

Chromium 9961 [Ar]3d ⁵ 4s 7665	Manganese 54.938049 [Ar]3d ⁵ 4s ² 7.4340	Iron 55.845 [Ar]3d ⁶ 4s ² 7.9024	Cobalt 58.93200 [Ar]3d ⁷ 4s ²	Nickel 58.6934 [Ar]3d ⁸ 4s ² 7.6398	Copper 63.546 [Ar]3d ¹⁰ 4s 7.7264	Zinc 65.409 [Ar]3d ¹⁰ 4s 9.3942
Mo [Kr]4d ⁵ 5s 76	43 ⁶ S _{5/2} Tc Technetium (98) [Kr]4d ⁵ 5s ² 7.28	44 ⁵ F ₅ Ru Ruthenium 101.07 [Kr]4d ⁷ 5s 7.3605	45 ⁴ F _{9/2} Rh Rhodium 102.90550 [Kr]4d ⁸ 5s 7.4589	46 ¹ S ₀ Pd Palladium 106.42 [Kr]4d ¹⁰ 8.3369	47 ² S _{1/2} Ag Silver 107.8682 [Kr]4d ¹⁰ 5s 7.5762	48 Cd Cadmium 112.41 [Kr]4d ¹⁰ 5s 8.9924
75 ⁶ S _{5/2} Re	76 ⁵ D ₄ Os	77 ⁴ F _{9/2} Ir	78 ³ D ₅ Pt	79 ² S _{1/2} Au	80 ¹ S ₀ Hg	

Глава 2

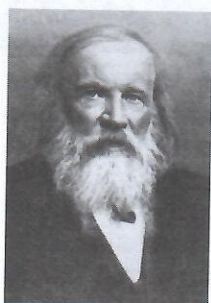
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

Прочитав эту главу, вы узнаете:

- что легло в основу формулировки Периодического закона и классификации химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева;
- как определять валентность элементов в соединениях;
- как свойства химических элементов и образованных ими веществ зависят от зарядов их ядер и периодичности изменения их внешних и предвнешних электронных слоев.

2.1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Одним из величайших научных открытий XIX в. по праву считаются Периодический закон и Периодическая система химических элементов, которые носят имя великого русского ученого Д. И. Менделеева.



Дмитрий Иванович
Менделеев
(1834–1907)

В основу своей работы по классификации химических элементов Д. И. Менделеев положил два основных и постоянных признака химических элементов: их *относительную атомную массу* и *свойства образованных элементами веществ*. Он выписал на карточки все известные сведения об открытых и изученных в то время химических элементах и их соединениях.

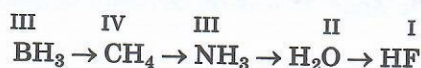
Сопоставляя эти сведения, ученый составил *естественные группы* сходных по свойствам элементов. Выстраивая химические элементы в порядке возрастания атомных масс, Д. И. Менделеев объединил естественные группы химических элементов в единую систему. При этом он обнаружил, что свойства элементов с возрастанием атомной массы изменяются монотонно (возрастают или убывают), а затем повторяются *периодически*, т. е. через определенное число элементов встречаются сходные по свойствам.

Ученый выделил *периоды*, в которых свойства химических элементов и образованных ими веществ закономерно изменяются (лабораторный опыт № 1). Рассмотрим эти изменения.

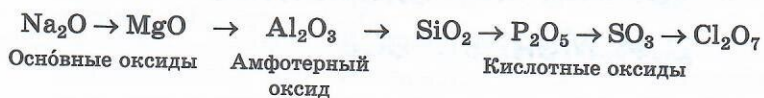
1. Металлические свойства простых веществ, наиболее ярко выраженные у щелочных металлов, в периоде ослабевают и сменяются неметаллическими, которые наиболее ярко выражены у галогенов.

2. Валентность атомов элементов в высших оксидах в периоде возрастает от I до VII (VIII только для осмия, рутения и железа).

