

# СОДЕРЖАНИЕ

## 1. ВЕЩЕСТВО

<b>1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева</b> .....	5
1.1.1. Строение атома .....	5
1.1.2. Массовое число .....	6
1.1.3. Изотопы .....	7
1.1.4. Состояние электронов в атоме .....	7
1.1.5. Строение электронных оболочек атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева .....	10
<b>1.2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева</b> .....	14
1.2.1. Группы и периоды периодической системы. Физический смысл порядкового номера химического элемента .....	14
1.2.2. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в периодической системе химических элементов .....	16
<b>1.3. Строение вещества. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая</b> .....	20
1.3.1. Молекулярное и немолькулярное строение веществ .....	20
1.3.2. Кристаллические решетки .....	20
1.3.3. Электроотрицательность .....	22
1.3.4. Химическая связь .....	23
<b>1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов</b> .....	27
1.4.1. Валентность .....	27
1.4.2. Степень окисления элементов .....	29
<b>1.5. Чистые вещества и смеси</b> .....	30
<b>1.6. Атомы и молекулы. Химический элемент. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений</b> .....	31
1.6.1. Атомы и молекулы. Химический элемент. Простые и сложные вещества .....	31
1.6.2. Основные классы неорганических веществ .....	33
1.6.3. Номенклатура неорганических соединений .....	35
<i>Тренировочные тестовые задания к разделу 1</i> .....	37

## 2. ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

<b>2.1. Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях</b> .....	43
<b>2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии</b> .....	45
2.2.1. Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ .....	45
2.2.2. Классификация химических реакций по изменению степеней окисления .....	47
2.2.3. Классификация химических реакций по поглощению и выделению энергии .....	48
2.2.4. Скорость химической реакции. Катализаторы .....	48
2.2.5. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие .....	50
<b>2.3. Электролиты и неэлектролиты</b> .....	52
<b>2.4. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)</b> .....	56
2.4.1. Электролитическая диссоциация кислот .....	57
2.4.2. Электролитическая диссоциация щелочей .....	58
2.4.3. Электролитическая диссоциация солей .....	58
<b>2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления</b> .....	59
2.5.1. Условия осуществления реакций ионного обмена .....	59
2.5.2. Гидролиз солей .....	61
<b>2.6. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель</b> .....	62
<i>Тренировочные тестовые задания к разделу 2</i> .....	65

### 3. ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ПРЕДСТАВЛЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВАХ

<b>3.1. Химические свойства простых веществ</b> .....	71
3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щелочноземельных металлов, алюминия, железа .....	71
3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния.....	76
<b>3.2. Химические свойства сложных веществ</b> .....	85
3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных.....	85
3.2.2. Химические свойства оснований .....	87
3.2.3. Химические свойства кислот .....	88
3.2.4. Химические свойства средних солей.....	90
<b>3.3. Взаимосвязь различных классов неорганических соединений</b> .....	90
<b>3.4. Первоначальные сведения об органических веществах</b> .....	92
3.4.1. Углеводороды предельные и непредельные: метан, этан, этилен, ацетилен .....	92
3.4.2. Кислородсодержащие вещества: спирты (метанол, этанол, глицерин), карбоновые кислоты (уксусная и стеариновая) .....	100
3.4.3. Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы.....	103
<i>Тренировочные тестовые задания к разделу 3</i> .....	109

### 4. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ ВЕЩЕСТВ И ХИМИЧЕСКИХ ЯВЛЕНИЙ. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

<b>4.1. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов</b> .....	115
4.1.1. Правила работы в лаборатории .....	115
4.1.2. Лабораторная посуда и оборудование .....	116
4.1.3. Разделение смесей и очистка веществ .....	118
4.1.4. Приготовление растворов .....	119
<b>4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония)</b> .....	120
<b>4.3. Получение газообразных веществ. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак)</b> .....	122
4.3.1. Получение кислорода $O_2$ .....	122
4.3.2. Получение водорода $H_2$ .....	122
4.3.3. Получение углекислого газа .....	123
4.3.4. Получение аммиака .....	123
<b>4.4. Проведение расчетов на основе формул и уравнений реакций</b> .....	123
4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе .....	123
4.4.2. Вычисления массовой доли растворенного вещества в растворе .....	126
4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объема вещества по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции.....	127
4.4.4. Расчеты, связанные с применением закона Авогадро.....	129
<i>Тренировочные тестовые задания к разделу 4</i> .....	137

