


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 30.04.2024 11:54:30
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
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 |



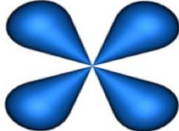
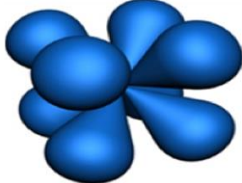
Наименьшее значение энергии соответствует $n = 1$, и электроны с $n = 1$ образуют ближайший к ядру атома электронный слой, они более прочно связаны с ядром.

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 определенным 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:



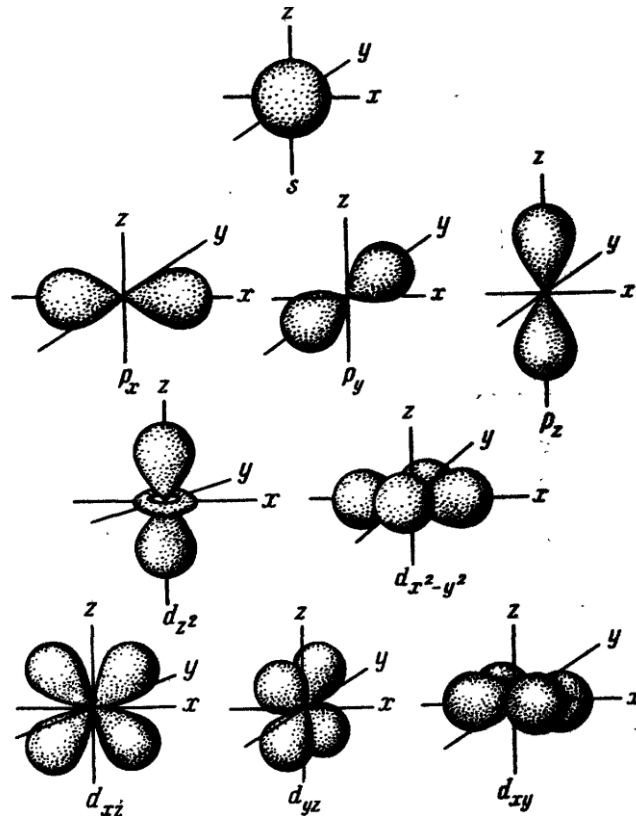


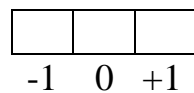
Рисунок 1 – Расположение атомных орбиталей в пространстве

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:

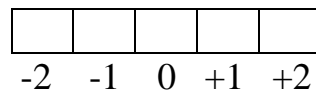
- s-АО



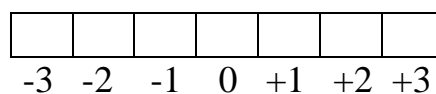
- p-АО



- d-АО



- f-АО



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 .

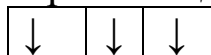
Орбиталь с двумя электронами, спины которых антипараллельны (квантовая ячейка), схематически можно изобразить

так: 

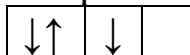
Электроны заполняют электронную оболочку согласно **принципу минимальной энергии:** *наиболее устойчивое состояние электрона в атоме соответствует минимально возможному значению его энергии.* То есть сначала заполняются орбитали с меньшим запасом энергии. АО s- подуровня обладают меньшей энергией, чем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

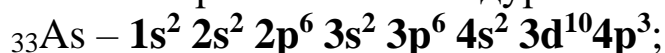
Существует два способа представления распределения электронов в атоме:

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.

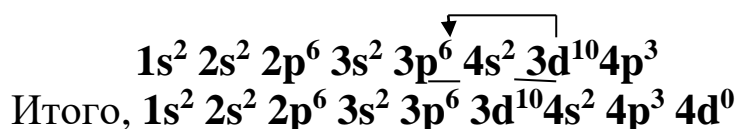
ПРИМЕР 1. Напишите электронную конфигурацию атома мышьяка и распределите электроны по квантовым ячейкам.

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.