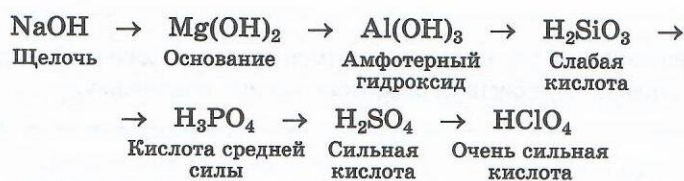
3. Валентность атомов неметаллов в летучих водородных соединениях в периоде сначала возрастает, а затем уменьшается; например, для элементов II периода:



4. Основные оксиды элементов начала периода сменяет амфотерный оксид и далее — кислотные, свойства которых усиливаются; например:



5. Гидроксиды (основания) через амфотерный гидроксид в периоде сменяются все более сильными кислотами; например:



На основании этих наблюдений Д. И. Менделеев сформулировал *Периодический закон*:

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ
ЗАКОН,
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.
СТРОЕНИЕ АТОМА



Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от их относительных атомных масс.

Графическим отображением закона является Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. В настоящее время существуют сотни различных форм таблиц, отображающих Периодический закон.

Наиболее известна и широко используется так называемая короткопериодная форма Периодической таблицы, изображенная на первом форзаце учебника. В короткопериодной форме таблицы периоды разбиваются на ряды, а группы — на подгруппы.



Периодом называют горизонтальный ряд химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс, который начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом.

В Периодической таблице всего 7 периодов. Различают малые и большие периоды.

Малым называют период, состоящий только из одного ряда. Так, малыми являются I—III периоды. Первый период состоит всего из двух элементов: водорода и гелия. Во втором и третьем периодах — по 8 элементов.

Большими называют периоды, состоящие из двух рядов — четного и нечетного. К большим относятся периоды с IV по VII. Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов, шестой — 32 элемента, седьмой период не завершен, но, очевидно, будет содержать также 32 элемента. Шестой и седьмой периоды иногда называют **сверхбольшими**, так как они содержат 14 лантаноидов и 14 актиноидов соответственно. В короткопериодном варианте эти элементы выносят в нижнюю часть таблицы.

По вертикали Периодическая таблица делится на 8 групп.



Группой называют вертикальный ряд химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева, сходных по свойствам образованных ими соединений.

С развитием представлений о строении атомов химических элементов определение периодов и групп получило современное звучание (о чем вы узнаете далее из материала учебника).

В короткопериодном варианте Периодической таблицы различают главные и побочные подгруппы.

Главной называют подгруппу, состоящую из элементов и малых, и больших периодов. **Побочной** называют подгруппу, состоящую только из элементов больших периодов. Например, главная подгруппа первой группы называется подгруппой щелочных металлов, главная подгруппа седьмой группы — подгруппой галогенов, главная подгруппа восьмой группы — подгруппой благородных газов. Побочную подгруппу первой группы составляют медь, серебро и золото, а побочную подгруппу седьмой группы — марганец, технеций и рений.

Номер группы связан со степенью окисления элементов, которую они проявляют в своих соединениях.

Напомним, что **степень окисления** — это условный заряд атома химического элемента, вычисленный на основе предположения, что и ионные, и ковалентные полярные соединения состоят только из ионов.

Как правило, высшая положительная степень окисления элементов равна номеру группы. Исключения составляют: фтор (его степень окисления в соединениях всегда равна -1); медь, серебро и золото (проявляют степени окисления $+1$, $+2$, $+3$); элементы некоторых других групп.

Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева являются триумфом российской химической науки.

Периодический закон и Периодическая система позволили:

- 1) установить взаимную связь между элементами и объединить их по свойствам;
- 2) расположить элементы в естественной последовательности;
- 3) вскрыть периодичность, т. е. повторяемость общих свойств элементов и их соединений;
- 4) исправить и уточнить относительные атомные массы отдельных элементов (например, исправить относительную атомную массу бериллия с 13 на 9);

- 5) исправить и уточнить валентности отдельных элементов (например, исправить валентность бериллия с III на II);
- 6) предсказать, описать свойства, указать пути открытия еще неизвестных элементов.