### 5. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

<b>5.1. Проблемы безопасного использования веществ и химических реакций в повседневной жизни</b> .....	143
<b>5.2. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия</b> .....	144
<b>5.3. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций</b> .....	146
<i>Тренировочные тестовые задания к разделу 5</i> .....	148

ОТВЕТЫ.....	154
-------------	-----

# 1. Вещество

- Знать:**
- химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ;
  - важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, электроотрицательность, валентность, степень окисления, химическая связь, основные типы химической связи, ион, основные классы неорганических веществ;
  - смысл основных законов и теорий химии: атомно-молекулярная теория, периодический закон Д. И. Менделеева, принцип Паули, правило Хунда, закон постоянства состава вещества.
- Уметь:**
- называть химические элементы и соединения изученных классов неорганических веществ;
  - объяснять физический смысл атомного (порядкового) номера химического элемента, номеров группы и периода в периодической системе Д. И. Менделеева, к которым принадлежит элемент;
  - объяснять закономерности изменения строения атомов, свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп, а также свойства образуемых ими высших оксидов;
  - составлять схемы строения атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева;
  - составлять формулы неорганических соединений изученных классов;
  - определять состав веществ по их формулам;
  - определять валентность и степень окисления элемента в соединении, вид химической связи в соединениях, принадлежность веществ к определенному классу соединений.

## 1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева

### 1.1.1. Строение атома

**Химия** — наука о веществах, их свойствах, превращениях веществ и явлениях, сопровождающих эти превращения.

**Веществом называется вид материи со специфическим химическим составом.**

Все вещества образованы определенным сочетанием химических элементов.

**Атом — мельчайшая частица химического элемента, определяющая его свойства.**

До конца XIX в. атомы считались неделимыми. Исследования ученых конца XIX — начала XX вв., связанные с явлениями фотоэффекта, радиоактивности и электролиза, доказали, что атом делим. Изучение этих явлений определило разработку различных моделей строения атома как сложной частицы.

В 1911 г. британский физик Э. Резерфорд предложил *планетарную модель* строения атома, согласно которой центром атома является положительно заряженное *ядро*, вокруг которого движутся элементарные отрицательно заряжен-

ные частицы — *электроны*. Модель была названа планетарной, поскольку напоминала движение планет Солнечной системы вокруг Солнца (рис. 1.1).

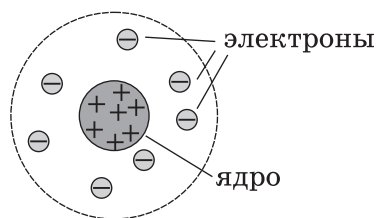


Рис 1.1. Планетарная модель строения атома

Исходя из вышеизложенного, приведем современное определение атома.

**Атом — это наименьшая электронейтральная частица элемента, которая состоит из положительно заряженного ядра и движущихся в его электрическом поле отрицательно заряженных электронов.**

Атом представляет собой сложную систему, объединенную силами электростатического взаимодействия: ядерно-электронного притяжения (разноименные заряды) и межэлектронного отталкивания (одноименные заряды).

**Ядро — центральная положительно заряженная часть атома.**

Атомное ядро, в свою очередь, состоит из частиц двух видов — положительно заряженных *протонов* и *нейтронов*, не несущих никакого заряда. Частицы атомного ядра имеют общее название — *нуклоны*. Протоны и нейтроны удерживаются в ядре благодаря *ядерным силам*. Ядерные силы очень мощные, их природу изучает *ядерная физика*.

В ядре сосредоточена практически вся масса атома. Численно она приблизительно равна суммарному числу протонов и нейтронов. Поскольку ядро имеет малый объем, его плотность очень велика. Свойства ядра обусловлены числом протонов и нейтронов в нем.

