того, оказалось, что многие свойства этих элементов были определены первооткрывателями неверно — предсказания Менделеева лучше соответствовали действительности. Открытие предвиденных Д.И. Менделеевым химических элементов привело к всеобщему признанию Периодического закона.

Каждый элемент в Периодической системе имеет своё место, определяемое номером группы и номером периода. Порядковый номер элемента в Периодической системе — наиболее важная характеристика элемента. Именно порядковый номер (или атомный номер) указывает на заряд ядра атома данного элемента, а следовательно, на число протонов в ядре и на число электронов в атоме.

Совпадение величины заряда ядра и атомного номера элемента в Периодической таблице Д.И. Менделеева было в 1913 г. экспериментально подтверждено Г. Мозли, изучавшим рентгеновские спектры различных элементов. Г. Мозли подтвердил, что Д.И. Менделеев правильно разместил элементы в Периодической системе даже в тех случаях, когда был нарушен принцип возрастания атомных масс (в случае аргона, кобальта, иода). Неосознанно Менделеев предугадал, что в соответствии с найденным им порядком расположения этих элементов происходит увеличение заряда ядер их атомов, тем самым незначительные отступления в Периодической системе были устранены.

1.2.1. Группы и периоды Периодической системы

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева состоит из вертикально расположенных колонок (групп элементов) и горизонтально расположенных рядов (периодов). В настоящее время известно множество модификаций Периодической таблицы элементов. В последнее время в соответствии с рекомендациями ИЮПАК начинает использоваться длиннопериодная Периодическая таблица, состоящая из 18 групп (рис. 6):

This is a long-periodic table of elements, organized into 18 groups. It includes the main body of elements, the lanthanide series (elements 57-71) at the bottom left, and the actinide series (elements 89-103) at the bottom right. Each element cell contains its symbol, atomic number, and name in Russian.

Рис. 6

В этой таблице группы элементов обозначаются арабскими цифрами.

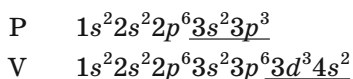
Большинство химиков продолжает пользоваться короткопериодной Периодической таблицей (рис. 7).

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА																	
ПЕРИОДЫ \ РЯДЫ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII									
I	1 H																2 He
II	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F										10 Ne
III	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl										18 Ar
IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
V	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I
VI	55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
VII	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
Высшие окислы		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄								
Степень окисления																	
ЛАНТАНОИДЫ		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
АКТИНОИДЫ		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Рис. 7

В короткопериодном варианте Периодическая таблица содержит 8 групп элементов, они обозначаются римскими цифрами. **Группами** называют вертикальные колонки Периодической системы. Группа состоит из двух **подгрупп** — главной и побочной. В последнее время вместо термина «главная подгруппа» используют термин «группа А» (с указанием номера группы), а вместо «побочной подгруппы» — «группа В». Так, пятую группу образуют элементы азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут (группа VA) и ванадий, ниобий, тантал (группа VB).

Атомы элементов, принадлежащих к одной группе, имеют, как правило, одинаковое число валентных электронов и, следовательно, — одинаковую высшую степень окисления. Так, электронные конфигурации атомов фосфора и ванадия таковы:



И атомы фосфора, и атомы ванадия содержат по 5 валентных электронов (они подчеркнуты). В атоме фосфора валентными являются 5 электронов внешнего уровня $3s^2 3p^3$. В атоме ванадия валентными являются внешние s - и предвнешние d -электроны $3d^3 4s^2$. За счёт пяти валентных электронов и фосфор, и ванадий проявляют высшую степень окисления +5, образуя высшие оксиды P_2O_5 и V_2O_5 . Различия в электронном строении атомов фосфора и ванадия, а также различия в валентных электронах обуславливают отнесение этих элементов к разным подгруппам — главной и побочной. Главные подгруппы образованы s - и p -элементами, побочные подгруппы — d - и f -элементами (переходными металлами).

Для d -элементов I и VIII групп число валентных электронов не совпадает с номером группы. Так, в IB группе расположены элементы медь и золото, для которых более характерна степень окисления не +1, а соответственно +2 и +3. В VIIIB группе есть элементы: кобальт, никель, палладий и др., — которые не проявляют высшей степени окисления +8.

Период — это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер атомов. В Периодической системе Д.И. Менделеева семь периодов, последний период незавершённый. Каждый период (кроме первого) начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Первый период содержит лишь 2 элемента (водород и гелий), второй и третий периоды — по 8 элементов. Первые три периода называют малыми периодами. В отличие от первых трёх периодов все последующие периоды называют большими, они содержат по 18 и более элементов.

Если порядковый номер указывает на общее число электронов в атоме элемента, то номер периода указывает на число энергетических уровней, на которых расположены электроны в этом атоме. Так, все 15 электронов в атоме фосфора (элемент № 15) расположены на трёх энергетических уровнях (так как фосфор — элемент третьего периода). Все 26 электронов в атоме железа (элемент № 26) расположены на четырёх энергетических уровнях (так как железо — элемент 4-го периода).

1.2.2. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов

Изменение свойств элементов в главных подгруппах

В состав подгрупп входят химические элементы со сходными свойствами. Если число электронов на внешнем уровне одинаково для всех элементов одной подгруппы (оно равно номеру группы), то другие свойства элементов закономерно изменяются в подгруппе с увеличением зарядов ядер атомов. Так, сверху вниз возрастает число заполненных электронных слоёв, следовательно, возрастают атомные радиусы элементов. В силу этого возрастает лёгкость отдачи внешних электронов, уменьшается электроотрицательность элементов, усиливаются металлические свойства и, напротив, ослабевают неметаллические свойства простых веществ, образо-

ванных этими элементами. Соответственно, кислотные свойства оксидов и гидроксидов сверху вниз по подгруппе уменьшаются, а основные — усиливаются.

Так, для элементов IVA группы:

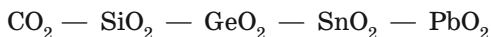


с увеличением заряда ядра от 6 до 82:

- возрастает атомный радиус от 0,77Å для углерода до 1,75Å для свинца;
- уменьшается энергия, необходимая для отрыва электрона из атома (энергия ионизации), от значения 11,3 эВ для углерода до 7,4 эВ для свинца;
- уменьшается электроотрицательность элементов от 2,5 для углерода до 1,5 для свинца.

Все эти данные свидетельствуют об ослаблении неметаллического характера элементов и усилении металлического характера. Действительно, углерод и кремний относятся к типичным неметаллам, в то время как простые вещества олово и свинец — металлы.

В ряду высших оксидов

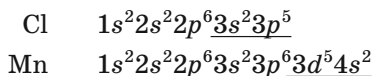


первые два проявляют исключительно кислотные свойства; оксид германия — амфотерный, с преобладанием кислотных свойств; оксид олова — амфотерный, с преобладанием основных свойств; оксид свинца — преимущественно проявляет основные свойства. Следовательно, происходит закономерное ослабление кислотных свойств оксидов (и гидроксидов) и усиление основных.

Свойства элементов главной и побочной подгрупп существенно различаются. В то же время, благодаря Периодической системе, мы находим много общего в свойствах всех элементов, образующих данную группу.

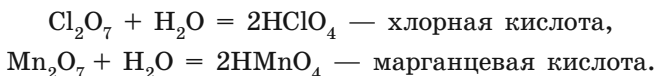
Так, в VII группе имеются два элемента — хлор (VIIA группа) и марганец (VIIB группа). Хлор образует простое вещество — неметалл, газообразный при обычных условиях, очень ядовитый. Марганец — типичный металл со всеми свойствами металлов (твёрдый, пластичный, электропроводный). Что же объединяет эти

несхожие элементы? Почему они находятся в одной группе Периодической системы? Всё дело в том, что и атомы хлора, и атомы марганца содержат по 7 валентных электронов:



Поэтому высшая степень окисления для этих элементов одна и та же, а именно +7.

Хлор и марганец образуют высшие оксиды одного состава: Cl_2O_7 и Mn_2O_7 . Оба эти оксида кислотные, энергично взаимодействуют с водой с образованием кислот одного и того же состава:



Оба оксида (и отвечающие им кислоты) — очень неустойчивы и являются сильнейшими окислителями.

И хлорная, и марганцевая кислоты относятся к наиболее сильным кислотам. При нейтрализации кислот получают одготипные соли — перхлораты и перманганаты, например KClO_4 и KMnO_4 . При небольшом нагревании обе соли легко разлагаются с выделением кислорода. Всё это и позволяет рассматривать элементы хлор и марганец в одной группе Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

Изменение свойств элементов по периоду

Рассмотрим свойства элементов второго периода:



Второй период, как и все остальные периоды, начинается с *s*-элемента, в данном случае с лития. Электронная конфигурация внешнего электронного уровня атома лития $2s^1$. Заканчивается второй период, как и все остальные периоды, *p*-элементом, в данном случае инертным газом неоном, внешняя электронная конфигурация которого $2s^2 2p^6$. С увеличением зарядов ядер

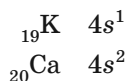
атомов по периоду происходит последовательное увеличение числа электронов на внешнем уровне — от 1 в атоме лития до 8 в атоме неона. Это приводит к уменьшению атомного радиуса от $1,59\text{\AA}$ в случае лития до $0,35\text{\AA}$ в случае неона. Следствием уменьшения атомных радиусов является ослабление металлических свойств простых веществ, образованных элементами второго периода, и усиление неметаллических. С уменьшением атомных радиусов увеличивается электроотрицательность элементов от 1,0 у лития до 4,1 у фтора. Всё это обуславливает ослабление основного характера оксидов и гидроксидов и усиление кислотных свойств оксидов и гидроксидов по периоду слева направо.

Так, первые два химических элемента второго периода — литий и бериллий — относятся к металлам, остальные элементы — к неметаллам. Оксид лития Li_2O обладает сильными основными свойствами, ему отвечает гидроксид LiOH — сильное основание, щёлочь. Следующий элемент — бериллий — образует оксид BeO и гидроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$ — с амфотерными свойствами. Таким образом, основность оксида и гидроксида значительно уменьшается при переходе от Li к Be . Последующие элементы — бор, углерод и азот — образуют оксиды и гидроксиды кислотного характера, причём в ряду оксидов B_2O_3 — CO_2 — N_2O_5 или гидроксидов H_3BO_3 — H_2CO_3 — HNO_3 кислотность существенно возрастает. Если борная кислота относится к наиболее слабым кислотам, то азотная кислота — одна из сильнейших неорганических кислот.

