

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 18.05.2026 09:35:37
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе
О.Г. Локтионова
«28» 05 2024 г.
(ЮЗГУ)



СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Методические указания для самостоятельной работы студентов
технических (нехимических) направлений подготовки

УДК 547

Составители: Е.А. Фатьянова, И.В. Савенкова

Рецензент

Кандидат педагогических наук *С.Д. Пожидаева*

Строение электронной оболочки атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева: Методические указания для самостоятельной работы студентов технических (нехимических) направлений подготовки/ Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: Е.А. Фатьянова. - Курск, 2024. – 27с. – Библиогр.: с. 19.

Содержат методические материалы, позволяющие освоить материал по теме методического указания. Содержат теоретический материал, вопросы для самопроверки и индивидуальные задания. Приводятся разобранные примеры заданий.

Методические указания могут быть использованы студентами для самостоятельной работы.

Методические указания предназначены для студентов технических (нехимических) направлений подготовки.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать . Формат 60*84 1/16.

Усл.печ.л. . Уч.-изд. л. . Тираж 100 экз. Заказ 108. Бесплатно.

Юго-Западный государственный университет.

305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Строение электронной оболочки атома	4
Порядок заполнения энергетических уровней, подуровней и орбиталей	9
Периодический закон в свете строения электронной оболочки атома	12
Структура периодической системы элементов	14
Периодичность свойств химических элементов	16
Вопросы для самопроверки	18
Список рекомендуемой литературы	19
Индивидуальные задания	19
Приложение А	24
Приложение Б	25
Приложение В	26
Приложение Г	27

Введение

Данные методические указания предназначены для самостоятельного изучения материала по теме «Строение электронной оболочки атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева» студентами технических (нехимических) направлений подготовки.

В указаниях разбирается теоретический материал по теме «Строение электронной оболочки атома. Периодический закон. периодическая система химических элементов». Рассматриваются примеры заданий. Все это позволяет студентам полноценно освоить материал темы.

В методических указаниях приводятся задания, рекомендуемые для самостоятельного выполнения. Приводится список рекомендуемой литературы.

Цель методических указаний - ознакомить студентов с особенностями строения электронной оболочки атома, порядком заполнения ее электронами, рассматривается связь между структурой электронной оболочки и свойствами атомов элементов, простых и сложных веществ. Рассматриваются особенности строения периодической системы, изменение свойств по системе.

Материал обучающей программы разбит на 4 разделов, приведен разбор типовых примеров, варианты индивидуальных заданий.

СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА

Состояние электрона в атоме описывается с помощью квантово-механической модели - электронного облака. *Электронное облако* графически отражает вероятность пребывания электрона в каждом участке электронной орбитали. Под *электронной орбиталью* следует понимать область пространства, где с определенной долей вероятности (около 90-95%) возможно пребывание электрона. Электронная орбиталь каждого электрона в атоме называется *атомной орбиталью (АО)*, в молекуле – *молекулярной орбиталью (МО)*. Полное описание состояния электронного облака осуществляется с помощью уравнения Шредингера. Решение этого уравнения, т.е. математическое описание орбитали, возможно лишь

при определенных дискретных (прерывных) значениях **квантовых чисел**. Различают **главное квантовое число (n)**, **орбитальное (побочное или азимутальное) квантовое число (l)**, **магнитное квантовое число (m или m_l)**, **спиновое квантовое число (s или m_s)**.

Главное квантовое число (n) определяет основной запас энергии электрона, т.е. степень его удаления от ядра или размер электронного облака (орбитали). Оно принимает любые целочисленные значения, начиная с единицы, $n = 1, 2, 3$ и т.д.. Для реально существующих атомов в основном состоянии $n = 1 \div 7$.

Состояние электрона, которое характеризуется определенным значением n , называется **энергетическим уровнем** электрона в атоме. Электроны, имеющие одинаковые значения n , образуют **электронные слои (электронные оболочки)**, которые можно обозначить и цифрами и буквами.

Значение главного квантового числа	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение электронного слоя	K	L	M	N	O	P	Q

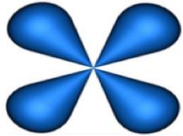
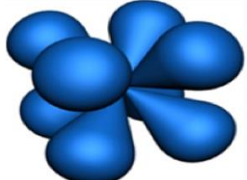
Наименьшее значение энергии соответствует $n = 1$, и электроны с $n = 1$ образуют ближайший к ядру атома электронный слой, они более прочно связаны с ядром.

Квадрат от главного квантового числа (n^2) соответствует числу атомных орбиталей, удвоенный квадрат от главного квантового числа ($2n^2$) - максимальному числу электронов в пределах энергетического уровня.

Номер энергетического уровня	Значение главного квантового числа (n^2)	Число атомных орбиталей в пределах уровня (n^2)	Максимальное количество электронов на уровне ($2n^2$)
1	1	1	2
2	4	4	8
3	9	9	18
4	16	16	32

Орбитальное (побочное или азимутальное) квантовое число определяет орбитальный момент количества движения электрона и характеризует форму электронного облака. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $(n-1)$. Для реально существующих атомов в основном состоянии l принимает значение 0, 1, 2 и 3.