**Протоны** имеют наименьший существующий в природе положительный заряд, поэтому при описании объектов атомарных масштабов заряд протона приняли за единицу (+1). Масса протона равна массе атома водорода (она также принята в химии за единицу). Протоны обозначаются  $p^+$  или  ${}_1^1p$ .

**Нейтроны** не несут заряда (электронейтральны), имеют массу, равную массе протона (1). Нейтроны обозначаются  ${}_0^1n$  или  $n^0$ .

**Электрон** — элементарная частица, несущая отрицательный заряд, который равен  $-1$ , его масса почти в 2000 раз меньше массы атома протона или нейтрона. Электроны обозначают знаком  $e^-$ .

**Электронная оболочка** — все электроны в атоме, число которых равно числу протонов, т. е. порядковому номеру элемента.

## 1.1.2. Массовое число

Число протонов и нейтронов в ядре атома определяет его *массовое число*. Массовое число обозначается  $A$  и равно сумме числа протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ) в ядре. Число протонов равно порядковому номеру элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.  $A$  число нейтронов представляет собой разницу

между относительной атомной массой элемента, указанной в периодической системе, и числом протонов в ядре.

**Пример.** Массовое число атома фосфора:

$$\begin{array}{ccccccc} 15 & & + & & 16 & & = & & 31 \\ \text{число протонов } Z & & & & \text{число нейтронов } N & & & & \text{массовое число } A \end{array}$$

Положительный заряд ядра уравновешивается отрицательным зарядом электронов, поэтому атом в целом электронейтрален. Таким образом, число протонов в ядре атома равно числу электронов в нем и соответствует порядковому номеру химического элемента в периодической системе Д. И. Менделеева. Поскольку число электронов в атоме определяется величиной положительного заряда ядра, именно **величина положительного заряда ядра атома определяет свойства химического элемента.**

### 1.1.3. Изотопы

Изменение числа протонов в ядре называется **ядерной реакцией**, в ходе которой из исходного элемента получается совершенно иной элемент. Такие реакции регулярно происходят, например, на Солнце, где в ходе ядерных процессов из атомов водорода образуются атомы гелия. Ядерные реакции сопровождаются выделением огромного количества энергии в форме кинетической энергии образующихся частиц или в форме энергии излучения.

В случае сохранения числа протонов в ядре и изменения числа нейтронов заряд ядра не изменится, то есть образование нового химического элемента не произойдет. Однако атомы с разным количеством нейтронов будут отличаться друг от друга своей массой. Такие разновидности атомов одного химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов) и разную массу (разное число нейтронов), называются **изотопами**.

Таким образом, каждый изотоп характеризуется массовым числом (при записи ставится вверху слева от химического знака) и зарядом ядра (при записи ставится внизу слева от химического знака). Заряд ядра атома соответствует его номеру в периодической системе. Например, изотопы хлора обозначают следующим образом:  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$  и  ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ . А изотопы водорода имеют индивидуальные названия и химические знаки: протий —  ${}_{1}^1\text{H}$ ; дейтерий —  ${}_{1}^2\text{H}$ , или  ${}_{1}^2\text{D}$ ; тритий —  ${}_{1}^3\text{H}$ , или  ${}_{1}^3\text{T}$ .

Массу атома химического элемента определяют как среднее значение относительной атомной массы всех его природных изотопов с учетом их распространенности. Именно это среднее значение приведено под знаками химических элементов в периодической системе. Например, в природе атомы хлора представляют собой смесь двух изотопов с массой 35 (их в природе 75,4 %) и 37 (их 24,6 %). Средняя атомная масса хлора равна 35,453.

### 1.1.4. Состояние электронов в атоме

При химических реакциях ядро атома не изменяется. Изменения происходят в электронных оболочках атомов. Состояние электронов в атоме, а также свой-

ства других элементарных частиц описывает *квантовая механика*. По представлениям квантовой механики, все микрочастицы имеют двойственную (корпускулярно-волновую) природу: в некоторых случаях они ведут себя как частицы, а в некоторых — как волны. Иначе говоря, микрочастицы проявляют свойства волн, а волны способны проявлять свойства микрочастиц. Электрон также обладает корпускулярно-волновым дуализмом (двойственными свойствами).