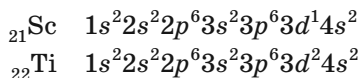
В третьем периоде характер изменения свойств элементов и их соединений в принципе такой же, поскольку аналогичны электронные конфигурации элементов третьего и второго периодов. Начинается третий период s -элементом — щелочным металлом натрием, образующим оксид Na_2O и гидроксид NaOH с сильными основными свойствами. Основность оксида и гидроксида магния (MgO и $\text{Mg}(\text{OH})_2$) существенно ниже, чем у соединений натрия — это связано с уменьшением атомного радиуса, увеличением электроотрицательности и

ослаблением металлических свойств элементов по периоду. Металлические свойства алюминия — первого *p*-элемента третьего периода — ещё более ослаблены по сравнению с магнием. Поэтому алюминий образует оксид Al_2O_3 и гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, обладающие амфотерными свойствами. Следовательно, основной характер оксида и гидроксида алюминия ещё менее выражен, чем у соединений магния. Более того, сам факт амфотерности указывает на проявление слабых кислотных свойств у соединений алюминия. Кислотный характер оксидов и гидроксидов ещё более усиливается при переходе к следующим элементам третьего периода. Кремний, фосфор, сера и хлор образуют оксиды и гидроксиды с ярко выраженными кислотными свойствами, причём от кремния к хлору кислотность соединений существенно усиливается. Если кремниевая кислота H_4SiO_4 относится к слабым кислотам, то фосфорная H_3PO_4 — к кислотам средней силы, а серная H_2SO_4 и хлорная HClO_4 — к сильным кислотам. Завершается третий период инертным газом аргоном.

Рассмотренные тенденции в изменении свойств элементов и их соединений по периодам Периодической системы химических элементов сохраняются и в больших периодах, например в четвёртом. Однако в больших периодах есть и особенности в изменении свойств элементов. Так, четвёртый период начинается *s*-элементами калием и кальцием, атомы которых имеют на внешнем энергетическом уровне соответственно 1 и 2 электрона:



Если в малых периодах после *s*-элементов следуют *p*-элементы, то в больших периодах между *s*- и *p*-элементами вклинивается семейство *d*-элементов. В четвёртом периоде за элементом кальцием следуют 10 *d*-элементов, в атомах которых заполняется предвнешний $3d$ -подуровень:



$_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
$_{25}\text{Mn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
$_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
$_{27}\text{Co}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
$_{28}\text{Ni}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

После заполнения $3d$ -подуровня происходит заполнение электронами $4p$ -подуровня. Электронные конфигурации p -элементов четвёртого периода таковы:

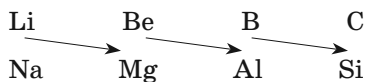
$_{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
$_{32}\text{Ge}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
$_{33}\text{As}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
$_{34}\text{Se}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
$_{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
$_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

Поскольку в атомах переходных элементов заполняется не внешний, а предвнешний подуровень (в то время как число электронов на внешнем уровне остаётся практически одинаковым), то свойства элементов при переходе от скандия к цинку меняются более плавно. Медленнее, чем во втором и третьем периодах, уменьшаются атомные радиусы, уменьшаются металлические свойства, возрастает электроотрицательность. Следует заметить, что если переходный элемент образует производные в нескольких степенях окисления, то с ростом степени окисления происходит закономерное уменьшение основных свойств оксидов и гидроксидов и усиление кислотных свойств.

Так, марганец образует оксиды MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 . В этом ряду основность оксидов заметно уменьша-

ется. Оксиду марганца(II) отвечает основание $\text{Mn}(\text{OH})_2$, являющееся основанием средней силы, способным вытеснять, например, аммиак из его солей (так ведут себя гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов). Основность оксидов марганца(III) и (IV) заметно ниже. Оксид же марганца(VII) основных свойств практически не проявляет, он относится к кислотным оксидам, образующим с водой кислоту, в данном случае — марганцевую кислоту HMnO_4 . Таким образом, оксид марганца(II) MnO проявляет основные свойства, оксиды Mn_2O_3 и MnO_2 — амфотерные свойства, а оксид Mn_2O_7 — кислотные. Таков же характер изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и для остальных переходных элементов.

В заключение раздела укажем, что химические элементы, расположенные в диагональном направлении Периодической системы, также иногда могут проявлять близость многих физических и химических свойств. Это явление носит название «диагонального сходства». Так, химические свойства лития и его соединений иногда оказываются гораздо ближе к свойствам магния, чем к свойствам остальных щелочных металлов. Аналогично, свойства бериллия гораздо ближе к свойствам алюминия, чем к свойствам щелочно-земельных металлов, а свойства бора — ближе к свойствам кремния:



Диагональное сходство можно объяснить, если принять во внимание характер изменения атомных радиусов по группам и периодам: уменьшение радиусов в периодах (слева направо) приблизительно компенсируется увеличением радиусов в группах (сверху вниз). Тем самым оказываются весьма близки атомные радиусы лития и магния, бериллия и алюминия и др.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева соответствует:
 - 1) числу электронов в атоме
 - 2) значению высшей валентности элемента по кислороду
 - 3) значению валентности в водородном соединении
 - 4) числу электронных слоёв в атоме
2. Номер группы в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева соответствует
 - 1) числу электронов в атоме
 - 2) значению высшей валентности элемента по кислороду
 - 3) числу электронов, недостающих до завершения внешнего электронного слоя
 - 4) числу электронных слоёв в атоме
3. Номер периода в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева равен числу
 - 1) электронов в атоме
 - 2) электронов во внешнем слое атомов
 - 3) недостающих электронов до завершения электронного слоя
 - 4) заполняемых электронных слоёв в атоме
4. В периоде с увеличением атомного номера химического элемента происходит
 - 1) уменьшение заряда ядра атома
 - 2) усиление металлических свойств
 - 3) уменьшение атомного радиуса
 - 4) уменьшение числа валентных электронов

5. Радиус атомов увеличивается в ряду элементов
- 1) $H \rightarrow Li \rightarrow Na$
 - 2) $K \rightarrow Na \rightarrow Li$
 - 3) $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al$
 - 4) $Be \rightarrow Ca \rightarrow Mg$
6. В главных подгруппах Периодической системы с увеличением заряда ядра атомов происходит
- 1) усиление неметаллических свойств элементов
 - 2) уменьшение числа протонов в ядре
 - 3) увеличение радиуса атомов
 - 4) увеличение электроотрицательности
7. В главных подгруппах Периодической системы с увеличением заряда ядра атомов химических элементов
- 1) усиливаются неметаллические свойства
 - 2) уменьшаются металлические свойства
 - 3) изменяется валентность в водородных соединениях
 - 4) остаётся постоянной высшая валентность
8. Неметаллические свойства усиливаются в ряду
- 1) $N \rightarrow P \rightarrow As$
 - 2) $N \rightarrow C \rightarrow B$
 - 3) $N \rightarrow O \rightarrow F$
 - 4) $C \rightarrow Si \rightarrow Ge$
9. В порядке увеличения числа электронов на внешнем уровне элементы расположены в ряду:
- 1) $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al$
 - 2) $Cu \rightarrow Ag \rightarrow Au$
 - 3) $Be \rightarrow Mg \rightarrow Ca$
 - 4) $C \rightarrow N \rightarrow P$
10. Четыре электрона находятся во внешнем электронном слое атомов каждого из химических элементов в ряду
- | | |
|--------------|---------------|
| 1) C, Si, Sn | 3) N, C, S |
| 2) O, Cl, I | 4) Mg, Be, Ca |

11. Химический элемент, схема строения электронных оболочек атома которого $2\bar{e}, 8\bar{e}, 7\bar{e}$, образует высший оксид состава
- 1) $\text{Э}_2\text{O}_7$
 - 2) $\text{Э}_2\text{O}$
 - 3) ЭO_2
 - 4) ЭO_3
12. Атомы химических элементов бора и алюминия имеют одинаковое число
- 1) заполненных электронных слоёв
 - 2) протонов
 - 3) электронов во внешнем электронном слое
 - 4) нейтронов
13. Изменение свойств от металлических к неметаллическим происходит в ряду
- 1) $\text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$
 - 2) $\text{C} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{Li}$
 - 3) $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca}$
 - 4) $\text{P} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Al}$
14. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе показывает
- 1) количество энергетических уровней
 - 2) число валентных электронов
 - 3) число протонов в ядре атома
 - 4) атомную массу
15. Номер периода в Периодической системе показывает
- 1) количество заполняемых энергетических уровней
 - 2) заряд атомного ядра
 - 3) число валентных электронов
 - 4) атомную массу элемента
16. Наименьший радиус атома имеет
- | | |
|-------|------|
| 1) C | 3) B |
| 2) Be | 4) N |

17. Одинаковую электронную конфигурацию имеют частицы Na^+ и

- | | |
|--------------------|---------------------|
| 1) S^{4+} | 3) Ca^{2+} |
| 2) Cl^- | 4) P^{5+} |

18. Наиболее сильные металлические свойства проявляет

- 1) стронций
- 2) магний
- 3) кальций
- 4) бериллий

19. Наиболее сильные неметаллические свойства проявляет

- 1) хлор
- 2) фосфор
- 3) кремний
- 4) сера

20. В каком ряду химические элементы расположены в порядке возрастания их атомного радиуса?

- 1) $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$
- 2) $\text{Be} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C}$
- 3) $\text{S} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Ar}$
- 4) $\text{F} \rightarrow \text{O} \rightarrow \text{N}$

21. В порядке возрастания атомного радиуса химические элементы расположены в ряду:

- 1) $\text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{N}$
- 2) $\text{Rb} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Na}$
- 3) $\text{O} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Se}$
- 4) $\text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$

22. Атому химического элемента, образующего высший оксид состава R_2O_7 , соответствует электронная конфигурация

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

23. Химический элемент образует высший оксид состава RO_3 . Какую электронную конфигурацию имеет внешний энергетический уровень его атома?

- $$\begin{array}{ll} 1) \quad ns^2np^4 & 3) \quad ns^2np^2 \\ 2) \quad ns^2np^3 & 4) \quad ns^2np^6 \end{array}$$

24. Наибольшей восстановительной активностью обладает

- 1) литий
- 2) бериллий
- 3) азот
- 4) сера

25. Наиболее энергично присоединяет электроны в химических реакциях атом

- 1) серы 3) селена
2) хлора 4) брома

26. В ряду химических элементов: Na — Mg — Al — Si

- 1) увеличивается число энергетических уровней в атомах
- 2) усиливаются металлические свойства элементов
- 3) уменьшается высшая степень окисления элементов
- 4) ослабевают металлические свойства элементов

При выполнении заданий выберите правильные ответы.

27. В ряду химических элементов Na — Mg — Al:

- 1) уменьшается заряд ядер атомов
- 2) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое

- 3) уменьшается электроотрицательность
- 4) уменьшается радиус атомов
- 5) усиливаются металлические свойства

Ответ: _____ .

28. В ряду химических элементов Li — Be — B

- 1) увеличивается заряд ядер атомов
- 2) возрастают кислотные свойства образуемых гидроксидов
- 3) увеличивается число электронных уровней
- 4) уменьшается электроотрицательность
- 5) возрастает атомный радиус

Ответ: _____ .

29. В ряду химических элементов Be — Mg — Ca

- 1) увеличивается атомный радиус
- 2) возрастает высшая степень окисления
- 3) увеличивается значение электроотрицательности
- 4) увеличиваются основные свойства образуемых гидроксидов
- 5) уменьшается число электронов на внешнем уровне

Ответ: _____ .

30. В ряду химических элементов F — Cl — Br

- 1) уменьшается электроотрицательность
- 2) увеличивается сила образуемых кислородсодержащих кислот
- 3) увеличивается сила образуемых бескислородных кислот
- 4) уменьшается радиус атомов
- 5) увеличивается значение высшей степени окисления

Ответ: _____ .