Торжеством Периодического закона и Периодической системы явилось открытие трех предсказанных Д. И. Менделеевым элементов — галлия, скандия и германия. Это позволило назвать открытие Д. И. Менделеевым Периодическим законом научным подвигом, подобным подвигу астронома У. Ж. Ж. Лавуазье, предсказавшего орбиту еще неизвестной планеты Нептуна.

В 1955 г. группа американских химиков во главе с Г. Сиборгом получила новый — 101-й элемент, которому в честь величайшего русского химика Д. И. Менделеева единодушно присвоено название *менделевий*.

Сейчас на основе Периодического закона и Периодической системы синтезируют новые элементы, например 115-й — дубний.

Из всех элементов Периодической системы в природе встречаются только 91. Последний из них — уран — элемент № 92 (элемент № 43 — технеций получен искусственно).

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Расположите в порядке ослабления кислотных свойств следующие оксиды: CO_2 , V_2O_5 , Li_2O , N_2O_5 , BeO . Обоснуйте полученный ряд. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам.
2. Определите валентность элементов в соединениях, имеющих формулы: SO_2 , P_2O_5 , C_2H_4 , N_2 , H_2O_2 .
3. Названия каких химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева связаны с Россией?
4. Укажите положение в Периодической таблице Д. И. Менделеева элементов № 21, 32, 44, 56, 63.
5. На основании положения экабора (скандия) в Периодической таблице элементов попробуйте предсказать его свойства: атомную массу, плотность (плотность соседних элементов — кальция и титана равна 1,55 и 4,5 г/см³ соответственно), высшую степень окисления, формулу высшего оксида, формулу хлорида. Сравните ваш прогноз для экабора с реальными данными для скандия.
6. Найдите в Периодической таблице пары элементов, расположенных в нарушение увеличения относительной атомной массы. Можно ли поменять их местами, чтобы не нарушать возрастание относительной атомной массы? Почему?
7. Открытие благородных газов, сделанное после формулировки Периодического закона, не смогло нарушить теорию перио-

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ
ЗАКОН,
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.
СТРОЕНИЕ АТОМА

дичности. Почему? Охарактеризуйте положение в Периодической таблице благородных газов.

8. Какое значение имели Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева для науки, понимания природы и познания?

2.2. Строение атома и Периодический закон Д. И. Менделеева

Из курса физики вы знаете, что атомы имеют сложное строение. Атом делим, это доказали явления фотоэффекта, радиоактивности, электролиза и др. Данные явления помогли физикам предложить различные модели строения атома как сложной частицы.

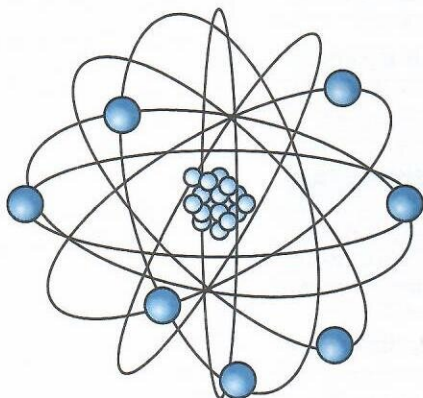


Рис. 2.1

Планетарная модель
строения атома
Э. Резерфорда

Планетарная модель атома Э. Резерфорда (рис. 2.1), согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, вращающихся вокруг ядра по замкнутым орбитам подобно планетам, движущимся вокруг Солнца, не смогла объяснить излучение и поглощение энергии атомом.

Квантовая модель Н. Бора основана на постулатах, которые внесли в планетарную модель атома Э. Резерфорда новые представления.

Первый постулат. Электрон движется вокруг ядра по строго определенным замкнутым стационарным орбитам в соответствии с «разрешенными» значениями энергии E_1, E_2, \dots, E_n , при этом энергия не поглощается и не излучается.

Второй постулат. Электрон переходит из одного разрешенного энергетического состояния в другое, что сопровождается излучением или поглощением кванта энергии.

Н. Бор внес квантовые представления в строение атома, но использовал при этом традиционные классические понятия механики, рассматривая электрон как частицу, движущуюся со строго определенными скоростями по строго определенным траекториям.