Электрон в атоме не имеет определенной траектории движения. Двигаясь с субсветовой скоростью, он может находиться в любой части околоядерного пространства. Различные положения электрона в электрическом поле ядра атома носят название *электронного облака*. Движение электрона описывают законы квантовой механики, которые рассматривают **вероятность** его нахождения в том или ином месте пространства. Вокруг каждого атома есть участки пространства, в которых вероятность нахождения электрона высока, есть участки, в которых электрон можно обнаружить гораздо реже (*низкая вероятность*), и есть такие участки, в которых электрон обнаружить в принципе невозможно (*нулевая вероятность*). Если бы удалось получить мгновенные снимки положения электрона в атоме через очень малые равные промежутки времени и наложить их друг на друга, то на итоговом снимке появилась бы картина электронного облака (рис. 1.2).

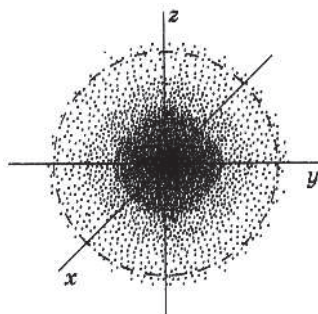


Рис. 1.2. Электронное облако атома водорода

Точки на рисунке — места обнаружения электрона — находятся на определенном расстоянии от ядра атома, а места высокой вероятности нахождения электрона видны как места повышенной *электронной плотности*. По мере удаления от ядра электронная плотность уменьшается.

Область пространства вокруг ядра атома, в которой наиболее вероятно нахождение электрона, называется **орбиталью**.

Число орбиталей зависит от положения атома в периодической системе элементов.

Орбитали могут иметь несколько форм (рис. 1.3). Орбитали сферической формы, как у атома водорода, принято называть *s*-орбиталями, а электроны на них — *s*-электронами. Гантелеобразную форму имеют *p*-орбитали. Электроны на этих орбиталях называются *p*-электронами. Более сложную форму имеют *d*- и *f*-орбитали.

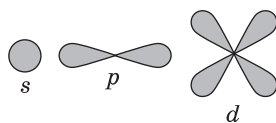


Рис. 1.3. Формы электронных орбиталей

На каждой орбитали может находиться один или два электрона. Если на орбитали находится один электрон, то ее называют *незаполненной*, а электрон на ней — *неспаренным*. Если на орбитали находятся два электрона, ее называют *заполненной*, а электроны на ней — *спаренными*. Электрон во время движения на орбитали одновременно вращается вокруг своей оси. Это свойство электрона носит название *спин*. Спаренные электроны одной орбитали имеют разные спины, то есть вращаются вокруг своей оси в разных направлениях.

Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням в атоме происходит в соответствии с *правилом Хунда* для невозбужденного (основного) состояния атома:

**Электроны занимают свободные орбитали, располагаясь в них сначала по одному, имея при этом одинаковое значение спина, а затем спариваются.**

В ходе химических реакций электроны заполняют свободные орбитали в атомах согласно *принципу Паули*:

**В атоме на одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположные спины.**

Важнейшей характеристикой движения электрона является энергия его связи с ядром атома. Эта энергия зависит от сил электростатического притяжения электрона к ядру и электростатического отталкивания электронов в электронном облаке. Электроны, которые находятся на близком расстоянии от ядра, притягиваются к нему с большей силой, прочнее связаны с ним, их труднее «оторвать» от ядра в ходе химических превращений. Электроны, которые движутся по орбиталим большего размера, более удалены от ядра атома и соответственно притягиваются к нему слабее. Эти электроны легче «оторвать» от ядра, они обладают большим запасом свободной энергии. Электроны, которые занимают в атоме одну или несколько орбиталей одинаковой формы и размера, обладают близкими значениями энергии.

Энергию связи электрона с ядром характеризует *энергетический уровень*, или *энергетический слой*, на котором находится электрон.