Каждому значению l соответствует электронное облако особой формы. При $l=0$ электронное облако имеет сферическую форму (s-орбиталь). Значению $l=1$ соответствует электронное облако, имеющее форму гантели (p-орбиталь). Более сложные формы у d- и f-орбиталей ($l=2$, $l=3$).

Значение орбитального числа	Обозначение АО	Форма электронного облака
0	s	
1	p	
2	d	
3	f	

Состояние электрона в атоме, характеризующееся определенным набором квантовых чисел n и l , называется **энергетическим подуровнем**. Таким образом, электроны, у которых совпадают значения главного и орбитального квантовых чисел, составляют один энергетический подуровень. Такое состояние электрона, соответствующее определённым значениям n и l (тип орбитали), записывается в виде сочетания цифрового обозначения n и буквенного l , например 4p - ($n = 4$; $l = 1$); 5d- ($n = 5$; $l = 2$).

Каждому главному квантовому числу соответствует определенное число значений орбитального квантового числа, т.е. энергетический уровень представляет собой совокупность энергетических подуровней. Число энергетических подуровней каждого элек-

тронного слоя равно номеру слоя, т.е. значению главного квантового числа. Так первому энергетическому уровню ($n=1$) соответствуют один подуровень-s; второму ($n=2$) – два подуровня s и p; третьему ($n=3$) – три подуровня s, p, d; четвертому ($n=4$) – четыре подуровня s, p, d, f.

Номер энергетического уровня	Номер главного квантового числа	Значения орбитальных чисел на уровне	Энергетические подуровни на данном уровне
1	1	0	s
2	2	0, 1	sp
3	3	0,1,2	spd
4	4	0,1,2,3	spdf

Магнитное квантовое число определяет значение проекции орбитального момента количества движения электрона на произвольно выделенную ось, т.е. характеризует пространственную ориентацию электронного облака. Оно принимает все целочисленные значения от $-l$ до $+l$, в том числе значение 0.

Так, при $l=0$ $m=0$. Это значит, что s- орбиталь имеет одинаковую ориентацию относительно трёх осей координат. При $l=1$ m может принимать три значения: -1; 0; +1. Это значит, что могут быть три p-орбитали с ориентацией по координатным осям x, y, z (рис. 1).

Количество атомных орбиталей в пределах данного энергетического уровня определяется по формуле $2l + 1$. S – состоянию соответствует одна орбиталь ($2 \cdot 0 + 1 = 1$), p- состоянию - три орбитали ($2 \cdot 1 + 1 = 3$), d-состоянию - пять орбиталей ($2 \cdot 2 + 1 = 5$), f-состоянию - семь орбиталей ($2 \cdot 3 + 1 = 7$).

Условно АО обозначают в виде энергетической ячейки/клетки:



Электрон, расположенный на АО, обозначается стрелочкой:



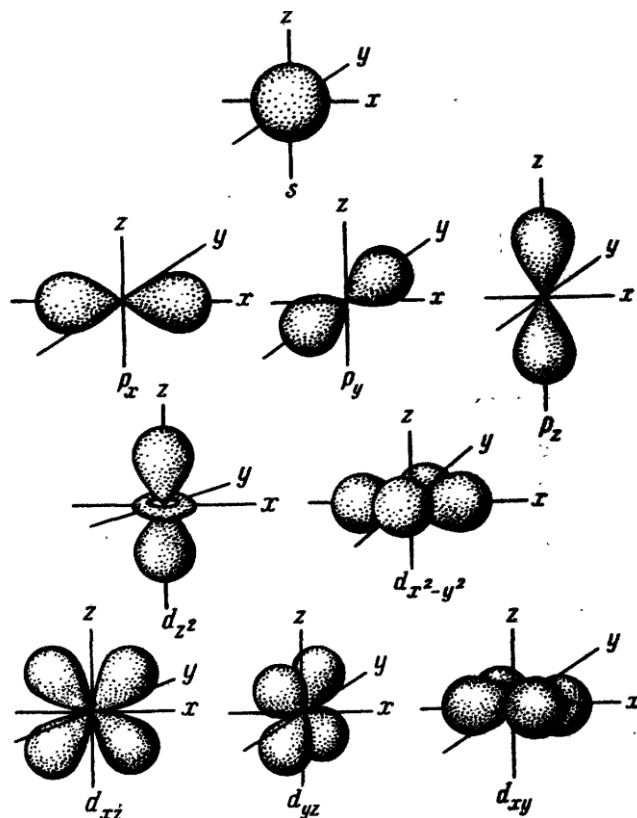


Рисунок 1 – Расположение атомных орбиталей в пространстве

Каждой атомной орбитали соответствует свое значение магнитного квантового числа. Значения проставляются от -1 до $+1$ через ноль, с шагом в единицу. Магнитные квантовые числа атомных орбиталей имеют значения:

- s-АО

--

0

- p-АО

--	--	--

$-1 \quad 0 \quad +1$

- d-АО

--	--	--	--	--

$-2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2$

- f-АО

--	--	--	--	--	--	--

$-3 \quad -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2 \quad +3$

Максимальное количество электронов в пределах одного подуровня определяется по формуле: $2(2l + 1)$. Например, на d- подуровне могут находиться не больше 14 электронов.

Таким образом, **атомная орбиталь** характеризуется определёнными значениями главного, орбитального и магнитного квантовых чисел.