31. В ряду химических элементов Na — K — Rb

- 1) возрастает высшая степень окисления
- 2) увеличивается атомный радиус

- 3) увеличивается значение электроотрицательности
 - 4) увеличиваются основные свойства образуемых гидроксидов
 - 5) уменьшается число электронов на внешнем уровне
- Ответ: _____ .

32. В ряду химических элементов Al — Si — P

- 1) увеличивается заряд ядер атомов
 - 2) возрастают кислотные свойства образуемых гидроксидов
 - 3) увеличивается число электронных уровней в атоме
 - 4) уменьшается электроотрицательность
 - 5) возрастает атомный радиус
- Ответ: _____ .

33. В ряду химических элементов O — S — Se

- 1) уменьшается радиус атомов
 - 2) увеличивается значение высшей степени окисления
 - 3) увеличивается сила кислот H_2E
 - 4) уменьшается электроотрицательность
 - 5) увеличивается число внешних электронов
- Ответ: _____ .

34. В ряду химических элементов N — P — As

- 1) уменьшается электроотрицательность
 - 2) увеличивается сила образуемых кислородсодержащих кислот
 - 3) уменьшаются основные свойства соединений H_3E
 - 4) уменьшается радиус атомов
 - 5) увеличивается значение высшей степени окисления
- Ответ: _____ .

35. В ряду химических элементов Si — P — S

- 1) уменьшается атомный радиус
- 2) уменьшается электроотрицательность

- 3) возрастает число валентных электронов
- 4) увеличивается число энергетических уровней
- 5) уменьшаются кислотные свойства образуемых гидроксидов

Ответ: _____ .

36. В ряду химических элементов Sr — Ba — Ra

- 1) увеличивается значение электроотрицательности
- 2) уменьшается число электронов на внешнем уровне
- 3) увеличивается атомный радиус
- 4) увеличиваются основные свойства образуемых гидроксидов
- 5) возрастает высшая степень окисления

Ответ: _____ .

37. В ряду химических элементов B — C — N

- 1) увеличивается заряд ядер атомов
- 2) возрастают кислотные свойства образуемых гидроксидов
- 3) увеличивается число электронных уровней
- 4) уменьшается электроотрицательность
- 5) возрастает атомный радиус

Ответ: _____ .

1.3. || Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая

Под химической связью понимают взаимодействие, приводящее к образованию физически устойчивой двухатомной системы. Термин «физически устойчивая система» означает, что при образовании химической связи энергия выделяется, что схематически может быть изображено в виде диаграммы, изображённой на рисунке 8.

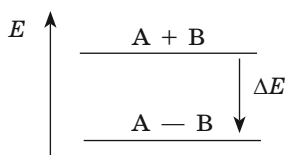


Рис. 8

Из диаграммы видно, что образование химической связи А—В при взаимодействии двух атомов А и В сопровождается выделением энергии ΔE . Эту энергию называют энергией связи: чем больше энергия связи, тем прочнее молекула.

Химическая связь образуется за счёт валентных электронов. Валентными являются *s*- и *p*-электроны внешнего уровня (для непереходных элементов), а также *d*-электроны предвнешнего уровня (для переходных элементов).

Различают три основных типа химических связей: ковалентную, ионную и металлическую.

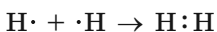
Ковалентная связь

Ковалентная связь осуществляется за счёт образования общих электронных пар. Ковалентная **неполярная** связь образуется между атомами одного и того же химического элемента, например в молекулах H_2 , O_2 , Cl_2 ,

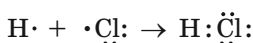
Na₂*. Ковалентная **полярная** связь образуется между атомами (обычно неметаллов), отличающимися по электроотрицательности, например в молекулах HCl, H₂O, NH₃, а также AlCl₃, TiCl₄ и др.

Существуют два механизма образования ковалентной связи — обменный механизм (или механизм обобществления электронов) и донорно-акцепторный механизм.

В соответствии с первым механизмом ковалентная связь образуется при спаривании электронов, принадлежавших разным атомам. Так, при взаимодействии двух атомов водорода (электронная конфигурация 1s¹) происходит образование общей электронной пары:



Аналогично, образование общей электронной пары происходит и при взаимодействии атомов водорода и хлора (конфигурация 3s²3p⁵):



В обоих случаях при сближении атомов происходит частичное перекрывание их электронных облаков, при этом в области между ядрами увеличивается плотность электронного заряда, что и приводит к образованию химической связи.

В соответствии с донорно-акцепторным механизмом образования ковалентной связи, у одного атома (донора) должна быть неподелённая электронная пара, которая взаимодействует с вакантной орбиталью другого атома (акцептора):



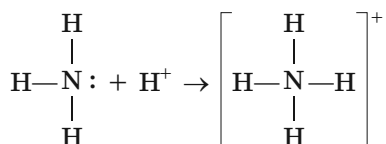
И в этом случае химическая связь обусловлена появлением общей электронной пары, которая до взаимодействия принадлежала одному из атомов.

* Да-да, существуют и молекулы Na₂. В кристаллическом натрии реализуется металлическая кристаллическая решётка и металлическая связь. Но в газовой фазе возможно взаимодействие отдельных атомов натрия друг с другом с образованием двухатомных молекул. Химическая связь в такой молекуле ковалентная неполярная.

Нельзя говорить об особых донорно-акцепторных связях: и в первом случае, и во втором случае образуется ковалентная связь. Механизмы образования ковалентной связи различны, но природа связи одинакова во всех этих случаях.

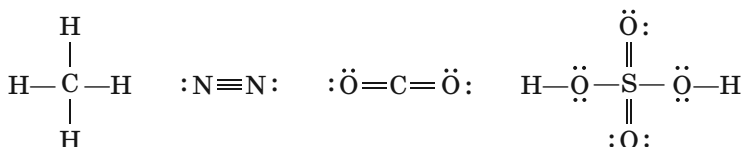
Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи реализуется во многих неорганических соединениях. Одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму в ионе аммония NH_4^+ , ионе гидроксония H_3O^+ , молекулах озона O_3 и азотной кислоты.

Так, молекула аммиака взаимодействует с ионом водорода (протоном) с образованием иона аммония:



Одна из связей в ионе аммония образована по донорно-акцепторному механизму, но она ничем не отличается от остальных химических связей в этом ионе — ни длиной, ни прочностью (энергией).

Если между двумя атомами образовалась одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то она называется одинарной. Между двумя атомами могут возникать и кратные связи — двойные (две общие электронные пары) и тройные (три общие электронные пары). В структурных формулах одинарные связи изображаются одним валентным штрихом, двойные — двумя валентными штрихами, тройные — тремя. Ниже приведены структурные формулы некоторых молекул (с изображением неподелённых электронных пар, оставшихся на атомах после образования химических связей):



Среди ковалентных связей принято выделять, в соответствии с симметрией электронного облака, σ - и π -связи. σ -Связи образуются при перекрывании электронных облаков вдоль линии связи (рис. 9):

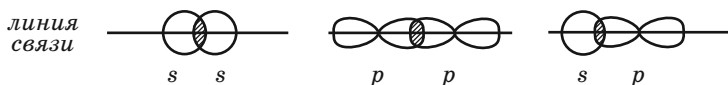


Рис. 9

π -Связи образуются при боковом перекрывании p -электронных облаков над и под линией связи (рис. 10):

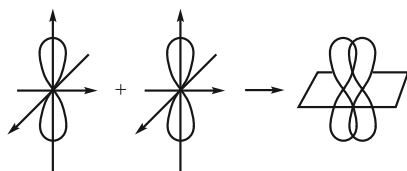


Рис. 10

Если между двумя атомами действует одинарная связь, то она относится всегда к σ -связям. В случае кратных связей между двумя атомами одна из них всегда σ -связь, остальные — π -связи. Так, в приведённых выше формулах π -связи имеются в молекулах азота (1σ и 2π), углекислого газа (2σ и 2π) и серной кислоты (6σ и 2π). В молекуле же метана все атомы связаны только σ -связями (4σ).

Основными характеристиками ковалентной связи являются длина и энергия. Под длиной связи понимают соответствующее межъядерное расстояние. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина. Так, в ряду однотипных соединений $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ происходит увеличение длины связи, вызванное увеличением размера атомов галогенов сверху вниз по подгруппе. Соответственно, в этом же ряду происходит и уменьшение прочности химической связи, уменьшение её энергии. Под энергией связи понимают энергию, ко-

торая выделяется при образовании химической связи. Энергию связи выражают обычно в кДж/моль. Энергия связи по модулю равна энергии диссоциации (т.е. разрыва) связи. Энергия связи также зависит от кратности — с увеличением кратности длина связи уменьшается, а прочность её возрастает. Основными свойствами ковалентной связи являются также её насыщенность и направленность в пространстве.

Особо рассмотрим образование химических связей в молекуле азотной кислоты HNO_3 .

Атом азота максимально может образовать четыре ковалентные связи — три по механизму спаривания электронов и одну по донорно-акцепторному механизму, что вытекает из его электронного строения (рис. 11).

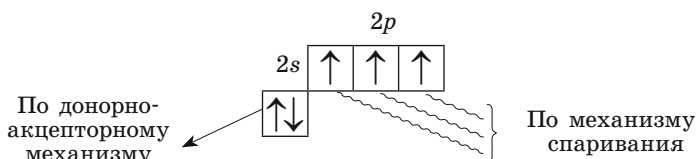


Рис. 11

Пять ковалентных связей атом азота, как известно, образовать не может из-за отсутствия вакантных (свободных) атомных орбиталей во втором энергетическом уровне.

Структурную формулу молекулы азотной кислоты с учётом четырёхковалентности азота можно изобразить двумя способами (рис. 12).

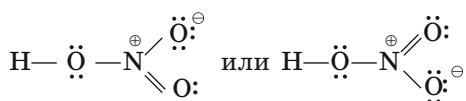


Рис. 12

Наличие формальных зарядов «+» и «-» связано с донорно-акцепторным механизмом образования одной из связей — электронная плотность от атома азота (донора) поступает на орбиталь атома кислорода (акцептора).

Если бы верны были изображённые нами формулы, то в молекуле азотной кислоты должны быть разные концевые связи NO — одна более короткая (двойная), другая — более длинная (одинарная). Однако экспериментальное исследование позволило установить равноценность этих двух концевых NO-связей. Их длина оказалась меньше, чем у одинарных связей, и больше, чем у двойных. Эту ситуацию можно объяснить, если предположить, что истинное строение молекулы азотной кислоты является промежуточным между приведёнными выше двумя так называемыми граничными (или предельными) структурами. Это возможно, если предположить, что в этой молекуле π -связь, в отличие от σ -связи, делокализована (как бы «размазана») по двум направлениям (более подробно с этой ситуацией вы будете знакомиться в старших классах при профильном изучении химии). В соответствии с этим предположением структурную формулу азотной кислоты изображают так (рис. 13):

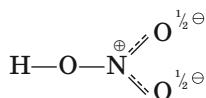


Рис. 13

Делокализована не только π -связь, но и формальный заряд на атомах кислорода. Говорят, что в молекуле азотной кислоты кратность концевых связей NO равна 1,5 (1 σ и 0,5 π). Подобные «полуторные связи» известны во многих и неорганических, и органических молекулах.