**Энергетический уровень** — это совокупность электронов с близкими значениями энергии.

Энергетические уровни обозначаются арабскими цифрами (1, 2, 3, 4 и т. д.). Наименьшей энергией обладают электроны энергетического уровня 1, близкого к атомному ядру. С увеличением уровня увеличивается запас энергии электронов.

Число энергетических уровней в атоме показывает номер периода, в котором располагается элемент в периодической системе Д. И. Менделеева. Так, у элементов 1-го периода только один энергетический уровень, 2-го — два, 6-го — шесть и т. д.

Каждый новый энергетический уровень в атоме начинается с *s*-орбитали, на которой может находиться не более двух *s*-электронов. *s*-орбиталь 2-го энергетического слоя больше по размеру, поэтому энергия электронов на ней выше, чем у *s*-электронов 1-го уровня. На 2-м энергетическом уровне появляются три *p*-орбитали одного размера, которые расположены взаимоперпендикулярно,

подобно осям координат  $x$ ,  $y$ ,  $z$ . Третий энергетический уровень содержит одну  $s$ -орбиталь, три  $p$ - и пять  $d$ -орбиталей. Четвертый уровень содержит одну  $s$ -орбиталь, три  $p$ -орбитали, пять  $d$ -орбиталей и семь  $f$ -орбиталей.

Энергетические уровни состоят из *подуровней*. Каждый подуровень содержит орбитали какой-то одной формы. Например,  $1s$ -подуровень,  $3p$ -подуровень,  $4d$ -подуровень и т. д. Количество подуровней равно номеру уровня — у первого уровня имеется только один подуровень, у второго — два, у третьего — три и т. д.

На рис. 1.4 показана схема деления энергетических уровней на подуровни.

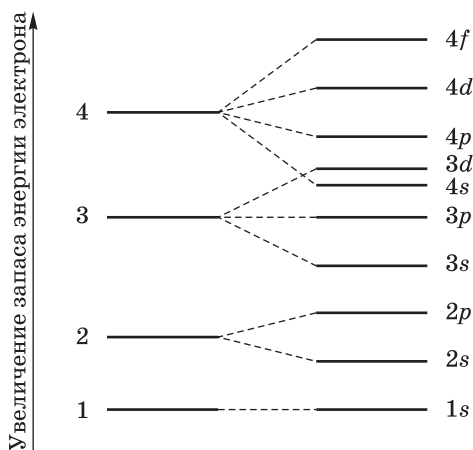


Рис. 1.4. Схема деления энергетических уровней на подуровни

Исходя из того, что на каждой орбитали могут находиться не более двух электронов, несложно вычислить, что первый энергетический уровень могут занимать не более двух электронов, второй — не более 8, третий — не более 18, четвертый — не более 32 и т. д.

Максимальное число электронов ( $N$ ), находящихся на энергетическом уровне  $n$  ( $n = 1, 2, 3$  и т. д.), определяют по формуле:

$$N = 2n^2.$$

### 1.1.5. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов периодической системы Д. И. Менделеева

Самым устойчивым и энергетически выгодным состоянием любой системы является состояние с наименьшей энергией. Атом как система в этом отношении не является исключением: электроны заполняют энергетические уровни также в соответствии с принципом наименьшей энергии.

Состояние атома, при котором все орбитали заполнены в соответствии с принципом наименьшей энергии, называется *основным*.

Распределение электронов по энергетическим уровням принято отображать с помощью *электронных формул*, которые показывают расположение электронов на энергетических уровнях и подуровнях (орбиталях) в атоме.

Таким образом, электронная формула водорода H имеет вид  $1s^1$ . Иногда требуется изобразить графическую электронную формулу. В этом случае каждой орбитали соответствует четырехугольник.