Спиновое квантовое число $s(m_s)$ характеризует собственный магнитный момент движения электрона, связанный с вращением его вокруг своей оси. Оно имеет только два значения $-1/2$ и $+1/2$.

ПОРЯДОК ЗАПОЛНЕНИЯ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ УРОВНЕЙ, ПОДУРОВНЕ И ОРБИТАЛЕЙ

Принцип Паули: *в атоме не может быть двух электронов, у которых были бы одинаковыми все четыре квантовых числа.*

Согласно принципу Паули, на одной орбитали, характеризующейся определёнными значениями квантовых чисел n , l и m может находиться либо один электрон, либо два, но различающихся значением s .

Орбиталь с двумя электронами, спины которых антипараллельны (квантовая ячейка), схематически можно изобразить так:

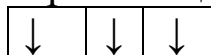


так:

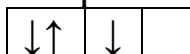
Электроны заполняют электронную оболочку согласно **принципу минимальной энергии**: *наиболее устойчивое состояние электрона в атоме соответствует минимально возможному значению его энергии.* То есть сначала заполняются орбитали с меньшим запасом энергии. АО s- подуровня обладают меньшей энергией, чем p-АО и т.д.

Правило Хунда: *в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальный.* Пример правильного и неправильного заполнения энергетического подуровня:

- правильное заполнение p-АО подуровня



- неправильное заполнение p-АО подуровня



Правило Клечковского: орбитали заполняются электронами в порядке возрастания их энергии, которая характеризуется суммой $(n + l)$. При этом, если сумма $(n + l)$ двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется орбиталь, у которой главное квантовое число меньше.

Определим последовательность заполнения 3d, 4s, 4p

	Энергетические подуровни		
	3d	4s	4p
n	3	4	4
l	2	0	1
n+l	5	4	4
Порядок за- полнения	2	1	3

Таким образом, заполняться электронами энергетические подуровни будут в следующем порядке: 4s3d4p.

Расположение электронов по слоям и орбиталям изображают в виде **электронных конфигураций**.

Итак, последовательность заполнения электронных энергетических подуровней в атоме:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

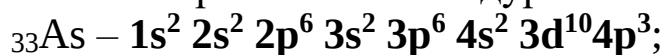
Существует два способа представления распределения электронов в атоме:

1. в виде формул электронных конфигураций, в которых верхний индекс указывает число электронов на данном подуровне, например, электронная конфигурация атома углерода $1s^2 2s^2 2p^2$.
2. в виде квантовых ячеек, в которых АО обозначается квадратом, а электрон стрелкой.

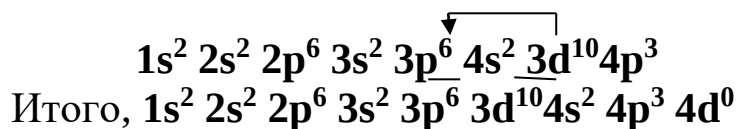
ПРИМЕР 1. Напишите электронную конфигурацию атома мышьяка и распределите электроны по квантовым ячейкам.

РЕШЕНИЕ: Сначала определяется общее количество электронов по порядковому номеру данного элемента в периодической системе. Порядковый номер атома мышьяка равен 33, значит, электронов также будет 33.

Затем на основании последовательности заполнения энергетических уровней и подуровней и учитывая максимальное количество электронов на энергетических подуровнях (на s – 2 электрона, p – 6 электронов, d – 10 электронов, f – 14 электронов), распределяем электроны по энергетическим подуровням:



Можно запись конфигурации оставить в указанном виде, однако при такой записи вероятность совершения ошибки при составлении возбужденных состояний возрастает. Лучшим вариантом будет перераспределение подуровней в последовательности их расположения в атоме:



Распределение электронов по квантовым ячейкам:

n = 4	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↓</td><td>↓</td><td>↓</td></tr></table>	↓	↓	↓	<table><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>					
↑↓												
↓	↓	↓										
n = 3	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓	<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
↑↓												
↑↓	↑↓	↑↓										
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓								
n = 2	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓	d					
↑↓												
↑↓	↑↓	↑↓										
n = 1	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	p									
↑↓												
	s											

Каждый электрон в атоме можно охарактеризовать с помощью набора квантовых чисел.

ПРИМЕР 2. Опишите состояние пятого электрона на 4f подуровне ($4f^5$) в атоме с помощью набора квантовых чисел.

РЕШЕНИЕ

Электрон находится на 4f-подуровне, цифра 4 показывает значение главного квантового числа $n = 4$, а f-подуровню соответствует орбитальное квантовое число 3, т.е. $l=3$. Магнитное квантовое число приобретает значения от $-l$ до $+l$, т.е. в данном примере

↓	↓	↓	↓	↓		
-3	-2	-1	0	+1	+2	+3

а пятый электрон попадает в магнитную квантовую ячейку с $m=+1$. Спиновое квантовое число $s = -1/2$.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН В СВЕТЕ СТРОЕНИЯ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА

Периодический закон был открыт в 1869 г. великим русским ученым Д.И. Менделеевым и сформулирован так:

свойства простых тел, а также свойства и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

До появления сведений о сложном строении атома основной характеристикой элемента служит атомный вес (относительная атомная масса). Развитие теории строения атома привело к установлению того факта, что главной характеристикой атома является положительный заряд его ядра. Поэтому в современной формулировке периодический закон гласит:

свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Заряд ядра, а также число протонов, число электронов равны порядковому номеру элемента. Количество нейтронов определяется как разница относительной атомной массы и порядкового номера.