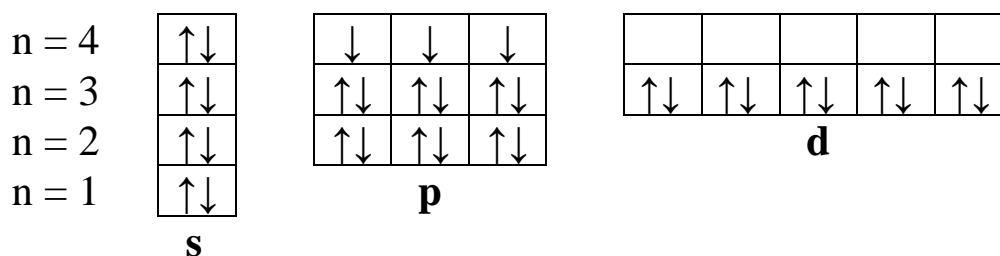
Затем на основании последовательности заполнения энергетических уровней и подуровней и учитывая максимальное количество электронов на энергетических подуровнях (на s – 2 электрона, p – 6 электронов, d – 10 электронов, f – 14 электронов), распределяем электроны по энергетическим подуровням:



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:

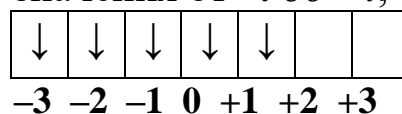


Каждый электрон в атоме можно охарактеризовать с помощью набора квантовых чисел.

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



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 разность 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 .

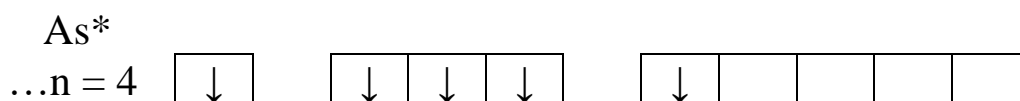
Электронная структура валентных электронов меняется в **возбужденном состоянии**, которое сопровождается распариванием электронных пар и переходом одного из электронов на свободную орбиталь того же энергетического уровня. Соответственно, в возбужденном состоянии увеличивается число неспаренных электронов, 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 сокращенную электронную конфигурацию элемента - $\dots 6s^2 4f^{14} 5d^2$, 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.

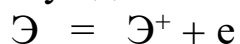
5) Напишем электронную конфигурацию элемента. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^2$.

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 ($E_{и}$)* 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.

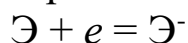
Первая энергия ионизации - энергия, необходимая для отрыва одного моль наиболее слабо связанных электронов от одного моля невозбужденных атомов какого-либо элемента для процесса



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 моль электронов к моль 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 $1482,2/536,0 = 2,8$.

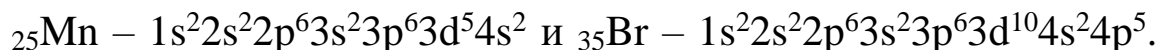
Все перечисленные параметры (атомные и ионные радиусы, энергия ионизации, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность) являются периодической функцией заряда ядра. Для элементов главных подгрупп эти параметры изменяются *по периоду* слева направо в направлении уменьшения радиуса 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 4p 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 6p 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 5p 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 4p подуровне
17. **(с)** 2-ой электрон на 5s подуровне
18. **(т)** 3-ий электрон на 3d подуровне
19. **(у)** 1-ый электрон на 6p подуровне
20. **(ф)** 1-ый электрон на 4d подуровне

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

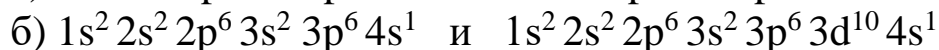
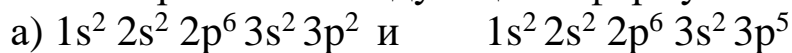
1. (а) Охарактеризуйте изменение радиусов атомов, энергии ионизации, электроотрицательности в ряду элементов 3-го периода.

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:



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:



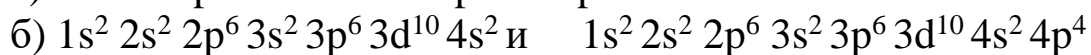
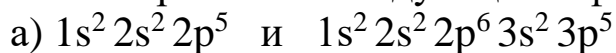
9. (и) Охарактеризуйте изменение радиусов атомов, энергии ионизации, электроотрицательности в ряду элементов главных подгрупп 5-го периода:

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.

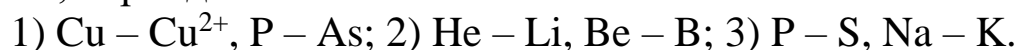
11. (л) Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов второго периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер

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:





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.