В 1932 г. была разработана **протонно-нейтронная теория ядра**, согласно которой ядра атомов состоят из протонов и нейтронов.

Атомное ядро каждого химического элемента характеризуется строго определенным числом протонов в нем, которое совпадает с порядковым номером элемента в Периодической таблице Д. И. Менделеева. А вот число нейтронов в атоме одного и того же элемента может быть различным. Следовательно, различными будут и относительные атомные массы таких разновидностей атомов химического элемента. Такие разновидности атомов называют *изотопами*.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ
ЗАКОН,
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.
СТРОЕНИЕ АТОМА



Изотопы — это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд атомного ядра (одинаковое число протонов в нем), но разную относительную атомную массу (разное число нейтронов).

Например, в природе встречаются изотопы кислорода с массовыми числами 16, 17, 18 (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O), изотопы хлора ^{35}Cl и ^{37}Cl , изотопы калия ^{39}K и ^{40}K , изотопы аргона ^{39}Ar и ^{40}Ar .

В Периодической таблице Д. И. Менделеева под знаками химических элементов записывают значения относительных атомных масс их природной изотопной смеси.

Ядра атомов некоторых изотопов не могут существовать длительное время, они распадаются на несколько более мелких ядер. Поскольку число протонов в новых ядрах будет отличаться от исходного ядра, при таком распаде образуются ядра новых химических элементов. Явление самопроизвольного распада атомных ядер, сопровождающееся выделением энергии и элементарных частиц, называют *радиоактивностью*.

Радиоактивные изотопы находят все более широкое применение в технике, медицине, биологии, химии, геофизике и др. Например, искусственно полученный радиоактивный изотоп кобальта ^{60}Co применяют в технике для контроля производства, обнаружения дефектов в металлах, в медицине для лучевой терапии злокачественных опухолей. Радиоактивный изотоп благородного газа криптона ^{85}Kr используют для обнаружения течей в вакуумных установках, как изотопный индикатор при исследовании коррозии, для контроля износа деталей.

На использовании радиоактивного изотопа водорода — трития ^3H и его устойчивого аналога с меньшей атомной массой — дейтерия ^2H основана водородная энергетика, поскольку при их взаимодействии выделяется огромное количество энергии:

Атомное ядро каждого химического элемента характеризуется строго определенным числом протонов в нем, которое совпадает с порядковым номером элемента в Периодической таблице Д. И. Менделеева. А вот число нейтронов в атоме одного и того же элемента может быть различным. Следовательно, различными будут и относительные атомные массы таких разновидностей атомов химического элемента. Такие разновидности атомов называют *изотопами*.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ
ЗАКОН,
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.
СТРОЕНИЕ АТОМА



Изотопы — это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд атомного ядра (одинаковое число протонов в нем), но разную относительную атомную массу (разное число нейтронов).

Например, в природе встречаются изотопы кислорода с массовыми числами 16, 17, 18 (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O), изотопы хлора ^{35}Cl и ^{37}Cl , изотопы калия ^{39}K и ^{40}K , изотопы аргона ^{39}Ar и ^{40}Ar .

В Периодической таблице Д. И. Менделеева под знаками химических элементов записывают значения относительных атомных масс их природной изотопной смеси.

Ядра атомов некоторых изотопов не могут существовать длительное время, они распадаются на несколько более мелких ядер. Поскольку число протонов в новых ядрах будет отличаться от исходного ядра, при таком распаде образуются ядра новых химических элементов. Явление самопроизвольного распада атомных ядер, сопровождающееся выделением энергии и элементарных частиц, называют **радиоактивностью**.

Радиоактивные изотопы находят все более широкое применение в технике, медицине, биологии, химии, геофизике и др. Например, искусственно полученный радиоактивный изотоп кобальта ^{60}Co применяют в технике для контроля производства, обнаружения дефектов в металлах, в медицине для лучевой терапии злокачественных опухолей. Радиоактивный изотоп благородного газа криптона ^{85}Kr используют для обнаружения течей в вакуумных установках, как изотопный индикатор при исследовании коррозии, для контроля износа деталей.