В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электроном последним, различают четыре типа элементов.

У элементов главных подгрупп заполняются s- и p- орбитали последнего слоя. Элементы, в которых заполняются s-орбитали последнего слоя, называются **s-элементами**. Максимальное число электронов s-орбитали – два.

p-элементы – это элементы, в которых заполняются p-орбитали последнего слоя. Максимальное число электронов p-орбитали – шесть.

d-элементы – это элементы, в которых заполняются d-орбитали. Максимальное число электронов d-орбиталей – десять.

f-элементы – это элементы, в которых заполняются f-орбитали третьего снаружи слоя. Максимальное число электронов f-орбиталей – четырнадцать.

Валентные электроны – электроны, которые участвуют в образовании химической связи.

Валентные электроны атома в невозбужденном состоянии находятся: у *s-элементов* на s –подуровне внешнего энергетического уровня (ns); у *p-элементов* на s- и p – подуровнях внешнего энергетического уровня (nsnp); у *d-элементов* на s – подуровне внешнего энергетического уровня и d – подуровне предвнешнего энергетического уровня ((n-1)d ns); у *f-элементов* на s – подуровне внешнего энергетического уровня и f – подуровне пред-предвнешнего энергетического уровня ((n-2)f ns).

Элементы со сходной электронной конфигурацией внешних энергетических уровней обладают и сходными химическими свойствами. Такие элементы получили название электронных аналогов, например, все щелочные металлы (Li, Na, K и др.) являются электронными аналогами и имеют конфигурацию валентных электронов ns^1 .

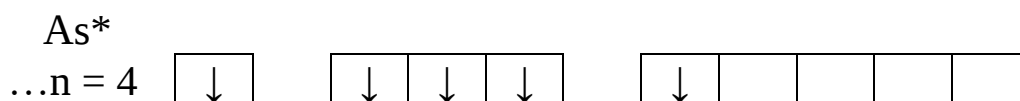
Электронная структура валентных электронов меняется в **возбужденном состоянии**, которое сопровождается распариванием электронных пар и переходом одного из электронов на свободную орбиталь того же энергетического уровня. Соответственно, в возбужденном состоянии увеличивается число неспаренных электронов, а значит спин-валентность, которая определяется количеством неспаренных валентных электронов в основном и возбужденном состояниях.

ПРИМЕР 3. Распределите валентные электроны мышьяка по квантовым ячейкам в основном и возбужденном состояниях. Определите спин-валентность этого элемента.

РЕШЕНИЕ

Распределение электронов по квантовым ячейкам в основном состоянии представлено в примере 1.

Распределение электронов по квантовым ячейкам в возбужденном состоянии:



Спин-валентность этого элемента равна III (основное состояние), V (возбужденное состояние).

СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Графические изображения периодического закона является таблица периодической системы элементов. Формы такого изображения различны. Их известно более 500, но наиболее широко используются три: 1) короткая, 8-клеточная; 2) полудлинная, 18-клеточная; 3) длиннопериодная, 32-клеточная. (см. приложения А, Б.)

Принципиальный подход к построению таблиц единый – элементы располагаются в порядке возрастания заряда ядер их атомов.

В вертикальных колонках, которые называются *группами*, объединены элементы, имеющие сходное электронное строение. В короткопериодном варианте таблицы всего 8 групп. Каждая группа состоит из главной и побочной группы. У элементов *главных подгрупп* заполняются s- и p-подуровни внешних энергетических уровней, электронные конфигурации которых являются основным фактором, определяющим химические свойства элементов. У элементов *побочных подгрупп* происходит заполнение внутренних (p-1)d- и (p-2)f-подуровней, а на внешнем энергетическом уровне (ns-подуровень) уже имеется один-два электрона. В короткопериодном варианте периодической системы элементы главных и побочных подгрупп располагаются в разных рядах. В полудлинном варианте отсутствуют побочные подгруппы, т.к. d-элементы занимают клетки между s- и p-элементами (см. приложение Б). Родство элементов, находящихся в разных подгруппах одной группы в полудлинном варианте, отражается в том, что соответствующим подгруппам даются одинаковые номера, но с разными буквами: главным – А, побочным – В. Таким образом, таблица этой формы содержит 16 групп. А и В - группы объединяют элементы в *семейства* электронных аналогов, имеющих сходство и электронной структуры, и химических свойств.

Такое же количество групп и в 32 – клеточном варианте, но, в отличие от двух предыдущих, f-элементы внесены в таблицу под общим названием «семейства».

Периодом в периодической системе называется последовательный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядер их атомов, электронная конфигурация внешнего энерге-

тического уровня которых изменяется от ns^1 до ns^2np^6 (для первого периода ns^1 и ns^2).

При этом номер периода совпадает со значением главного квантового числа n внешнего энергетического уровня.

Каждый из периодов, исключая первый, начинается типичным металлом (щелочным металлом) и заканчивается благородным (инертным) газом, которому предшествует неметалл. В периоде с увеличением заряда ядра атомов наблюдается постепенное изменение свойств от металлических к типично неметаллическим, что можно объяснить увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне.