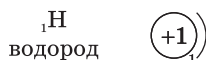
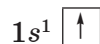
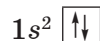


Рис. 1.5. Схема электронного строения атома водорода

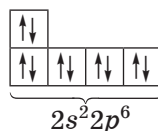
Так, например, заполнение электронами 1-го энергетического уровня можно проиллюстрировать следующим образом:



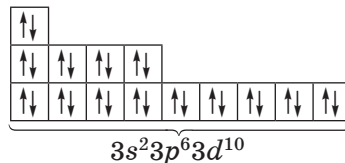
Незаполненный энергетический уровень:



Заполненный 2-й энергетический уровень будет выражаться электронной формулой  $2s^22p^6$ :



Заполненный 3-й уровень будет иметь формулу  $3s^23p^63d^{10}$ :



При составлении электронных формул важно помнить следующие моменты:

- электроны в атоме занимают свободные орбитали в последовательности, называемой шкалой энергии:  $1s / 2s, 2p / 3s, 3p / 4s, 3d, 4p / 5s, 4d, 5p / 6s, 4d, 5d, 6p / 7s, 5f, 6d, 7p$ ;
- согласно принципу Паули, на одной орбитали могут располагаться максимум два электрона с противоположными спинами;
- количество электронов в атоме численно равно заряду ядра и порядковому номеру элемента в периодической системе;
- количество энергетических подуровней численно равно номеру периода, в котором расположен элемент в периодической системе.

Электронно-графические формулы наглядно показывают количество незаполненных электронов в атоме.

Атом элемента водорода (H), стоящего под номером 1 в периодической системе, имеет только один электрон, который расположен на 1-м энергетическом уровне,  $1s$ -подуровне. Таким образом, электронная формула водорода:  $1s^1$ .

Элемент, имеющий порядковый номер 2, — гелий (He). Согласно порядковому номеру и номеру периода, он имеет два электрона, расположенных на 1-м энергетическом уровне:  $1s^2$ .

Элемент под номером 3 — литий (Li) — находится во 2-м периоде и имеет три электрона. Два из них располагаются на 1-м уровне,  $1s$ -подуровне, а третий занимает свободную  $s$ -орбиталь 2-го энергетического уровня:  $1s^22s^1$ .  $s$ -орбиталь следующего уровня всегда заполняется первой, поскольку имеет более низкий уровень энергии. Только после полного заполнения  $s$ -подуровня идет заполнение других орбиталей электронами.

У элемента номер 4 — бериллия (Be) — заполняется  $2s$ -подуровень:  $1s^22s^2$ , а начиная с элемента под номером 5 — бора (B) — идет заполнение  $p$ -орбитали на

2-м уровне. У элемента номер 6 — углерода (С) — появляется второй *p*-электрон на 2-м подуровне, и он может как занять свободную орбиталь, так и разделить *p*-орбиталь с уже имеющимся *p*-электроном. Поскольку электроны имеют одинаковые по силе и знаку заряды, они отталкиваются друг от друга. При наличии свободных орбиталей электронам энергетически «выгодно» размещаться на незанятых орбиталях. Появляющийся у кислорода (О), элемента под номером 8, четвертый *p*-электрон, присоединяется на первую *p*-орбиталь к уже имеющемуся *p*-электрону.

У элементов 3-го энергетического уровня имеются *3d*-орбитали, но они остаются незаполненными. У атомов калия (К) и кальция (Са) появляется 4-й электронный слой и заполняется *4s*-уровень, т. к. он имеет меньшую энергию, чем *3d*-уровень.

Строение электронных оболочек первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева приведено в табл. 1.1.

Таблица 1.1

**Электронные графические формулы  
первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева**

Порядковый номер	Элемент	Электронная формула	Графическая формула
1	Водород (H)	$1s^1$	$\uparrow$
2	Гелий (He)	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$
3	Литий (Li)	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
4	Бериллий (Be)	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
5	Бор (B)	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
6	Углерод (C)	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
7	Азот (N)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$
8	Кислород (O)	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$
9	Фтор (F)	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$
10	Неон (Ne)	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

Порядковый номер	Элемент	Электронная формула	Графическая формула
11	Натрий (Na)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
12	Магний (Mg)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
13	Алюминий (Al)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
14	Кремний (Si)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	
15	Фосфор (P)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	
16	Сера (S)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
17	Хлор (Cl)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
18	Аргон (Ar)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
19	Калий (K)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
20	Кальций (Ca)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	

## 1.2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

### 1.2.1. Группы и периоды периодической системы. Физический смысл порядкового номера химического элемента

Попытки классификации химических элементов предпринимались учеными начиная с XVII в. Сходные по свойствам вещества объединялись в группы. Выделялись общие признаки отдельных химических элементов. В 60-е годы XIX в. Д. И. Менделеев занялся поиском закономерностей и взаимосвязей, которые бы охватывали все известные в то время химические элементы (их на тот момент насчитывалось 63). В качестве важнейшей характеристики химического элемента Д. И. Менделеев взял массу его атома.