На использовании радиоактивного изотопа водорода — трития ^3H и его устойчивого аналога с меньшей атомной массой — дейтерия ^2H основана водородная энергетика, поскольку при их взаимодействии выделяется огромное количество энергии:



Процессы, при которых ядра атомов одних элементов превращаются в ядра атомов других элементов, называют *ядерными реакциями*.

Для химии большой интерес представляет строение электронной оболочки атома. Под *электронной оболочкой* понимают совокупность всех электронов в атоме.

Важнейшей характеристикой электрона является энергия его связи с атомом. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый *электронный слой*, или *энергетический уровень*.

Наименьшей энергией обладают электроны первого электронного слоя, наиболее близкого к ядру. По сравнению с электронами первого слоя электроны последующих слоев будут характеризоваться большим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего слоя.

Число электронных слоев в атоме равно номеру периода в Периодической таблице Д. И. Менделеева, которому принадлежит химический элемент: у атомов элементов первого периода — один слой, второго периода — два слоя и т. д.

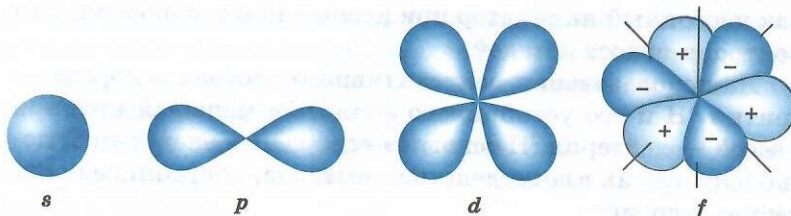
Электрон в атоме не имеет траектории движения, т. е. можно говорить лишь о вероятности нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части пространства, окружающего ядро, и совокупность различных его положений рассматривают как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда.

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют *электронным облаком*.

Существуют четыре типа электронных облаков; их обозначают латинскими буквами *s*, *p*, *d*, *f*. Электронные *s*-облака имеют сферическую форму, *p*-облака — форму гантели или объемной восьмерки, *d*-облака — форму листа клевера, *f*-облака — форму шестилепесткового цветка (рис. 2.2).

Рис. 2.2

Форма *s*-, *p*-, *d*-
и *f*-электронных
облаков



Положение электрона в атоме характеризуют особыми математическими функциями — **орбиталями**. Каждому типу орбиталей соответствуют электронные облака определенной формы. Орбитали, как и соответствующие им электронные облака, обозначают теми же символами: *s*, *p*, *d*, *f*.

В атомах химических элементов первый электронный слой составляет одна *s*-орбиталь, на которой находятся два *s*-электрона. Второй электронный слой также имеет *s*-орбиталь, запас энергии электронов которой выше, чем электронов первого слоя. Кроме того, на втором слое будут содержаться три *p*-орбитали, им соответствуют гантелеобразные электронные облака одного размера, которые взаимно перпендикулярны подобно осям координат *x*, *y*, *z*. Третий электронный слой помимо одной *s*- и трех *p*-орбиталей содержит пять *d*-орбиталей.

Каждую орбиталь могут занимать два электрона. Следовательно, максимальное число электронов, которые могут поместиться на первом уровне, равно 2, на втором — 8 (2 электрона на одной *s*-орбитали и 6 на трех *p*-орбиталях), на третьем — 18 (2 электрона на *s*-орбитали, 6 на трех *p*-орбиталях, 10 на пяти *d*-орбиталях).

Атом каждого элемента Периодической таблицы Д. И. Менделеева отличается от предыдущего тем, что заряд его ядра возрастает на единицу (в ядре на один протон становится больше), и, следовательно, на электронной оболочке становится на один электрон больше по сравнению с предыдущим элементом. Таким образом, формулировка Периодического закона, предложенная Д. И. Менделеевым, нуждается в современном уточнении.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ
ЗАКОН,
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.
СТРОЕНИЕ АТОМА



Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

В зависимости от того, на какое электронное облако отправился последний электрон, химические элементы можно разделить на семейства: *s*, *p*, *d*, *f*.

К *s*-элементам относятся элементы главных подгрупп I и II групп Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, а также гелий.