Первые три периода содержат только s - и p -элементы. Четвёртый и последующие периоды включают в свой состав также элементы, у которых происходит заполнение d и f -подуровней соответствующих внутренних энергетических уровней. f -элементы объединяются в семейства, которые называются лантаноидами ($4f$ -элементы) и актиноидами ($5f$ -элементы).

В длиннопериодном варианте периодической системы отражается вся последовательность элементов в каждом периоде, в коротком и полудлинном вариантах лантаноиды и актиноиды вынесены за пределы таблицы.

Электронная теория строения атома объяснила структуру периодической системы элементов: число групп, подгрупп, периодов, число элементов в группах и периодах. Всё это доказывает, что периодическая система элементов Д. И. Менделеева отражает объективные связи, существующие в природе.

ПРИМЕР 4. Зная сокращённую электронную конфигурацию элемента - $...6s^24f^{14}5d^2$, определить его местоположение в периодической системе элементов. Определить, какой это элемент, написать его электронную конфигурацию.

РЕШЕНИЕ

1) Значением главного квантового числа n внешнего энергетического уровня совпадает с номером периода ПСЭ, следовательно, №периода = 6.

2) У элемента последним заполняется d -подуровень, значит элемент находится в побочной подгруппе и относится к d -семейству. № элемента в данном семействе равен 2.

3) У элементов побочных подгрупп с номером группы совпадает число электронов на внешнем и предвнешнем энергетическом уровне, следовательно, элемент находится в четвертой группе. Из всего выше сказанного следует, что искомым элементом является вольфрам – ${}_{74}\text{W}$.

4) Порядковый номер элемента равен 74, что соответствует количеству электронов в атоме.

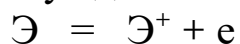
5) Напишем электронную конфигурацию элемента. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^2$.

ПЕРИОДИЧНОСТЬ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Поскольку электронная конфигурация атомов химических элементов изменяется периодически, то соответственно периодически изменяются и свойства элементов, определяемые их электронным строением. К таким свойствам относятся: *атомные и ионные радиусы (r)*, *энергия ионизации ($E_{\text{и}}$)* или *ионизационный потенциал (I)*, *сродство к электрону ($CЭ$)*, *электроотрицательность ($ЭО$)*.

Химическая активность элемента определяется его способностью терять или приобретать электроны. Количественно это оценивается с помощью энергии ионизации атома и его сродства к электрону.

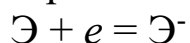
Первая энергия ионизации - энергия, необходимая для отрыва одного моля наиболее слабо связанных электронов от одного моля невозбужденных атомов какого-либо элемента для процесса



Энергия ионизации характеризует восстановительную способность элемента. Чем она меньше, тем легче удаляется электрон, тем сильнее восстановительные способности элемента. Энергия ионизации возрастает по периоду.

В одной и той же группе энергия ионизации уменьшается с увеличением порядкового номера элемента, что обусловлено увеличением размеров атомов.

Сродство к электрону. Энергетический эффект присоединения моля электронов к молю нейтральных атомов называется сродством к электрону. Например:



Сродство к электрону $CЭ$ количественно выражается в кДж/моль или электрон-Вольтах (эВ). Наибольшее значение сродства к электрону имеют галогены, кислород, сера, наименьшее и даже отрицательные значения её – элементы с электронной конфигурацией s^2 (He, Be, Mg, Zn), с полностью или наполовину заполненными p -оболочками (Ne, Ar, Kr, N, P, As).

Электроотрицательность $ЭО$ (χ) – условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны.

По Малликену электроотрицательность определяют как арифметическую сумму энергии ионизации и сродства к электрону, т.е. $ЭО = (I + CЭ)$.

За единицу электроотрицательности принята электроотрицательность лития ($ЭО = 536,0$ кДж/моль).

Для практической оценки этой способности атома введена условная относительная шкала электроотрицательностей (см. приложение В). По такой шкале наиболее электроотрицательным элементом является фтор, а наименее электроотрицательным – франций. В периоде с ростом порядкового номера элемента электроотрицательность возрастает, а в группе – убывает.

ПРИМЕР 5. Вычислите относительную электроотрицательность брома, если энергия ионизации брома равна $I = 1140,8$ кДж/моль, а сродство брома к электрону равно $CЭ = 3,54$ эВ/атом.

РЕШЕНИЕ

Так как $1 \text{ эВ} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$, то сродство брома к электрону равно $CЭ = 3,54 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 341,4$ кДж/моль

$ЭО = (I + CЭ)$, значит электроотрицательность брома равна $ЭО = 1140,8 + 341,4 = 1482,2$ кДж/моль. За единицу электроотрицательности принята электроотрицательность лития ($ЭО = 536,0$ кДж/моль), следовательно, относительная электроотрицательность брома равна $1482,2/536,0 = 2,8$.