Ионная связь

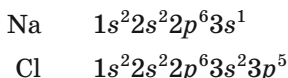
Химическая связь, осуществляемая за счёт электростатического взаимодействия разноимённо заряженных ионов, называется ионной.

Ионом называют заряженную частицу, которая образуется при присоединении электрона к атому или моле-

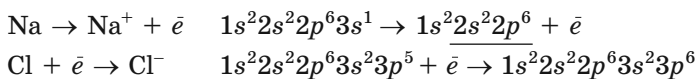
куле или при отдаче электрона атомом или молекулой.

Соединения с ионной связью образуются при взаимодействии атомов элементов, резко отличающихся по электроотрицательности, например — при взаимодействии щелочных или щёлочноземельных металлов с кислородом или галогенами.

Рассмотрим, например, взаимодействие атомов натрия и хлора. Электронные конфигурации этих атомов таковы:

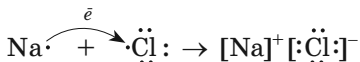


Видно, что это атомы с незавершёнными внешними электронными оболочками. Атому натрия до получения завершённого внешнего уровня легче отдать 1 электрон, чем принять недостающие 7. Атому хлора, наоборот, легче принять недостающий 8-й электрон, чем отдать 7 электронов. Это представлено схемами:



И в одном, и в другом случае получаются ионы с полностью завершённым 8-электронным внешним уровнем (подчёркнуто в формуле). Подобные частицы с полностью завершённым внешним уровнем обладают повышенной устойчивостью, это и является движущей силой образования ионных соединений.

Образовавшиеся ионы Na^+ и Cl^- взаимодействуют и объединяются в ионную молекулу:



Ионная связь присутствует в таких соединениях, как NaCl , KI , CsBr , CaO , BaF_2 и др.

Ионные молекулы существуют только в газовой фазе при высоких температурах. В твёрдом (кристаллическом состоянии) каждый положительно заряженный ион взаимодействует не с одним отрицательно заряженным ионом, а с множеством таких ионов. Это является след-

ствием ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи. В результате такого взаимодействия образуются ионные кристаллы, характеризующиеся регулярным, упорядоченным расположением ионов в пространстве (в узлах так называемой кристаллической решётки). Так, в реальном кристалле поваренной соли каждый ион натрия окружён шестью хлорид-ионами, а каждый хлорид-ион — шестью ионами натрия.

Отметим, что в реальности 100%-ной ионной связи не существует. Даже в таком соединении, как CsF, степень ионности связи не превышает 92%, а в кристаллическом NaCl ещё меньше — всего 85%. Поэтому правильнее говорить о веществах с преимущественно ионным типом связи.

Металлическая связь

Металлическая связь — разновидность ненаправленной ковалентной связи. Она осуществляется между атомами с небольшим числом валентных электронов, слабо удерживаемых ядром, и большим числом вакантных валентных орбиталей. Металлическая связь существует в твёрдых металлах и их сплавах.

В атомах металлов на внешнем уровне находится большое число электронов (один-два, реже — три). В то же время имеется относительно большое число свободных орбиталей на внешнем уровне. Так, у атома лития на 1 внешний электрон приходится 3 вакантных орбитали, в атоме натрия — на 1 внешний электрон приходится 8 вакантных орбиталей. Валентные электроны слабо удерживаются ядром и способны свободно перемещаться в пределах всех свободных орбиталей. В результате при образовании кристаллической решётки валентные орбитали соседних атомов перекрываются и электроны свободно перемещаются с одной орбитали на другую в пределах всего кристалла, осуществляя тем самым химическую связь между всеми атомами металла. Так и образуется металлическая связь. Таким образом, твёрдый металл представляет собой «каркас»

из атомов и положительных ионов, находящихся в узлах кристаллической решётки и погружённых в «море» подвижных электронов. Как и другие виды химической связи, металлическая связь также имеет электростатическую природу.

С особенностями металлической связи связаны такие свойства металлов, как высокие электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск, ковкость и пластичность.

Основное отличие металлической связи от ковалентной связано с ненаправленностью металлической связи и её меньшей прочностью.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Какое из указанных веществ имеет ионную химическую связь?
 - 1) оксид кремния(IV)
 - 2) бромид калия
 - 3) магний
 - 4) сероводород

2. Ионная химическая связь реализуется в
 - 1) хлороводороде
 - 2) гидроксиде натрия
 - 3) оксиде углерода(II)
 - 4) оксиде углерода(IV)

3. Ионная химическая связь реализуется в
 - 1) кристаллической сере
 - 2) твёрдом иоде
 - 3) иодиде кальция
 - 4) оксиде фосфора(V)

4. Ковалентная полярная связь присутствует в молекуле
- 1) кислорода
 - 2) ромбической серы
 - 3) воды
 - 4) водорода
5. Ковалентная полярная связь имеется в молекуле
- 1) серной кислоты
 - 2) пластической серы
 - 3) хлора
 - 4) сульфида рубидия
6. Только ковалентные неполярные связи реализуются в
- 1) молекуле воды
 - 2) кристалле SiO_2
 - 3) кристалле кремния
 - 4) молекуле пероксида водорода
7. Ковалентная неполярная связь реализуется в
- 1) молекуле оксида углерода(IV)
 - 2) молекуле S_8
 - 3) кристаллическом льду
 - 4) молекуле NH_3
8. Химическая связь в кристалле хлорида натрия
- 1) ковалентная неполярная
 - 2) ковалентная полярная
 - 3) металлическая
 - 4) ионная
9. Химическая связь в молекуле углекислого газа
- 1) ковалентная неполярная
 - 2) ковалентная полярная
 - 3) металлическая
 - 4) ионная
10. Химическая связь в молекуле водорода
- 1) ковалентная неполярная
 - 2) ковалентная полярная
 - 3) металлическая
 - 4) ионная

11. Химическая связь в кристалле оксида кальция

- 1) ковалентная неполярная
- 2) ковалентная полярная
- 3) металлическая
- 4) ионная

12. Химические связи в молекуле этанола

- 1) ковалентные
- 2) водородные
- 3) металлические
- 4) ионные

13. Ковалентная неполярная связь реализуется в

- 1) молекуле оксида серы(IV)
- 2) фуллерене C_{60}
- 3) кристаллическом диоксиде углерода
- 4) молекуле CH_4

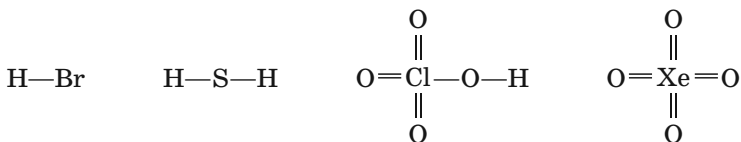
14. Ковалентная полярная связь реализуется в

- 1) фуллерене C_{60}
- 2) молекуле CS_2
- 3) металлической бронзе
- 4) молекуле N_2

1.4. || Валентность химических элементов. || Степень окисления || химических элементов

Валентность атома относится к основным химическим понятиям. Валентность характеризует способность атомов данного химического элемента к образованию химических связей. В разные исторические периоды развития химии это понятие имело различное содержание.

Ранее валентность определяли как число атомов одновалентного элемента, с которым соединяется один атом данного элемента. Так, водород считается типичным одновалентным элементом. В молекуле бромоводорода HBr атом брома соединяется с одним атомом водорода, а атом серы в молекуле сероводорода H_2S — с двумя атомами водорода. Следовательно, бром в HBr одновалентен, а сера в H_2S — двухвалентна. Значения валентности для различных элементов могут изменяться от одного до восьми. Так, в хлорной кислоте HClO_4 элемент водород — одновалентный, кислород — двухвалентный, хлор — семивалентный. В молекуле оксида ксенона XeO_4 валентность ксенона достигает значения восемь. Всё это наглядно демонстрируют следующие структурные формулы, в которых показан порядок связи атомов в молекуле друг с другом в соответствии с их валентностями (причём каждой единице валентности отвечает один валентный штрих):



Классическая теория не могла ответить на вопросы, почему водород — одновалентный элемент, а кислород — двухвалентный? Почему одни элементы проявляют во всех соединениях одну и ту же постоянную

валентность (Н, О, F, Ca), а другие элементы — и их большинство — переменную валентность? Понять физический смысл валентности (и структурных формул) помогли современные теории строения атома и химической связи. С развитием этих теорий изменилось и само понятие валентности. В настоящее время под валентностью понимают число электронных пар, которыми данный атом связан с другими. Вот современное определение валентности:

Валентность (или ковалентность) определяется числом ковалентных связей, образуемых данным атомом в соединении.

Обратите внимание, валентность не имеет знака!

Валентные возможности атома определяются числом:

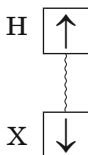
- неспаренных электронов;
- неподелённых электронных пар;
- вакантных валентных орбиталей.

Рассмотрим, например, валентные возможности атомов ряда элементов.

1. Водород. Атом водорода имеет единственный валентный электрон, что отражает электронная формула $1s^1$ или графическая формула

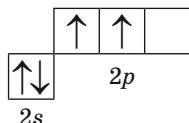


За счёт этого неспаренного электрона атом водорода может образовать только одну ковалентную связь с каким-либо другим атомом по механизму спаривания (или обобществления) электронов:

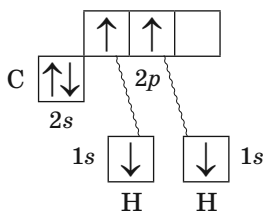


Другие валентные возможности у атома водорода отсутствуют. Поэтому водород проявляет единственную валентность, равную I.

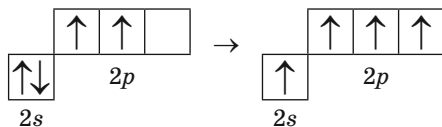
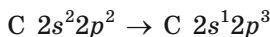
2. Углерод. Атом углерода, как элемент главной подгруппы IV группы, имеет четыре валентных электрона, что отражает электронная формула $2s^2 2p^2$ или графическая формула



Очевидно, что атом углерода может быть двухвалентным, образуя две ковалентные связи за счёт двух неспаренных электронов по механизму обобществления (спаривания) электронов. В частности, атом углерода проявляет валентность II в очень неустойчивых соединениях, например в карбене CH_2 :



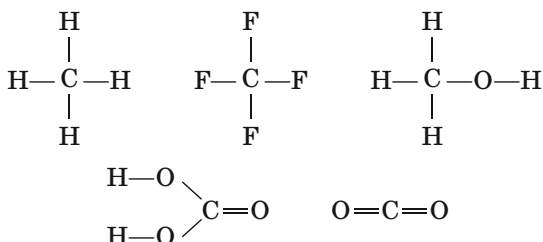
Однако наиболее многочисленны и устойчивы соединения углерода, в которых его валентность равна IV. Для образования четырёх ковалентных связей атом углерода переходит из основного в возбуждённое состояние, характеризующееся наличием четырёх неспаренных электронов:



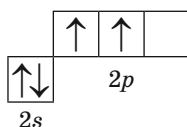
Переход в возбуждённое состояние связан с некоторыми энергетическими затратами (примерно 360 кДж/моль), однако эти затраты полностью окупаются при образовании 4 ковалентных связей. Так, при образовании 4 свя-

зей С—Н выделяется 1640 кДж/моль, при образовании четырёх связей С—F выделяется 1910 кДж/моль.