Расположив все известные в то время химические элементы в ряд по степени возрастания их атомных масс, ученый отметил, что через определенные отрезки (периоды) в этом ряду находятся химические элементы, которые образуют похожие по свойствам простые вещества и соединения. То есть характер элементов в ряду повторяется с определенной периодичностью.

Каждый такой отрезок начинался типичным металлом и заканчивался типичным неметаллом. При этом Д. И. Менделеев отметил, что характер элементов, свойства их простых веществ и соединений в каждом отрезке изменяются постепенно, а именно:

- металлические свойства ослабевают;
- неметаллические свойства усиливаются;
- степень окисления элемента в образуемых им высших оксидах увеличивается с +1 до +7 (+8).

Н 1 H <sub>2</sub> O						
Li 7 Li <sub>2</sub> O	Be 9 BeO	B 11 B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	C 12 CO <sub>2</sub>	N 14 N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	O 16 —	F 19 —
Na 23 Na <sub>2</sub> O	Mg 24 MgO	Al 27 Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Si 28 SiO <sub>2</sub>	P 31 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	S 32 SO <sub>3</sub>	Cl 35,5 Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

На основании своих выводов Д. И. Менделеев в 1869 г. сформулировал *периодический закон*. Первоначальная формулировка закона выглядела следующим образом:

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

Разделив ряд элементов на периоды, Д. И. Менделеев разместил второй период под первым, третий — под вторым и т. д., получив таблицу, в столбцах которой оказались химические элементы со сходными свойствами. Эта таблица стала графическим отображением периодического закона и получила название *периодической системы элементов Д. И. Менделеева*.

На основании периодического закона Д. И. Менделеев предсказал существование не открытых к тому времени химических элементов, свойства трех из них (галлия, скандия и германия) он подробно описал. Эти элементы были открыты еще при жизни ученого, что привело к всеобщему признанию периодического закона.

Периодический закон иллюстрирует повторение химического характера элементов, особенностей строения их атомов, состава, строения и свойств их соединений. В силу невысокого уровня развития химии во времена Менделеева истинная причина периодичности им раскрыта не была.

С развитием атомной физики и квантовой химии был объяснен смысл порядкового номера элемента, и периодический закон получил теоретическое обоснование. Позже была создана квантово-механическая модель периодического изменения электронного строения атомов химических элементов по мере возрастания зарядов их ядер.

Современная формулировка периодического закона звучит так:

**Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.**

Номера элементов в периодической системе называются *порядковыми номерами*.

Порядковый номер элемента показывает:

- заряд атомного ядра;
- число протонов в ядре;
- число электронов в электронной оболочке атома.

**Заряд атомного ядра совпадает с порядковым номером элемента в таблице Менделеева.**

Эта закономерность отражает физический смысл порядкового номера химического элемента.

Правильность расположения элементов в периодической системе подтверждает закон, сформулированный в 1913 г. английским физиком Г. Мозли:

**Заряд ядра атома каждого элемента в таблице Менделеева возрастает на единицу по сравнению с зарядом ядра атома предыдущего элемента.**

По горизонтали в периодической системе элементы расположены в 10 рядов. Первые 3 ряда и 10-й ряд — это *малые периоды* периодической системы элементов, включающие каждый по одному ряду элементов. *Большие периоды* (четвертый, пятый, шестой) состоят из двух рядов. Элементы второго и третьего периодов называются *типическими*, поскольку их свойства постепенно изменяются от металла до благородного газа. В четных рядах больших периодов расположены только металлы, чьи свойства изменяются слабо. Нечетные ряды больших периодов содержат элементы, свойства которых изменяются так же, как и у типических элементов.