Короткопериодный вариант периодической системы

| | | ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА | | | | | | | | | | VII | | VIII | |  Периодический закон открыт Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ в 1869 году | | | | | | | | | | | | | |
|--------------|---------------------------------|---|--------------------------------|-----------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------|------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|--|----------------------------------|---|-------------------------------|--|--|---------------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|----|----------------------------------|-----|------------------------------|-----|----------------------------------|-----|-----------------------------------|-----|-------------------------------------|
| 1 | I | II | | III | IV | V | VI | (H) | | 2 | He | | Гелий | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | H ВОДОРОД 1,00794 | | | | | | | | | | 2 | He Гелий 4,00260 | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 2 | Li ЛИТИЙ 6,94 | Be БЕРИЛЛИЙ 9,01218 | 5 | B БОР 10,81 | 6 | C УГЛЕРОД 12,011 | 7 | N АЗОТ 14,0067 | 8 | O КИСЛОРОД 15,999 | 9 | F ФТОР 18,998403 | 10 | Ne НЕОН 20,17 | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 | Na НАТРИЙ 22,98977 | Mg МАГНИЙ 24,305 | 13 | Al АЛЮМИНИЙ 26,98154 | 14 | Si КРЕМНИЙ 28,085 | 15 | P ФОСФОР 30,97376 | 16 | S СЕРА 32,06 | 17 | Cl ХЛОР 35,453 | 18 | Ar АРГОН 39,94 | | | | | | | | | | | | | | | |
| 4 | K КАЛИЙ 39,098 | Ca КАЛЬЦИЙ 40,08 | 21 | Sc СКАНДИЙ 44,9558 | 22 | Ti ТИТАН 47,88 | 23 | V ВАНАДИЙ 50,9415 | 24 | Cr ХРОМ 51,996 | 25 | Mn МАРГАНЕЦ 54,9380 | 26 | Fe ЖЕЛЕЗО 55,84 | 27 | Co КОБАЛЬТ 58,9332 | 28 | 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 78,5 | 35 | Br БРОМ 79,904 | 36 | Kr КРИПТОН 83,80 | | | | | | | | | | | | | |
| 5 | Rb РУБИДИЙ 85,467 | Sr СТРОНЦИЙ 87,62 | 39 | Y ИТРИЙ 88,9058 | 40 | Zr ЦИРКОНИЙ 91,22 | 41 | Nb НИОБИЙ 92,9064 | 42 | Mo МОЛИБДЕН 95,94 | 43 | Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,9062 | 44 | Ru РУТЕНИЙ 101,0 | 45 | Rh РОДИЙ 102,9055 | 46 | 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 | 57-71 | La-Lu * ЛАНТАНОИДЫ | 72 | Hf ГАФНИЙ 178,4 | 73 | Ta ТАНТАЛ 180,947 | 74 | W ВОЛЬФРАМ 183,8 | 75 | Re РЕНИЙ 186,207 | 76 | Os ОСМИЙ 190,2 | 77 | Ir ИРИДИЙ 192,2 | 78 | Pt ПЛАТИНА 195,0 | | | | | | | | | | | |
| | 79 | Au ЗОЛОТО 196,9665 | 80 | Hg РТУТЬ 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] | Обозначение элемента Атомный номер | | | | | | | | | | | | |
| 7 | Fr ФРАНЦИЙ [223] | Ra РАДИЙ 226,0254 | 89 | Ac * АКТИНОИДЫ | 103 | Lr * ЛАНТАНОИДЫ | 104 | Ku КУРЧАТОВИЙ [261] | 105 | Ns НИЛЬСБОРИЙ [261] | — s-элементы — p-элементы — d-элементы — f-элементы | | Атомные массы приведены по Международной таблице 1981 года. Точность последней значащей цифры: ±1 или ±3, если она выделена мелким шрифтом. В квадратных скобках приведены массовые числа наиболее устойчивых изотопов. | |  Атомная масса | | | | | | | | | | | | | | |
| * лантаноиды | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 57 | La ЛАНТАН 138,905 | 58 | Ce ЦЕРИЙ 140,12 | 59 | Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,9077 | 60 | Nd НЕОДИМ 144,2 | 61 | Pm ПРОМЕТИЙ [145] | 62 | Sm САМАРИЙ 150,4 | 63 | Eu ЕВРОПИЙ 151,96 | 64 | Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25 | 65 | Tb ТЕРБИЙ 158,9254 | 66 | Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5 | 67 | Ho ГОЛЬМИЙ 164,9304 | 68 | Er ЭРБИЙ 167,2 | 69 | Tm ТУЛИЙ 168,9342 | 70 | Yb ИТТЕРБИЙ 173,0 | 71 | Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967 |
| ** актиноиды | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 89 | Ac АКТИНИЙ [227] | 90 | Th ТОРИЙ 232,0381 | 91 | Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,0359 | 92 | U УРАН 238,02 | 93 | Np НЕПУНИЙ 237,0482 | 94 | Pu ПУТОНИЙ [244] | 95 | Am АМЕРИЦИЙ [243] | 96 | Cm КУРИЙ [247] | 97 | Bk БЕРКЛИЙ [247] | 98 | Cf КАЛИФОРНИЙ [251] | 99 | Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [254] | 100 | Fm ФЕРМИЙ [257] | 101 | Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258] | 102 | (No) (НОБЕЛИЙ) [259] | 103 | (Lr) (ЛОУРЕНСИЙ) [260] |