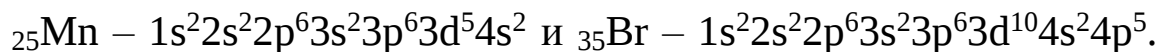
Все перечисленные параметры (атомные и ионные радиусы, энергия ионизации, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность) являются периодической функцией заряда ядра. Для элементов главных подгрупп эти параметры изменяются *по периоду* слева направо в направлении уменьшения радиуса атома и увеличения ионизационного потенциала, сродства

к электрону и электроотрицательности, т.е. уменьшения для элементов металлических и усиления неметаллических признаков. В пределах каждой *подгруппы* сверху вниз радиусы атомов увеличиваются и соответственно уменьшаются ионизационный потенциал, сродство к электрону и электроотрицательность, т.е. усиливаются металлические свойства простых веществ.

Изменение свойств элементов побочных подгрупп *по периодам и группам* имеет свои особенности. Заполнение *d*- и особенно *f*-подуровня экранирует внешний электронный слой от ядра, что приводит к сравнительно небольшому уменьшению радиуса атомов этих элементов и соответственно их свойства меняются не так резко по периоду, как свойства элементов главных подгрупп (см. приложение Г). Все они являются металлами и отрицательных степеней окисления не имеют.

ПРИМЕР 6. У какого из элементов четвертого периода марганца или брома - сильнее выражены восстановительные свойства? Дайте мотивированный ответ, рассмотрев строение атомов соответствующих элементов.

РЕШЕНИЕ



У атома марганца на внешнем энергетическом уровне находятся два электрона, которые легче отдать, чем принимать электроны на свободный *p*-подуровень. Поэтому марганец проявляет только восстановительные свойства и не может образовывать элементарные отрицательные ионы. У атома брома на внешнем энергетическом уровне находятся семь электронов, ему легче принять (до завершения *p*-подуровня) один электрон. Поэтому бром в большей степени будет проявлять свойства окислителя (по сравнению с марганцем).

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

1. Дайте понятие о двойственной природе электрона.
2. Что характеризуют квантовые числа? Каково соотношение между ними?
3. Принципы и правила, определяющие последовательность заполнения атомных орбиталей электронами (принцип Паули,

принцип минимальной энергии, правило Гунда, правило Клечковского).

4. Дайте понятие о «проскоке» электрона в атоме.

5. Что представляет собой электронная конфигурация (электронная формула) элемента?

6. Современная формулировка периодического закона и ее отличие от формулировки Д. И. Менделеева.

7. Структура периодической системы элементов (ПСЭ). Дайте понятия о периодах, группах и подгруппах ПСЭ.

8. Дайте понятие о периодичности свойств химических элементов.

9. Что характеризуют энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность? Как изменяются значения этих величин в ПСЭ.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Семенов, И.Н. Химия: учебник / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – 3-е изд. – Санкт-Петербург : Химиздат, 2020. – 656 с. : ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=599172>.

2. Вострикова, Н.М. Химия: учебное пособие / Н.М. Вострикова, Г.А. Королева ; Сибирский федеральный университет. – Красноярск : Сибирский федеральный университет (СФУ), 2016. – 136 с. : ил., табл., схем. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=497755>.

3. Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии : учебное пособие / [под ред. Н. В. Коровина]. - М. : Высшая школа, 2001. - 256 с.

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

ЗАДАНИЕ 1

Определите, какой заряд ядра и сколько электронов, протонов, нейтронов в атомах:

- 1) (а) олова,
- 2) (б) магния,

- 11) (л) бария,
- 12) (м) кобальта

- 3) (в) брома,
- 4) (г) серебра,
- 5) (д) цинка,
- 6) (е) никеля,
- 7) (ж) меди,
- 8) (з) железа,
- 9) (и) марганца,
- 10) (к) хрома,

- 13) (н) йода
- 14) (о) серебра
- 15) (п) германия
- 16) (р) индия
- 17) (с) молибдена
- 18) (т) селена
- 19) (у) свинца
- 20) (ф) сурьмы

ЗАДАНИЕ 2

Опишите состояние электрона с помощью набора квантовых чисел:

- 1. (а) 5-ый электрон на 4р подуровне
- 2. (б) 2-ый электрон на 3d подуровне
- 3. (в) 9-ый электрон на 4f подуровне
- 4. (г) 1-ый электрон на 6s подуровне
- 5. (д) 8-ой электрон на 5d-подуровне
- 6. (е) 3-ий электрон на 5f подуровне
- 7. (ж) 4-ый электрон на 6р подуровне
- 8. (з) 6-ой электрон на 4d подуровне
- 9. (и) 2-ой электрон на 1s-подуровне
- 10. (к) 7-ой электрон на 5d подуровне
- 11. (л) 12ый электрон на 4f-подуровне
- 12. (м) 2-ой электрон на 5р подуровне
- 13. (н) 10-ый электрон на 5f-подуровне
- 14. (о) 10-ый электрон на 5d подуровне
- 15. (п) 7-ой электрон на 4d подуровне
- 16. (р) 4-ой электрон на 4р подуровне
- 17. (с) 2-ой электрон на 5s подуровне
- 18. (т) 3-ий электрон на 3dподуровне
- 19. (у) 1-ый электрон на 6р подуровне
- 20. (ф) 1-ый электрон на 4d подуровн

ЗАДАНИЕ 3

➤ 1. Укажите положение элементов в периодической системе Д.И. Менделеева (порядковый номер, номер периода, номер группы, подгруппа);