Валентность IV атом углерода имеет в соединениях: CH_4 , CF_4 , CO_2 , H_2CO_3 , CH_3OH и многих других:



Кроме валентности II и IV, углерод может проявлять и валентность III. Так, атом углерода образует три ковалентные связи в молекуле CO — в оксиде углерода(II). Это возможно за счёт одной вакантной атомной $2p$ -орбитали. Рассмотрим ещё раз электронную конфигурацию валентных электронов атома углерода в основном состоянии:



Атом углерода может образовать две ковалентные связи по механизму спаривания электронов (за счёт двух неспаренных электронов на p -подуровне) и ещё одну связь — по донорно-акцепторному механизму (является акцептором за счёт вакантной p -орбитали) (рис. 14).

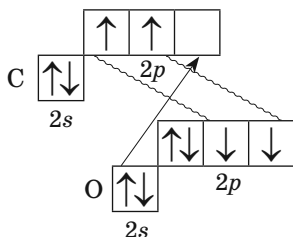


Рис. 14

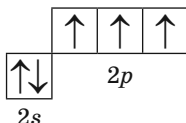
На этой схеме две ковалентные связи, обозначенные волнистыми линиями, образованы по механизму обобществления (за счёт двух неспаренных электронов атома углерода и двух неспаренных электронов атома кислорода), в то время как третья ковалентная связь, изображённая прямой стрелкой, образована по донорно-акцепторному механизму (атом кислорода — донор электронной пары, атом углерода — акцептор). Следовательно, валентность углерода в молекуле CO равна III. Отсюда становится понятной современная структурная формула молекулы CO, отражающая ковалентность углерода, равную III:



В этой формуле знаки «-» и «+» называются формальными зарядами, они показывают, что одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму, причём электронная пара переходит с орбитали атома кислорода (поэтому на кислороде «+») на орбиталь углерода (поэтому на углероде «-»).

Следовательно, атом углерода может проявлять валентности (ковалентности), равные II, III и IV (последняя наиболее характерна).

3. Азот. Элемент азот находится во втором периоде, в главной подгруппе V группы, следовательно, электронная конфигурация внешнего электронного уровня $2s^2 2p^3$, или



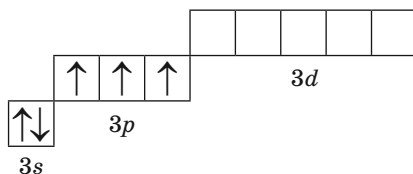
Имея 5 валентных электронов, атом азота не может проявлять высшую валентность, равную номеру группы, и вот почему.

За счёт трёх неспаренных p -электронов атом азота может образовать максимально три ковалентные связи по механизму обобществления электронов. Ещё одну связь, четвертую, атом азота может образовать по

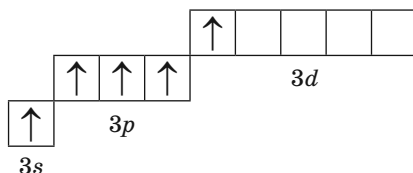
донорно-акцепторному механизму за счёт неподелённой $2s$ -электронной пары (являясь донором её). Поскольку во втором энергетическом (квантовом) слое нет вакантных орбиталей, то атом азота не может распарить $2s^2$ -электронную пару и повысить свои валентные возможности. Таким образом, атом азота может проявлять валентности I, II, III и IV, но не V! Азот не может быть пятивалентным! Даже в азотной кислоте и своём высшем оксиде атом азота образует только 4 ковалентные связи, являясь четырёхвалентным, что видно из следующих формул:



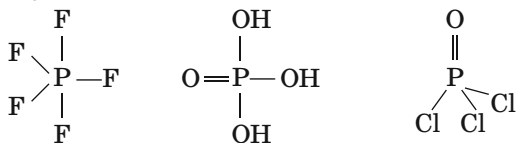
4. Фосфор. В отличие от атома азота, атом фосфора может увеличить свои валентные возможности. Элемент фосфор находится в третьем периоде, в главной подгруппе V группы. Электронная конфигурация его валентных электронов $3s^23p^3$, или



Являясь аналогом азота, фосфор также может проявлять валентности I, II, III и IV. Но так как для элементов третьего периода доступны вакантные $3d$ -орбитали, атом фосфора может перейти в возбуждённое состояние, переведя один из s -электронов на d -подуровень:



Таким образом, атом фосфора может образовать пять ковалентных связей по механизму спаривания электронов. Валентность V фосфор проявляет в молекулах PF_5 , H_3PO_4 , POCl_3 и др.:



Подведём итог. Поскольку существует два механизма образования ковалентной связи (механизм обобществления электронов и донорно-акцепторный механизм), то валентные возможности атомов зависят в первую очередь от числа неспаренных электронов в данном атоме, во вторую очередь — от наличия вакантных атомных орбиталей во внешнем уровне, в третью — от числа неподелённых электронных пар. Валентность элементов первого периода не может превышать I, валентность элементов второго периода не может превышать IV. В общем случае максимально возможная валентность атома химического элемента не может превышать полного числа валентных атомных орбиталей.

Рассмотрим теперь ещё одно понятие — степень окисления.

Степень окисления — это условный заряд атома в соединении в предположении, что все связи в этом соединении ионные (т.е. все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента). В отличие от валентности, степень окисления имеет знак — она может быть отрицательной, нулевой или положительной.

Для подсчёта степеней окисления имеется ряд простых правил. Суть их в следующем:

1. Степень окисления элемента в составе простого вещества принимается равной нулю. Если вещество находится в атомарном состоянии, то степень окисления его атомов также равна нулю.

2. Ряд элементов проявляют в соединениях постоянную степень окисления. Среди них: фтор (–1), щелоч-

ные металлы (+1), щёлочно-земельные металлы, бериллий, магний и цинк (+2), алюминий (+3).

3. Кислород, как правило, проявляет степень окисления -2 , за исключением пероксидов H_2O_2 (-1) и фторида кислорода OF_2 ($+2$).

4. Водород в соединениях с металлами (в гидридах) проявляет степень окисления -1 , а в соединениях с неметаллами, как правило, $+1$ (кроме SiH_4 , B_2H_6).

5. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле должна быть равной нулю, а в сложном ионе — заряду этого иона.

Высшая положительная степень окисления равна, как правило, номеру группы элемента в Периодической системе. Так, сера (элемент VIA группы) проявляет высшую степень окисления $+6$, азот (элемент V группы) — высшую степень окисления $+5$, марганец — переходный элемент VIIБ группы — высшую степень окисления $+7$. Это правило не распространяется на элементы побочной подгруппы I группы, степени окисления которых обычно превышают $+1$, а также на элементы побочной подгруппы VIII группы. Также не проявляют своих высших степеней окисления, равных номеру группы, элементы кислород и фтор.

Низшая отрицательная степень окисления для элементов-неметаллов определяется вычитанием номера группы из числа 8. Так, сера (элемент VIA группы) проявляет низшую степень окисления -2 , азот (элемент V группы) — низшую степень окисления -3 .

На основании приведённых выше правил можно найти степень окисления элемента в любом веществе.

Пример. Найдите степень окисления серы в кислотах H_2SO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$, $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$.

Очевидно, что степень окисления водорода равна $+1$, кислорода -2 . Обозначим степень окисления серы как q . Тогда можно записать:

$$2 \cdot (+1) + q + 3 \cdot (-2) = 0 \quad q = +4$$

$$2 \cdot (+1) + 2q + 5 \cdot (-2) = 0 \quad q = +4$$

$$2 \cdot (+1) + 3q + 10 \cdot (-2) = 0 \quad q = +6$$

Таким образом, в первых двух кислотах степень окисления серы одинакова и равна +4, в последней кислоте +6.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Какую формулу имеет соединение, в котором степени окисления химических элементов равны -3 и $+1$?
 - 1) NF_3
 - 2) PH_3
 - 3) N_2O_3
 - 4) AlCl_3
2. Атом углерода проявляет валентность, не равную IV, в молекуле
 - 1) углекислого газа
 - 2) угарного газа
 - 3) метана
 - 4) угольной кислоты
3. Атом азота проявляет валентность, отличную от III, в молекуле
 - 1) HNO_3
 - 2) HNO_2
 - 3) N_2O_3
 - 4) NH_3
4. Валентность каждого из элементов равна II в веществе
 - 1) AlN
 - 2) H_2O_2
 - 3) H_2S
 - 4) MgS
5. Валентность каждого элемента равна 3 в веществе
 - 1) PH_3
 - 2) AlP
 - 3) SiC
 - 4) AlCl_3

6. Положительную степень окисления атом кислорода имеет в соединении
- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| 1) H_2O | 3) F_2O |
| 2) H_2O_2 | 4) BaO_2 |
7. Степень окисления +4, а валентность IV атом углерода проявляет в соединении
- | | |
|------------------|----------------------------|
| 1) CH_4 | 3) H_2CO_3 |
| 2) CO | 4) Al_4C_3 |
8. Степень окисления -4, а валентность IV атом углерода имеет в соединении
- | | |
|------------------|----------------------------|
| 1) CO_2 | 3) H_2CO_3 |
| 2) CH_4 | 4) CCl_4 |
9. Максимально возможную степень окисления атом хлора проявляет в соединении
- | | |
|--------------------|--------------------------------|
| 1) ClO_3 | 3) NaClO_4 |
| 2) HClO_3 | 4) $\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$ |
10. Максимально возможную степень окисления атом серы проявляет в соединении
- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| 1) H_2S | 3) K_2SO_3 |
| 2) H_2SO_4 | 4) SOCl_2 |
11. Степень окисления -2 атом серы проявляет в каждом из двух соединений:
- | | |
|---|---|
| 1) FeS_2 и H_2S | 3) SO_2 и H_2S |
| 2) H_2SO_4 и FeS | 4) CaS и H_2S |
12. Наименьшую степень окисления железо имеет в соединении
- | | |
|---------------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | 3) K_2FeO_4 |
| 2) FeCO_3 | 4) FePO_4 |
13. Степень окисления +3 атом углерода имеет в соединении
- | | |
|-------------------------------------|--------------------|
| 1) H_2CO_3 | 3) BaCO_3 |
| 2) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | 4) KHCO_3 |

14. Степень окисления +2, а валентность IV атом углерода имеет в соединении

- | | |
|--------------------------------------|----------------------|
| 1) COS | 3) CaC ₂ |
| 2) CO(NH ₂) ₂ | 4) CHCl ₃ |

15. Наибольшую степень окисления железо имеет в соединении

- | | |
|---------------------|--------------------------------------|
| 1) FeS | 3) FePO ₄ |
| 2) FeS ₂ | 4) Fe(NO ₃) ₂ |

16. Одинаковую степень окисления атом углерода имеет в каждом из двух соединений

- 1) CaC₂ и CH₄
- 2) Al₄C₃ и CH₄
- 3) CH₃OH и CO
- 4) CS₂ и C₂N₂

17. Одну и ту же степень окисления атом хлора проявляет в соединениях:

- 1) Cl₂O и CaCl₂
- 2) ICl₃ и ClF₃
- 3) PCl₃ и SCl₄
- 4) KClO₄ и KCl

18. Свою максимальную степень окисления хлор проявляет в соединении

- | | |
|-----------------------|-------------------------------------|
| 1) NH ₄ Cl | 3) NH ₄ ClO ₃ |
| 2) ClO ₂ | 4) KClO ₄ |

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ НА ОГЭ

Предполагается, что начиная с 2020 г. в ходе ОГЭ по химии в обязательном порядке будут проверяться экспериментальные навыки учащихся, т.е. одно из заданий станет экспериментальным.