После лантана, находящегося в шестом периоде, располагаются элементы с порядковыми номерами 58—71, называемые *лантаноидами*. Это отдельное семейство сходных по свойствам с лантаном элементов.

В седьмом периоде после актиния аналогичным образом располагается семейство *актиноидов*, которое составляют элементы с порядковыми номерами 90—103. Атомы этих элементов неустойчивы, их свойства до сих пор окончательно не изучены.

По вертикали расположены *группы* элементов. Всего в периодической системе 8 групп химических элементов, каждая из которых делится на *главную* и *побочную подгруппы*. Элементы главной подгруппы в таблице смещены влево, а побочной — вправо. Главную подгруппу составляют типические элементы и сходные с ними по свойствам элементы больших периодов. В побочных подгруппах расположены только металлы больших периодов. VIII группа, кроме главной подгруппы, содержит три побочные: подгруппу железа, подгруппу кобальта и подгруппу никеля.

Химические свойства элементов главной и побочной подгрупп одной группы сильно различаются, а свойства элементов одной подгруппы схожи между собой.

Все элементы, кроме гелия, неона и аргона, образуют кислородные соединения. Их общие формулы приведены под каждой группой в порядке возрастания степени окисления элементов:  $R_2O$ ,  $RO$ ,  $R_2O_3$ ,  $RO_2$ ,  $R_2O_5$ ,  $RO_3$ ,  $R_2O_7$ ,  $RO_4$ , где  $R$  — элемент данной группы.

Начиная с IV группы, элементы главных подгрупп образуют летучие водородные соединения, общие формулы которых также приведены внизу периодической системы:  $RH_4$ ,  $RH_3$ ,  $RH_2$ ,  $RH$ . Данные формулы относятся только к элементам главных подгрупп.

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

Номер периода и номер группы в периодической системе Д. И. Менделеева так же, как и порядковый номер элемента, имеют определенный смысл и отражают некую особенность или закономерность в строении атомов элементов.

*Номер периода* совпадает с числом электронных слоев (энергетических уровней) в атоме.

*Номер группы* показывает число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов для элементов главных подгрупп или максимальное число валентных электронов для элементов обеих подгрупп. Отметим, что именно одинаковое строение внешних энергетических уровней химических элементов одной подгруппы обуславливает повторение свойств химических элементов в периоде.

Для элементов главных подгрупп валентными являются электроны *внешнего* энергетического уровня, их число равно номеру группы. Для элементов побочных подгрупп валентными являются электроны и *предвнешнего* энергетического уровня, в этом случае максимальное их число определяется номером группы.

Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах определяются особенностями строения их атомов.

У элементов одного периода слева направо происходят следующие изменения в строении атомов:

- увеличивается заряд атомных ядер;
- увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- число энергетических уровней постоянно;
- радиус атомов уменьшается.

Исходя из этих закономерностей, можно сделать обобщающий вывод:

**В пределах одного и того же периода слева направо металлические свойства ослабевают, а неметаллические — усиливаются.**

У элементов главных подгрупп одной группы число электронов на внешнем энергетическом уровне остается неизменным. А в строении атомов прослеживаются следующие изменения:

- увеличивается заряд атомных ядер;
- увеличивается число энергетических уровней;
- увеличивается радиус атомов.

Такие изменения в строении атома обуславливают определенные изменения химических свойств элемента.

**В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) сверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические — ослабевают.**

У элементов больших периодов изменения свойств происходят медленнее, поскольку у атомов элементов побочных подгрупп достраивается не внешний, а предвнешний слой (до 18 электронов). И только после полной достройки предвнешнего уровня начинает достраиваться внешний.

Таким образом, заряд ядер атомов элементов в периодической системе Д. И. Менделеева возрастает монотонно, а свойства элементов изменяются периодически.

Изменения свойств элементов в периодах и группах влияют на свойства их соединений. Наиболее характерно эти изменения проявляются в *высших оксидах*, где элемент проявляет максимально возможную для него валентность.

Так, в высших оксидах элементов второго периода кислотные свойства возрастают слева направо. Металл литий образует основной оксид  $\text{Li}_2\text{O}$ , металл бериллий — амфотерный (проявляющий одновременно и основные, и кислотные