➤ 2. напишите электронные конфигурации атомов, подчеркните валентные электроны; укажите, к какому электронному семейству относятся данные элементы;

➤ 3. распределите валентные электроны подчеркнутого элемента по квантовым ячейкам в основном и возбужденном, объясните, какие валентности и степени окисления он может проявлять:

1. (а) литий, бром, цирконий;
2. (б) магний, олово, кадмий;
3. (в) натрий, свинец, кобальт;
4. (г) кальций, сурьма, марганец;
5. (д) стронций, йод, титан;
6. (е) рубидий, сера, вольфрам;
7. (ж) цезий, алюминий, ванадий;
8. (з) бериллий, таллий, железо;
9. (и) барий, селен, ртуть;
10. (к) франций, фосфор, никель;
11. (л) калий, хлор, цинк.
12. (м) барий, теллур, технеций.
13. (н) радий, кремний, медь
14. (о) натрий, мышьяк, рений
15. (п) калий, индий, молибден
16. (р) кальций, германий, хром
- 17 (с) рубидий, галлий, тантал
18. (т) бериллий, висмут, ниобий
19. (у) цезий, углерод, рутений
20. (ф)стронций, аргон, платина

ЗАДАНИЕ 4

1. (а) Охарактеризуйте изменение радиусов атомов, энергии ионизации, электроотрицательности в ряду элементов 3-го периода.

2. (б) Укажите взаимосвязь между величиной атомного радиуса и энергией ионизации. Исходя из периодической системы, расставьте следующие элементы в порядке возрастания этих величин:

- а) Cl, F, I, Br б) Li, F, B, C, BeN, O.

3. **(в)** Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? (используйте приложение Г).

4. **(г)** Для какого из двух элементов ионизационный потенциал должен быть большей величиной, если электронная структура их атомов выражается следующими формулами:

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

б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

5. **(д)** Охарактеризуйте изменение радиусов атомов, энергии ионизации, электроотрицательности в ряду элементов главных подгрупп 4-го периода:

6. **(е)** Укажите взаимосвязь между величиной атомного радиуса и энергией ионизации. Исходя из периодической системы, расставьте следующие элементы в порядке понижения этих величин:

а) O, S, Se, Te б) Na, Cl, S, Al, Mg, P, Si.

7. **(ж)** Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп четвертого периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от калия к бромю? (используйте приложение Г).

8. **(з)** Для какого из двух элементов ионизационный потенциал должен быть большей величиной, если электронная структура их атомов выражается следующими формулами:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

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

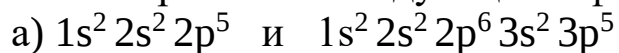
9. **(и)** Охарактеризуйте изменение радиусов атомов, энергии ионизации, электроотрицательности в ряду элементов главных подгрупп 5-го периода:

10. **(к)** Укажите взаимосвязь между величиной атомного радиуса и энергией ионизации. Исходя из периодической системы, расставьте следующие элементы в порядке повышения этих величин: а) K, Br, Ca, Se, Ge, As, Ga. б) Li, Na, K, Rb, Cs.

11. **(л)** Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов второго периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер

этих соединений при переходе от лития к фтору? (используйте приложение Г).

12. **(м)** Для какого из двух элементов ионизационный потенциал должен быть большей величиной, если электронная структура их атомов выражается следующими формулами:



13. **(н)** В каждой из приведенных пар выберите: 1) частицу, имеющую больший радиус; 2) частицу, имеющую больший первый потенциал ионизации; 3) частицу с меньшим значением электроотрицательности. Обоснуйте свой ответ, используя строение атомов и ионов, периодичность изменения свойств:

1) Cu – Cu²⁺, P – As; 2) He – Li, Be – B; 3) P – S, Na – K.

14. **(о)** Условие вариант 13. 1) V²⁺ – V³⁺, В – С; 2) V – Nb, Мо – W; 3) Mg – Cl, F – J.

15. **(п)** Условие вариант 13. 1) S – S²⁻, Zr – Hf; 2) Cl – Br, P – S; 3) Li – O, Ca – Ba.

16. **(р)** Расставьте указанные элементы в порядке возрастания радиусов атома, первого ионизационного потенциала, электроотрицательности, ответы обоснуйте: Bi, As, N, P, Sb.

17. **(с)** Условие вариант 16. Si, Sn, C, Pb, Ge.

18. **(т)** Условие вариант 16. Li, Na, K, Rb, Cs.

19. **(у)** Условие вариант 16. Na, Cl, S, Al, Mg.

20. **(ф)** Условие вариант 16. O, S, Se, Te, N.