Длиннопериодный вариант периодической системы

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

| ПЕРИОДЫ | Г Р У П П Ы | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|--|--|---|--|--|--|---|---|---|--|---|--|---|---|--|--|---|---|---|--|---|--|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | |
| 1 | IA | | | | | | | | | | | | | | | | | VIIIA | | | | | |
| 1 | 1,00794 1 H водород 1s ¹ | | | | | | | | | | | | | | | | | 4,002602 2 He гелий 1s ² | | | | | |
| 2 | 6,941 3 Li литий 1s ² 2s ¹ | 9,012182 4 Be бериллий 1s ² 2s ² | | | | | | | | | | | | | | | | 10,811 5 B бор 1s ² 2s ² 2p ¹ | 12,0107 6 C углерод 1s ² 2s ² 2p ² | 14,00674 7 N азот 1s ² 2s ² 2p ³ | 15,9994 8 O кислород 1s ² 2s ² 2p ⁴ | 18,9984032 9 F фтор 1s ² 2s ² 2p ⁵ | 20,1797 10 Ne неон 1s ² 2s ² 2p ⁶ |
| 3 | 22,98970 11 Na натрий [Ne]3s ¹ | 24,3050 12 Mg магний [Ne]3s ² | | | | | | | | | | | | | | | | 26,981538 13 Al алюминий [Ne]3s ² 3p ¹ | 28,0855 14 Si кремний [Ne]3s ² 3p ² | 30,973761 15 P фосфор [Ne]3s ² 3p ³ | 32,066 16 S сера [Ne]3s ² 3p ⁴ | 35,4527 17 Cl хлор [Ne]3s ² 3p ⁵ | 39,948 18 Ar аргон [Ne]3s ² 3p ⁶ |
| 4 | 39,0983 19 K калий [Ar]4s ¹ | 40,078 20 Ca кальций [Ar]4s ² | 44,955910 21 Sc скандий [Ar]3d ¹ 4s ² | 47,867 22 Ti титан [Ar]3d ² 4s ² | 50,9415 23 V ванадий [Ar]3d ³ 4s ² | 51,9961 24 Cr хром [Ar]3d ⁵ 4s ¹ | 54,93805 25 Mn марганец [Ar]3d ⁵ 4s ² | 55,845 26 Fe железо [Ar]3d ⁶ 4s ² | 58,93320 27 Co кобальт [Ar]3d ⁷ 4s ² | 58,6934 28 Ni никель [Ar]3d ⁸ 4s ² | 63,546 29 Cu медь [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ | 65,39 30 Zn цинк [Ar]3d ¹⁰ 4s ² | 69,723 31 Ga галлий [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ | 72,61 32 Ge германий [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² | 74,92160 33 As мышьяк [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ | 78,96 34 Se селен [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ | 79,904 35 Br бром [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ | 83,80 36 Kr криптон [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ | | | | | |
| 5 | 85,4678 37 Rb рубидий [Kr]5s ¹ | 87,62 38 Sr стронций [Kr]5s ² | 88,90585 39 Y иттрий [Kr]4d ¹ 5s ² | 91,224 40 Zr цирконий [Kr]4d ² 5s ² | 92,90638 41 Nb ниобий [Kr]4d ⁴ 5s ¹ | 95,94 42 Mo молибден [Kr]4d ⁵ 5s ¹ | [98] 43 Tc технеций [Kr]4d ⁵ 5s ² | 101,07 44 Ru рутений [Kr]4d ⁷ 5s ¹ | 102,90550 45 Rh родий [Kr]4d ⁸ 5s ¹ | 106,42 46 Pd палладий [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ | 107,8682 47 Ag серебро [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ | 112,411 48 Cd кадмий [Kr]4d ¹⁰ 5s ² | 114,818 49 In индий [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ | 118,710 50 Sn олово [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² | 121,760 51 Sb сурьма [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ | 127,60 52 Te теллур [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ | 126,90447 53 I йод [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ | 131,29 54 Xe ксенон [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ | | | | | |
| 6 | 132,90545 55 Cs цезий [Xe]6s ¹ | 137,327 56 Ba барий [Xe]6s ² | 138,9055 57 La лантан [Xe]5d ¹ 6s ² | 178,49 72 Hf гафний [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² | 180,9479 73 Ta тантал [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² | 183,84 74 W вольфрам [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² | 186,207 75 Re рений [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² | 190,23 76 Os осмий [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² | 192,217 77 Ir иридий [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² | 195,078 78 Pt платина [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ | 196,96655 79 