Представление об особенностях экспериментальных заданий дают спецификация и демонстрационный вариант контрольных измерительных материалов для проведения государственной (итоговой) аттестации по химии (можно посмотреть на сайте ФИПИ (www.fipi.ru)).

Инструкция по выполнению экспериментального задания

1. Вы приступаете к выполнению эксперимента. Для этого получите лоток с лабораторным оборудованием и реактивами у дежурного организатора в аудитории.

2. Прочтите ещё раз текст к заданию и убедитесь, что на выданном лотке находятся необходимые реактивы.

3. Перед началом выполнения эксперимента осмотрите ёмкости с реактивами и определите способ работы с ними. При этом обратите внимание на рекомендации, которым Вы должны следовать.

- **В склянке находится пипетка.** Это означает, что отбор жидкости и переливание её в пробирку для проведения реакции необходимо проводить только с помощью пипетки. Для проведения опытов отбирают 7–10 капель реактива.

- **Пипетка в склянке с жидкостью отсутствует.** В этом случае переливание раствора осуществляют через край склянки, которую располагают так, чтобы при её наклоне этикетка оказалась сверху («этикетку — в ладонь!»). Склянку медленно наклоняют над пробиркой, пока нужный объём раствора не перельётся в неё. Объём перелитого раствора должен составлять 1–2 мл.

- **Для проведения опыта требуется порошкообразное (сыпучее) вещество.** Отбор порошкообразного вещества из ёмкости осуществляют только с помощью ложечки или шпателя.

4. При отборе исходного реактива взят его излишек. Возврат излишка реактива в исходную ёмкость категорически запрещён. Его помещают в отдельную, резервную пробирку.

5. Сосуд с исходным реактивом (жидкостью или порошком) обязательно закрывается крышкой (пробкой) от этой же ёмкости.

6. При растворении в воде порошкообразного вещества или при перемешивании реактивов следует слегка ударять пальцем по дну пробирки.

7. Для определения запаха вещества взмахом руки над горлышком сосуда с веществом направляют пары этого вещества на себя.

8. Для проведения нагревания пробирки с реактивом на пламени спиртовке необходимо:

- 1) снять колпачок спиртовки и поднести зажжённую спичку к её фитилю;

- 2) закрепить пробирку в пробиркодержателе на расстоянии 1–2 см от горлышка пробирки;

3) внести пробирку в пламя спиртовки и передвигать её в пламени вверх и вниз так, чтобы пробирка с жидкостью равномерно прогрелась;

4) далее следует нагревать только ту часть пробирки, где находятся вещества, при этом пробирку удерживать в слегка наклонном положении;

5) открытый конец пробирки следует отводить от себя и других лиц;

6) после нагревания жидкости пробиркодержатель с пробиркой поместить в штатив для пробирок;

7) фитиль спиртовки закрыть колпачком.

9. Если реактивы попали на рабочий стол, их удаляют с поверхности стола с помощью салфетки.

10. Если реактив попал на кожу или одежду, необходимо незамедлительно обратиться за помощью к эксперту-экзаменатору.

11. Вы готовы к выполнению эксперимента. Поднимите руку и пригласите организатора в аудитории, который пригласит экспертов-экзаменаторов для оценивания проводимого вами эксперимента.

12. Начинайте выполнять опыт. Записывайте в черновике свои наблюдения за изменениями, происходящими с веществами в ходе реакций.

Внимание: в случае ухудшения самочувствия перед началом опытов или во время их выполнения обязательно сообщите об этом организатору в аудитории.

13. Вы завершили эксперимент. Подробно опишите наблюдаемые изменения, которые происходили с веществами в каждой из двух проведённых вами реакций. Сделайте вывод о химических свойствах реагентов (кислотно-основных, окислительно-восстановительных) и классификационных признаках реакций.

Образцы экспериментальных заданий

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Приступайте к выполнению экспериментальных заданий после выполнения всех предыдущих заданий. Прочитайте текст и выполните задания. Непосредственно эксперимент выполняйте только под наблюдением эксперта-экзаменатора.

1А. Вам выдан раствор хлорида магния, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: сера, растворы серной кислоты, гидроксида калия, хлорида бария, нитрата серебра.

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

1Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства хлорида магния.

2А. Вам выдан раствор хлорида аммония, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: цинк, растворы серной кислоты, гидроксида калия, хлорида магния, нитрата серебра.

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

2Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства хлорида аммония.

3А. Вам выдан раствор сульфата железа(II), с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: медь, растворы азотной кислоты, гидроксида натрия, хлорида бария, нитрата калия.

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

3Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства сульфата железа(II).

4А. Вам выдан раствор гидроксида калия, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: алюминий, растворы гидроксида натрия, нитрата калия, хлорида железа(III).

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

4Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства гидроксида калия.

5А. Вам выдан раствор гидроксида калия, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: оксид фосфора(V), растворы гидроксида натрия, нитрата бария, медного купороса.

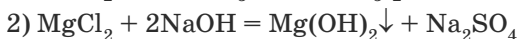
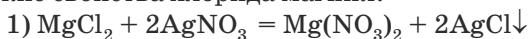
Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

5Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства гидроксида калия.

Ответы к экспериментальным заданиям

1А.

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства хлорида магния:



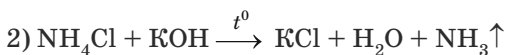
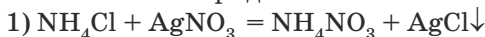
Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — выпадение белого творожистого осадка.

4) Для второй реакции — выпадение белого аморфного осадка.

2А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства хлорида аммония:



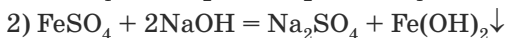
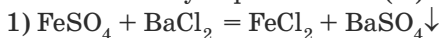
Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — выпадение белого творожистого осадка.

4) Для второй реакции — выделение бесцветного газа с резким запахом.

3А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства сульфата железа(II):



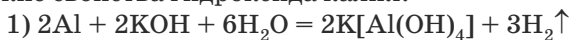
Указаны признаки протекания реакций:

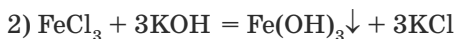
3) Для первой реакции — выпадение белого осадка

4) Для второй реакции — выделение зеленоватого, быстро темнеющего осадка.

4А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства гидроксида калия:





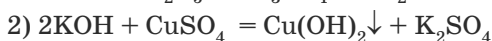
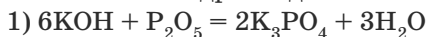
Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — растворение алюминия и выделение бесцветного газа.

4) Для второй реакции — выпадение бурого осадка.

5А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства гидроксида калия:



Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — растворение оксида фосфора и выделение теплоты.

4) Для второй реакции — выпадение голубого осадка.

Критерии оценивания экспериментального задания 1Б

<p>Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)</p>	<p>Баллы</p>
<p>Проведены запланированные опыты, подтверждающие химические свойства сульфата магния:</p> <ul style="list-style-type: none"> • содержимое пробирки было разделено на две части для проведения опытов; • к одной части был добавлен раствор нитрата серебра; • к другой части добавлен раствор гидроксида натрия. <p>При этом при выполнении каждого из действий были соблюдены правила безопасного обращения с веществами и оборудованием: переливания реактивов; отбора и смешивания реактивов</p>	

Окончание табл.

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Эксперимент проведён верно, с соблюдением правил техники безопасности	2
Эксперимент проведён верно, но были несуще- ственно нарушены правила техники безопасно- сти при отборе веществ или смешивании	1
Эксперимент проведён неверно и/или были существенно нарушены правила техники безо- пасности	0
Максимальный балл	2
<i>При существенном нарушении правил техники безопасности эксперт-наблюдатель обязан прекратить выполнение эксперимента учащимся</i>	

ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ

1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д.И. Менделеева

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
3	1	3	3	1	4	2	2	3	3
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	3	3	2	3	3	2	2	2	1
21	22	23	24						
4	1	4661	4364						

1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл порядкового номера химического элемента

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	2	4	3	1	3	4	3	1	1
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	3	1	3	1	4	4	1	1	4
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
3	2	1	1	2	4	24	12	14	13
31	32	33	34	35	36	37			
24	12	34	13	13	34	12			

1.3. Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	2	3	3	1	3	2	4	2	1
11	12	13	14						
4	1	2	2						

1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	2	1	4	2	3	3	2	3	2
11	12	13	14	15	16	17	18		
4	2	2	3	3	2	3	4		

Приложения

**Таблица растворимости неорганических веществ
в воде (при комнатной температуре)**

Ионы	Br^-	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	SiO_3^{2-}
Ag^+	н	м	н	н	р	н	р	—	н	н	м	м	н
Al^{3+}	р	+	—	р	м	р	р	н	н	+	—	р	н
Ba^{2+}	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	м	н	н
Ca^{2+}	р	р	н	р	н	р	р	м	н	+	м	м	н
Cr^{3+}	р	+	—	р	м	р	р	н	н	+	—	р	н
Cu^{2+}	р	р	+	р	р	—	р	н	н	н	н	р	н
Fe^{2+}	р	р	н	р	м	р	р	н	н	н	м	р	н
Fe^{3+}	р	—	—	р	н	—	р	н	н	—	—	р	н
Hg^{2+}	м	р	—	р	+	н	р	—	н	н	—	+	н
K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li^+	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р	р	р
Mg^{2+}	р	р	м	р	н	р	р	н	н	+	м	р	н
Mn^{2+}	р	р	н	р	р	р	р	н	н	н	н	р	н
NH_4^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Pb^{2+}	м	р	н	м	м	н	р	н	н	н	н	н	н
Sn^{2+}	р	+	—	р	р	м	р	н	н	н	н	р	н
Sr^{2+}	р	р	н	р	н	р	р	р	н	р	н	н	н
Zn^{2+}	р	р	н	р	м	р	р	н	н	н	м	р	н

Обозначения:

- р — хорошо растворимый,
- м — малорастворимый,
- н — практически нерастворимый,
- +
- полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора,
- — не существует.