Приложение А

Короткопериодный вариант периодической системы

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА											VII		VIII		 Периодический закон открыт Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ в 1869 году
I										(H)	2	VIII			
1	H ВОДОРОД 1,00794										He ГЕЛИЙ 4,00260				
2	Li ЛИТИЙ 6,94	Be БЕРИЛЛИЙ 9,01218	B БОР 10,81	C УГЛЕРОД 12,011	N АЗОТ 14,0067	O КИСЛОРОД 15,999	F ФТОР 18,998403	Ne НЕОН 20,17							
3	Na НАТРИЙ 22,98977	Mg МАГНИЙ 24,305	Al АЛЮМИНИЙ 26,98154	Si КРЕМНИЙ 28,085	P ФОСФОР 30,97376	S СЕРА 32,06	Cl ХЛОР 35,453	Ar АРГОН 39,94							
4	K КАЛИЙ 39,098	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc СКАНДИЙ 44,9558	Ti ТИТАН 47,88	V ВАНАДИЙ 50,9415	Cr ХРОМ 51,996	Mn МАРГАНЕЦ 54,9380	Fe ЖЕЛЕЗО 55,84	Co КОБАЛЬТ 58,9332	Ni НИКЕЛЬ 58,70					
	29 Cu МЕДЬ 63,54	30 Zn ЦИНК 65,38	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,5	33 As МЫШЬЯК 74,9216	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,904	36 Kr КРИПТОН 83,80							
5	Rb РУБИДИЙ 85,467	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТТРИЙ 88,9058	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb НЙОБИЙ 92,9064	Mo МОЛИБДЕН 95,94	Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,9062	Ru РУТЕНИЙ 101,0	Rh РОДИЙ 102,9055	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4					
	47 Ag СЕРЕБРО 107,8682	48 Cd КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn ОЛОВО 118,6	51 Sb СУРЬМА 121,7	52 Te ТЕЛЛУР 127,6	53 I ИОД 126,9045	54 Xe КСЕНОН 131,30							
6	Cs ЦЕЗИЙ 132,9054	Ba БАРИЙ 137,33	La ⁵⁷ Lu ⁷¹ *	Hf ГАФНИЙ 178,4	Ta ТАНТАЛ 180,947	W ВОЛЬФРАМ 183,8	Re РЕНИЙ 186,207	Os ОСМИЙ 190,2	Ir ИРИДИЙ 192,2	Pt ПЛАТИНА 195,0					
	79 Au ЗОЛОТО 196,9665	80 Hg РУТУТЬ 200,5	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,3	82 Pb СВИНЕЦ 207,2	83 Bi ВИСМУТ 208,9804	84 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 At АСТАТ [210]	86 Rn РАДОН [222]							
7	Fr ФРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ 226,0254	Ac ⁸⁹ (Lr) ¹⁰³ **	Ku КУРЧАТОВИЙ [261]	Ns НИЛЬСБОРИЙ [261]										
* лантаноиды															
La ⁵⁷ ЛАНТАН 138,905	Ce ⁵⁸ ЦЕРИЙ 140,12	Pr ⁵⁹ ПРАЗЕОДИМ 140,9077	Nd ⁶⁰ НЕОДИМ 144,2	Pm ⁶¹ ПРОМЕТИЙ [145]	Sm ⁶² САМАРИЙ 150,4	Eu ⁶³ ЕВРОПИЙ 151,96	Gd ⁶⁴ ГАДОЛИНИЙ 157,2	Tb ⁶⁵ ТЕРБИЙ 158,9254	Dy ⁶⁶ ДИСПРОЗИЙ 162,5	Ho ⁶⁷ ГОЛЬМИЙ 164,9304	Er ⁶⁸ ЭРБИЙ 167,2	Tm ⁶⁹ ТУЛИЙ 168,9342	Yb ⁷⁰ ИТТЕРБИЙ 173,0	Lu ⁷¹ ЛЮТЕЦИЙ 174,967	
** актиноиды															
Ac ⁸⁹ АКТИНИЙ [227]	Th ⁹⁰ ТОРИЙ 232,0381	Pa ⁹¹ ПРОТАКТИНИЙ 231,0369	U ⁹² УРАН 238,02	Np ⁹³ НЕПУНИЙ 237,0482	Pu ⁹⁴ ПЛУТОНИЙ [244]	Am ⁹⁵ АМЕРИЦИЙ [243]	Cm ⁹⁶ КЮРИЙ [247]	Bk ⁹⁷ БЕРКЛИЙ [247]	Cf ⁹⁸ КАЛИФОРНИЙ [251]	Es ⁹⁹ ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	Fm ¹⁰⁰ ФЕРМИЙ [257]	Md ¹⁰¹ МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	(No) ¹⁰² (НОБЕЛИЙ) [259]	(Lr) ¹⁰³ (ЛОУРЕНСИЙ) [261]	

Длиннопериодный вариант периодической системы

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

периоды	г		р		у		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п		п	
---------	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--	---	--

Приложение В

Значения электроотрицательности элементов (по Поллингу)

H 2,1																
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

Закономерности изменения свойств атомов элементов, простых веществ и соединений в пределах главных подгрупп и периодов периодической системы

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		В главных подгруппах с ростом порядкового номера	В периодах с ростом порядкового номера
АТОМЫ	Заряд ядра	Возрастает	Возрастает
	Число энергетических уровней	Возрастает	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Возрастает
	Радиус атома	Возрастает	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Возрастают	Убывают
	Окислительные свойства	Убывают	Возрастают
	Высшая положительная степень окисления	Постоянная и равна номеру группы (N)	Растёт от + 1 до + 7
	Низшая степень окисления	Не изменяется и равна ($8 - N$)	Растёт от – 4 до – 1
ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА	Металлические свойства	Усиливаются	Убывают
	Неметаллические свойства	Ослабевают	Усиливаются
СОЕДИНЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ	Характер химических свойств	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Усечение кислотных свойств и ослабление основных