Au золото [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ | 200,59 80 Hg ртуть [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² | 204,3833 81 Tl таллий [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ | 207,2 82 Pb свинец [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² | 208,98038 83 Bi висмут [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ | [209] 84 Po полоний [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ | [210] 85 At астат [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ | [222] 86 Rn радон [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ | | | | | |
| 7 | [223] 87 Fr франций [Rn]7s ¹ | [226] 88 Ra радий [Rn]7s ² | [227] 89 Ac актиний [Rn]6d ¹ 7s ² | [261] 104 Rf резерфордий [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² | [262] 105 Db дубний [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² | [263] 106 Sg сегордий [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² | [264] 107 Bh борий [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² | [265] 108 Hs хассий [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² | [268] 109 Mt мейтнерий [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² | [269] 110 Ds дармштадтий [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ² | [272] 111 Rg ренгений [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁹ 7s ² | [277] 112 Cn хоперникий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² | [282] 113 Uut унунтрий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ¹ | [285] 114 Uuq унунквартий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ² | [288] 115 Uup унунпятий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ³ | [289] 116 Uuh унуншестий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴ | [293] 117 Uus унунсеptий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁵ | [293] 118 Uuo унунвосьмой [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁶ | | | | | |
| Лантаниды | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 140,116 58 Ce церий [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ² | 140,90765 59 Pr празеодим [Xe]4f ³ 6s ² | 144,24 60 Nd неодим [Xe]4f ⁴ 6s ² | [145] 61 Pm прометий [Xe]4f ⁵ 6s ² | 150,36 62 Sm самарий [Xe]4f ⁶ 6s ² | 151,964 63 Eu европий [Xe]4f ⁷ 6s ² | 157,25 64 Gd гадолиний [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ² | 158,92534 65 Tb тербий [Xe]4f ⁹ 6s ² | 162,50 66 Dy диспрозий [Xe]4f ¹⁰ 6s ² | 164,93032 67 Ho гольмий [Xe]4f ¹¹ 6s ² | 167,26 68 Er эрбий [Xe]4f ¹² 6s ² | 168,93421 69 Tm тулий [Xe]4f ¹³ 6s ² | 173,04 70 Yb ytterбий [Xe]4f ¹⁴ 6s ² | 174,967 71 Lu лютеций [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² | | | | | | | | | | |
| Актиниды | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 232,0381 90 Th торий [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² | 231,0369 91 Pa протактиний [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² | 238,0289 92 U уран [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ² | [237] 93 Np нептуний [Rn]5f ⁶ 6d ¹ 7s ² | [244] 94 Pu плутоний [Rn]5f ⁶ 6d ¹ 7s ² | [244] 95 Am амерций [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ² | [247] 96 Cm куриум [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ² | [247] 97 Bk берклий [Rn]5f ⁹ 6d ¹ 7s ² | [251] 98 Cf калifornий [Rn]5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ² | [252] 99 Es эйштейний [Rn]5f ¹¹ 6d ¹ 7s ² | [257] 100 Fm фермий [Rn]5f ¹¹ 6d ¹ 7s ² | [258] 101 Md менделевий [Rn]5f ¹³ 6d ¹ 7s ² | [259] 102 No нобелий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² | [260] 103 Lr лоуренсий [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² | | | | | | | | | | |



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 |