Электроотрицательность s- и p-элементов

Период	Группа						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2,10						
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,47	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83
4	K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74
5	Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21

Электрохимический ряд напряжений металлов

Усиление восстановительной активности металлов



Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Ni

Li⁺ K⁺ Ba²⁺ Ca²⁺ Na⁺ Mg²⁺ Al³⁺ Mn²⁺ Cr²⁺ Zn²⁺ Fe²⁺ Ni²⁺



Усиление окислительной способности ионов

Усиление восстановительной активности металлов



Sn Pb H₂ Bi Cu Ag Hg Au

Sn²⁺ Pb²⁺ H⁺ Bi³⁺ Cu²⁺ Ag⁺ Hg²⁺ Au³⁺



Усиление окислительной способности ионов

Некоторые важнейшие физические постоянные

Константа		Значение
Газовая постоянная	R	$8,3144 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$
Атомная единица массы	$a.е.м.$	$1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Элементарный заряд	\bar{e}	$1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Масса покоя электрона	m_e	$9,10953 \cdot 10^{-31} \text{ кг} =$ $= 5,48580 \cdot 10^{-4} \text{ а.е.м.}$
Масса покоя протона	m_p	$1,67264 \cdot 10^{-27} \text{ кг} =$ $= 1,007276 \text{ а.е.м.}$
Масса покоя нейтрона	m_n	$1,67495 \cdot 10^{-27} \text{ кг} =$ $= 1,008665 \text{ а.е.м.}$
Постоянная Авогадро	N_A	$6,02204 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Скорость света в вакууме	c	$2,9979 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$
Число Фарадея	F	$96485 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Молярный объём идеально-го газа при ст. усл.	V_m	$22,414 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}$
Стандартное давление	p_0	$101325 \text{ Па} =$ $= 760 \text{ мм рт. ст.}$
Нормальная температура	T_0	$273,15 \text{ К}$

Приставки при образовании кратных и дольных единиц

Наименование	Русское обозначение	Множитель	Наименование	Русское обозначение	Множитель
Гига	Г	10^9	деци	д	10^{-1}
Мега	М	10^6	санتي	с	10^{-2}
Кило	к	10^3	милли	м	10^{-3}
Гекто	г	10^2	микро	мк	10^{-6}

Электронные конфигурации атомов

Z	Элемент	Электронная конфигурация
1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2$
3	Li	$1s^2 2s^1$
4	Be	$1s^2 2s^2$
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
20	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
21	Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
22	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
23	V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
24	Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
25	Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
26	Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
27	Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
28	Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

Продолжение табл.

Z	Элемент	Электронная конфигурация
29	Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
30	Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
31	Ga	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
32	Ge	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
33	As	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
34	Se	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
35	Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
36	Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
38	Sr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
39	Y	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1 5s^2$
40	Zr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$
41	Nb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^4 5s^1$
42	Mo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$
43	Tc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2$
44	Ru	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$
45	Rh	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^8 5s^1$
46	Pd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$
47	Ag	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
48	Cd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$
49	In	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$
50	Sn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$
51	Sb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
52	Te	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$
53	I	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
54	Xe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
55	Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$
56	Ba	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$

Z	Элемент	Электронная конфигурация
57	La	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
58	Ce	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^2 5s^2 5p^6 6s^2$
59	Pr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^3 5s^2 5p^6 6s^2$
60	Nd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4 5s^2 5p^6 6s^2$
61	Pm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^5 5s^2 5p^6 6s^2$
62	Sm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^6 5s^2 5p^6 6s^2$
63	Eu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 6s^2$
64	Gd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
65	Tb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^8 5s^2 5p^6 6s^2$
66	Dy	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$
67	Ho	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{11} 5s^2 5p^6 6s^2$
68	Er	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{12} 5s^2 5p^6 6s^2$
69	Tm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{13} 5s^2 5p^6 6s^2$
70	Yb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 6s^2$
71	Lu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
72	Hf	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^2 6s^2$
73	Ta	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^3 6s^2$
74	W	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$
75	Re	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^5 6s^2$
76	Os	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$
77	Ir	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^7 6s^2$
78	Pt	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^9 6s^1$
79	Au	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^1$
80	Hg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$
81	Tl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$
82	Pb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$

Продолжение табл.

Z	Элемент	Электронная конфигурация
83	Bi	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$
84	Po	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^4$
85	At	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$
86	Rn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$
87	Fr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$
88	Ra	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$
89	Ac	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^{17} s^2$
90	Th	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^{27} s^2$
91	Pa	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^2 6s^2 6p^6 6d^{17} s^2$
92	U	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^3 6s^2 6p^6 6d^{17} s^2$
93	Np	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^4 6s^2 6p^6 6d^{17} s^2$
94	Pu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^6 6s^2 6p^6 7s^2$
95	Am	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^7 6s^2 6p^6 7s^2$
96	Cm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^8 6s^2 6p^6 6d^{17} s^2$
97	Bk	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^9 6s^2 6p^6 7s^2$
98	Cf	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$

Окончание табл.

Z	Элемент	Электронная конфигурация
99	Es	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{11} 6s^2 6p^6 7s^2$
100	Fm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{12} 6s^2 6p^6 7s^2$
101	Md	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{13} 6s^2 6p^6 7s^2$
102	No	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 7s^2$
103	Lr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{17} 7s^2$
104	Rf	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{27} 7s^2$
105	Db	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{37} 7s^2$
106	Sg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{47} 7s^2$
107	Bh	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{57} 7s^2$
108	Hs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{67} 7s^2$
109	Mt	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{77} 7s^2$
110	Ds	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{97} 7s^1$
111	Rg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{107} 7s^1$

Важнейшие кислотно-основные индикаторы

Выполняя лабораторные работы по химии, вы использовали такие индикаторы, как лакмус, фенолфталеин и метилоранж. Однако есть и другие кислотно-основные индикаторы, с помощью которых можно определять среду раствора. Ниже приведены некоторые из них, с указанием изменения окраски и величины pH, при которой это изменение происходит.

Название индикатора	pH перехода	Изменение окраски
Тимоловый синий	1,2 – 2,8	красная – жёлтая
Метилловый фиолетовый	2,0 – 3,0	синяя – фиолетовая
Метилловый жёлтый	2,9 – 4,0	красная – жёлтая
Бромфеноловый синий	3,0 – 4,6	жёлтая – синяя
Конго красный	3,0 – 5,2	сине-фиолетовая – красная
Метилловый оранжевый	3,1 – 4,4	красная – оранжево-жёлтая
Метилловый красный	4,4 – 6,2	красная – жёлтая
Лакмус	4,4 – 6,4	красная – синяя
Бромтимоловый синий	6,0 – 7,6	жёлтая – синяя
Феноловый красный	6,8 – 8,0	жёлтая – красная
Крезоловый пурпурный	7,6 – 9,2	жёлтая – пурпурная
Тимоловый синий	8,0 – 9,6	жёлтая – синяя
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	бесцв. – пурпурная
Тимолфталеин	9,4 – 10,6	бесцв. – синяя
Малахитовый зелёный	11,5 – 13,2	голубовато-зелёная – бесцв.
Индигокармин	11,6 – 14,0	синяя – жёлтая

Геометрическое строение неорганических частиц

В курсе химии доказывается, что строение молекул и их свойства взаимосвязаны. Вот почему при изучении химии следует уделять внимание геометрическому строению изучаемых частиц. В следующей таблице указана геометрия молекул и ионов, изучаемых в курсе основной школы.

Геометрия		Примеры молекул и ионов
Линейная	$B-A-D$	BeF_2 , BeH_2 , $MgCl_2$, CO_2 , N_2O , NO^{2+} , N_3^-
Угловая	$\begin{array}{c} A \\ \diagup \quad \diagdown \\ B \quad B \end{array}$	H_2O , $SnCl_2$, H_2S , OF_2 , SO_2 , NO_2 , NO_2^- , ClO_2^-
Плоская треугольная	$\begin{array}{c} B \\ \\ A \\ \diagup \quad \diagdown \\ B \quad B \end{array}$	SO_3 , NO_3^- , CO_3^{2-} , $COCl_2$, CH_3^+ , BF_3 , BH_3 , BO_3^{3-}
Треугольно- пирамидальная	$\begin{array}{c} A \\ \diagup \quad \diagdown \quad \diagdown \\ B \quad B \quad B \end{array}$	NH_3 , PH_3 , H_3O^+ , SO_3^{2-} , ClO_3^-
Тетраэдри- ческая	$\begin{array}{c} B \\ \\ A \\ \diagup \quad \diagdown \quad \diagdown \\ B \quad B \quad B \end{array}$	CH_4 , CCl_4 , NH_4^+ , PH_4^+ , PF_4^+ , BF_4^- , $[AlF_4]^-$, $[Al(OH)_4]^-$, PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , ClO_4^- , SiO_4^{4-}
Октаэдрическая	$\begin{array}{c} B \\ \\ B-A-B \\ \\ B \end{array}$	SF_6 , $[AlF_6]^{3-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$

Основные сведения по истории химии

Ниже приведены основные сведения по истории химии, которые помогут вам лучше понять, осмыслить и усвоить химическую науку. Обзор содержит сводку важнейших открытий в химии с древнейших времён до 1940 г. — именно в этом году учёные смогли синтезировать нептуний, первый трансурановый элемент.

Около 450 г. до н.э. Эмпедокл высказал мысль, что все вещи состоят из четырёх основных элементов: земли, воздуха, огня и воды, которые, взаимодействуя между собой, приводят к появлению бесконечного разнообразия окружающих нас веществ.

Около 440 г. до н.э. Левкипп и Демокрит предложили атомную гипотезу, согласно которой всё вокруг построено из мельчайших невидимых частиц — атомов.

Около 360 г. до н.э. Платон вводит термин «элемент» («стихия») и ведёт дискуссию про состав неживых и живых тел. В частности, Платон говорит, что мельчайшие частички каждого «элемента» имеют свою специфическую геометрическую форму.

Около 350 г. до н.э. Аристотель, развивая мысли Эмпедокла, предлагает идею о том, что все вещества являются комбинацией материи и формы. Он создаёт теорию пяти элементов: огня, воды, земли, воздуха и эфира. В западном мире эта теория была общепринятой на протяжении более 1000 лет.

Около 50 г. до н.э. Лукреций публикует свою поэму «О природе вещей», в которой содержится поэтическое описание идей древнегреческого атомизма.

Около 300 г. н.э. Зосима из Панополиса пишет самую старую из известных книг по алхимии, известную нам как «Энциклопедия Зосимы».

Около 815 г. Джабир ибн Хайян (известный также как Гебер), арабский алхимик, описал множество кислот (включая соляную, азотную, лимонную и уксусную). Его экспериментальный подход был основан на лаборатор-

ных исследованиях, что значительно отличалось от подхода его предшественников — древнегреческих и древнеегипетских алхимиков, чьи методы были чаще всего абстрактными, аллегорическими и путанными.

Около 900 г. Мухаммад ар-Рази (известный также как Разес), персидский химик, написал несколько трактатов по химии, содержавших описание дистилляции и экстракции. Он также разработал методы получения серной кислоты и экспериментально опроверг теорию Аристотеля про четыре классических элемента (стихии).

Около 1000 г. Аль-Бируни и Авиценна, персидские химики, ещё раз опровергли алхимические превращения и существование философского камня.

1267 г. Роджер Бэкон опубликовал сочинение («Opus Majus»), в котором среди других вещей содержится описание экспериментов с порохом и предложена ранняя форма научного метода.

Около 1530 г. Парацельс развивает учение о ятрохимии (медицинской химии), которая посвящена продлению жизни человека и которая стала основой для современной фармакологии.

1597 г. Андреас Либавий опубликовал прообраз химического учебника — книгу «Алхимия».

1605 г. Сэр Френсис Бэкон опубликовал книгу, в которой была изложена суть того, что позже стало называться «научным методом познания».

1615 г. Жан Бегуин опубликовал книгу «Tyrocinium Chymicum», по сути — учебник химии, в котором впервые было написано уравнение химической реакции.