К *p*-элементам относятся элементы главных подгрупп III — VIII групп.

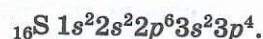
К *d*-элементам относятся элементы побочных подгрупп I — VIII групп.

Принадлежность химического элемента тому или иному электронному семейству можно определить по *электронной конфигурации (электронной формуле)*, которая показывает расположение электронов на электронных слоях и облаках.

Для элементов малых периодов, входящих в главные подгруппы, записать электронную конфигурацию несложно. Например, сера — элемент № 16 главной подгруппы VI группы. Следовательно, ядро ее атома будет иметь заряд +16, на электронной оболочке будут располагаться 16 электронов:

- на первом электронном слое — два электрона на $1s$ -орбитали;
- на втором — восемь электронов (два электрона на $2s$ -орбитали и шесть на $2p$ -орбиталях);
- на третьем — шесть электронов в полном соответствии с номером группы (два электрона на $3s$ -орбитали и оставшиеся четыре — на $3p$ -орбиталях).

Отсюда и электронная конфигурация:



Таким образом, сера — это p -элемент.

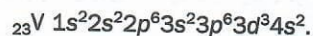


Для элементов побочных подгрупп следует учитывать тот факт, что у атомов этих элементов строится не внешний электронный слой (на нем, как правило, будут располагаться два s -электрона), а d -орбитали предвнешнего слоя (на них, как вы знаете, может поместиться не более 10 электронов). Рассмотрим, например, строение электронной оболочки элемента № 23 — ванадия, расположенного в четвертом периоде в побочной подгруппе V группы.

Следовательно, ядро атома ванадия будет иметь заряд +23, на электронной оболочке будут находиться 23 электрона:

- на первом электронном слое — два электрона на $1s$ -орбитали;
- на втором — восемь электронов (два электрона на $2s$ -орбитали и шесть на $2p$ -орбиталях);
- на внешнем — четвертом — два s -электрона, как у элемента побочной подгруппы;
- на третьем слое — остальные 11 электронов (два электрона на $3s$ -орбитали, шесть на $3p$ -орбиталях и оставшиеся три — на $3d$ -орбиталях).

Отсюда и электронная конфигурация:



Таким образом, ванадий — это d -элемент, так как последний электрон в его атоме отправился на $3d$ -орбиталь.

Поскольку заряды атомных ядер химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева возрастают монотонно, а свойства элементов и образованных ими веществ изменяются периодически, то, очевидно, можно дать еще одну — причинно-следственную формулировку Периодического закона:

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ
ЗАКОН,
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА
ХИМИЧЕСКИХ
ЭЛЕМЕНТОВ
Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.
СТРОЕНИЕ АТОМА



Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от периодичности изменения строения их внешних и предвнешних электронных слоев.

С точки зрения теории строения атома стало возможным объяснение причин изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах.

Чем легче атомы химических элементов отдают валентные электроны, тем более сильно выражены у них *металлические свойства*. И, наоборот, чем легче атомы химических элементов принимают недостающие до завершения внешнего энергетического уровня электроны, тем сильнее выражены у них *неметаллические свойства*.

В *периодах* с ростом порядкового номера элемента происходит увеличение числа электронов на внешнем слое атома. Следовательно, ярко выраженные металлические свойства первых элементов периода постепенно ослабевают, усиливаются неметаллические, и после наиболее ярко выраженного неметалла (галогена) период заканчивается благородным газом. Кроме того, увеличение заряда ядра атомов в периоде приводит к уменьшению радиусов атомов элементов. Например, радиус атома азота меньше, чем атома углерода, а атома фтора меньше, чем атома кислорода.

В *главных подгруппах* с ростом порядкового номера элемента растет радиус его атома, поскольку увеличивается число электронных слоев. Валентные электроны располагаются дальше от ядра, слабее с ним связаны, поэтому металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Какие явления доказывают сложность строения атома?
- *2. Какие модели сложного строения атома вы знаете? В чем их достоинства и недостатки?
3. Как устроено атомное ядро? Что такое изотопы? Напишите символы изотопов хлора, калия и аргона. Почему свойства