1648 г. В книге «Ortus medicinae» Яна Баптиста ван Гельмонта приведены результаты множества химических экспериментов, в том числе и по исследованию газов. Ван Гельмонт впервые ввёл в химию термин «газ» (от нидерл. *gas*, восходит к др.-греч. *χάος*).

1660 г. Роберт Бойль публикует книгу «Химик-скептик» (The Sceptical Chymist) — трактат о различиях

между химией и алхимией. Книга также содержит идеи про атомы, молекулы и химические реакции. Именно эта книга считается началом современной химии.

1766 г. Генри Кавендиш открывает водород как газ без цвета и запаха, который образует с воздухом взрывоопасные смеси.

1773–1774 г.г. Карл Вильгельм Шееле и Джозеф Пристли, независимо друг от друга, открывают кислород. Пристли называет его «дефлогистированный воздух», а Шееле — «горящий воздух».

1778 г. Антуан-Лоран Лавуазье предложил название «кислород» и описал его важную роль в горении.

1787 г. Лавуазье опубликовал книгу *«Методы номенклатуры в химии»* — первую систему химической номенклатуры.

1789 г. Лавуазье публикует *«Элементарный трактат по химии»* — первый современный учебник химии, который включал первое описание закона сохранения массы, содержал основы стехиометрии и точных расчётов в химическом анализе.

1797 г. Жозеф Пруст открыл закон постоянства состава, который утверждает, что каждое вещество, независимо от способа получения, имеет один и тот же состав и одни и те же свойства.

1805 г. Жозеф Гей-Люссак показал, что вода образуется из двух объёмов водорода и одного объёма кислорода.

1808 г. Гей-Люссак описал и исследовал некоторые химические и физические свойства воздуха и других газов, экспериментально доказал законы Бойля—Мариотта и Шарля и показал взаимосвязь между плотностью и молекулярной массой газов.

1808 г. Джон Дальтон опубликовал *«Новую систему химической философии»* — книгу, которая содержала первое современное научное описание атомистической теории и полноценную формулировку закона кратных отношений.

1811 г. Амедео Авогадро открыл закон, согласно которому одинаковые объёмы различных газов при одинаковом давлении и температуре содержат одно и то же количество молекул.

1811 г. Русский химик Константин Кирхгоф открыл реакцию превращения крахмала в глюкозу в присутствии кислоты, количество которой в ходе реакции существенно не уменьшается. Тем самым было открыто явление катализа. Термин «катализатор» предложил Берцелиус в 1835 г.

1814 г. Йёнс-Якоб Берцелиус предложил систему символов химических элементов, основанную на обозначении элементов одной или двумя буквами латинского названия элемента.

1825 г. Фридрих Вёлер и Юстус Либих провели первое подтверждённое исследование и описание изомеров (название дал Берцелиус) на примере циановой и фульминовой кислот.

1827 г. Уильям Праут классифицировал биомолекулы на современные группы: углеводы, белки и липиды.

1828 г. Фридрих Вёлер синтезировал мочевины, показав таким образом, что органические соединения могут быть синтезированы из неорганических веществ.

1840 г. Герман Гесс открыл основной закон термохимии, согласно которому изменение энергии в химическом процессе зависит только от состояния реагентов и продуктов и не зависит от пути, по которому проходит реакция между этими веществами.

1847 г. Адольф Кольбе синтезировал уксусную кислоту из неорганических веществ, окончательно опровергнув теорию витализма.

1849 г. Луи Пастер показал, что рацемат винной кислоты является смесью право- и левовращающей винных кислот, тем самым объяснив природу оптического вращения и внося вклад в развитие стереохимии.

1856 г. Сэр Уильям Перкин синтезировал мовеин — первый синтетический краситель. Он был получен как

случайный побочный продукт при попытке синтеза хинина из каменноугольной смолы. Это исследование стало началом промышленного производства синтетических красителей — одной из главных областей промышленной химии.

1857 г. Фридрих Август Кекуле высказал предположение, что углерод в органических соединениях четырёхвалентный, т.е. формирует всегда четыре химических связи.

1859–1860 г.г. Густав Кирхгоф и Роберт Бунзен изобрели спектроскоп и заложили основы спектрального химического анализа, что позволило им открыть цезий и рубидий.

1860 г. Станислао Каниццарро составил таблицу атомных масс и представил её в 1860 г. на химическом конгрессе в Карлсруэ, закрыв тем самым споры про различия в атомных и молекулярных массах. Это позволило Менделееву начать работу над Периодической системой.

1861 г. Александр Михайлович Бутлеров 19 сентября 1861 г. в докладе «О химическом строении веществ» на химической секции Съезда немецких естествоиспытателей и врачей в Шпейере впервые ввёл термин «химическое строение». В том же докладе он заложил основы классической теории химического строения органических соединений.

1864 г. Като Гульдберг и Петер Вааге, опираясь на идеи Бертолле и Н. Бекетова, предложили закон действующих масс.

1865 г. Йоганн Лошмидт определил точное количество молекул в одном моле, которое позже было названо числом Авогадро.

1865 г. Фридрих Август Кекуле предложил структуру бензола, как кольца из шести атомов углерода с чередующимися одинарными и двойными связями.

1865 г. Адольф Байер начал работу над синтезом красителя индиго: его исследования изменили методы органического синтеза и сделали переворот в производстве синтетических красителей.

1869 г. Дмитрий Иванович Менделеев открыл Периодический закон и опубликовал первый вариант Периодической системы элементов. Менделеев не просто констатировал наличие взаимосвязи между атомными весами и свойствами элементов, но взял на себя смелость предсказать свойства нескольких неоткрытых ещё элементов. После того, как предсказания Менделеева блестяще подтвердились, Периодический закон стал считаться одним из фундаментальных законов природы.

1873 г. Якоб Вант-Гофф и Жозеф Ле Бель, независимо друг от друга создали тетраэдрическую модель атома углерода. Эта модель объяснила, в частности, результаты экспериментов Пастера по изучению оптических изомеров.

1884 г. Анри Ле Шателье предложил принцип, описывающий изменение химического равновесия в ответ на внешнее воздействие.

1887 г. Создание классической теории электролитической диссоциации Сванте Аррениусом и Вильгельмом Оствальдом.

1893 г. Швейцарский химик Альфред Вернер опубликовал статью «О строении неорганических соединений», в которой изложил основные положения созданной им координационной теории. Тем самым А.Вернер положил начало химии комплексных соединений.

1894–1898 г.г. Уильям Рамзай с сотрудниками открыл инертные газы, что позволило заполнить последние пропуски в Периодической системе элементов.

1897 г. Джозеф Томсон открыл электрон.

1898 г. Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри из урановой руды выделили элементы радий и полоний.

1903 г. Михаил Семёнович Цвет заложил основы хроматографии — важнейшего аналитического метода.

1905 г. Фриц Габер и Карл Бош разработали процесс получения аммиака из азота и водорода. Это стало стимулом к развитию промышленной химии и повлияло на производство удобрений и взрывчатых веществ.

1907 г. Лео Бакеланд изобрел бакелит, одну из первых коммерческих пластмасс.

1911 г. Антониус Ван дер Брук высказал идею, что положение элемента в Периодической системе обуславливается не столько его атомной массой, сколько зарядом его ядра.

1913 г. Генри Мозли установил, что заряд ядра атома равен атомному номеру элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева.

1916 г. Гильберт Льюис опубликовал книгу «Атом и молекула», в которой заложил основы теории валентных связей (правило октета).

1932 г. Лайнус Полинг и Роберт Малликен разработали концепцию электроотрицательности и оценили электроотрицательность различных элементов.

1937 г. Карло Перье и Эмилио Сегре выделили первый искусственно синтезированный элемент — технеций, заполнив этим одно из пустых мест в Периодической системе.

1940 г. Эдвин Макмиллан и Филипп Абельсон открыли нептуний — первый искусственно полученный трансурановый элемент.

Медведев Юрий Николаевич
ХИМИЯ

**Раздел «Периодический закон
и Периодическая система Д.И. Менделеева»
на основном государственном экзамене**

Редакция «Образовательные проекты»

Ответственный редактор *Е.Н. Маталина*

Корректор *О.С. Ковальчук*

Компьютерная вёрстка *С.А. Смоленский*

Подписано в печать 01.06.2019. Формат 84×108 ¹/₃₂. Усл. печ. л. 5,04.

Гарнитуры SchoolBook. Бумага газетная пухлая.

Тираж 3000 экз. Заказ №

Произведено в Российской Федерации
Изготовлено в 2019 г. Изготовитель: ООО «Издательство АСТ»
Общероссийский классификатор продукции ОК-034-2014
(КПЕС 2008); 58.11.1 — книги, брошюры печатные

ООО «Издательство АСТ». 129085, г. Москва, Звёздный бульвар,
дом 21, строение 1, комната 705, пом. I, 7 этаж

Наш электронный адрес: www.ast.ru; e-mail: stelliferovski@ast.ru
www.book24.ru

«Баспа Аста» деген ООО
129085, Мәскеу қ., Звёздный бульвары, 21-үй, 1-құрылыс, 705-бөлме, I жай, 7-қабат
Біздің электрондық мекенжайымыз: www.ast.ru
E-mail: stelliferovski@ast.ru

Интернет-магазин: www.book24.ru Интернет-дүкен: www.book24.kz

Импортер в Республику Казахстан и Представитель по приему претензий
в Республике Казахстан — ТОО РДЦ Алматы, г. Алматы.
Қазақстан Республикасында дистрибьютор және өнім бойынша арыз-талаптарды
қабылдаушының өкілі «РДЦ-Алматы» ЖШС, Алматы қ., Домбровский көш., 3«а»,
литер Б, офис 1. Тел.: 8(727) 2 51 59 89,90,91,92, факс: 8 (727) 251 58 12 вн. 107;
E-mail: RDC-Almaty@eksmo.kz

Тауар белгісі: «АСТ». Өндірілген жылы: 2019

Өнімнің жарамдылық мерзімі шектелмеген.

Өндірген мемлекет: Ресей. Сертификация қарастырылмаған



По вопросам приобретения книг обращаться по адресу: 123317, г. Москва.
Пресненская наб., д. 6, стр. 2, Деловой комплекс «Империя», а/я № 5

ГОСУДАРСТВЕННАЯ ИТОГОВАЯ АТТЕСТАЦИЯ **ОГЭ**

Цель пособия — помочь учащимся 9-х классов в кратчайшие сроки эффективно подготовиться по темам раздела «Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева», которые раскрываются в ряде заданий основного государственного экзамена по химии.

Темы справочника соответствуют современному кодификатору элементов содержания по данному разделу предмета, на основе которого формируются контрольные измерительные материалы (КИМы) основного государственного экзамена (ОГЭ).

Пособие включает теоретический материал, соответствующий современным образовательным стандартам и программам, необходимый для написания вариантов ОГЭ, а также значительное количество разобранных примеров, иллюстрирующих основные методы и приёмы выполнения заданий. Теоретический материал изложен в краткой и доступной форме.

В конце пособия приводятся ответы к предлагаемым заданиям. Работа со справочником позволит в короткий срок повторить и закрепить материал раздела «Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева», оценить уровень полученных знаний, потренироваться в решении типовых экзаменационных заданий.



ISBN 978-5-17-116160-6



9 785171 161606

WWW.AST.RU