

Глава 2. Некоторые представления о строении атомов, периодическом законе и периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева

2.1. Экспериментальные доказательства сложности строения атомов.

Атом по-гречески «неделимый». Так считали до конца XIX века, до тех пор, пока не были открыты явления, доказавшие, что атом – сложная система, состоящая из более простых частиц. Вот некоторые из этих явлений:

1. **Катодные лучи** – поток электронов, возникающий в трубке, в которой создан вакуум, в нее впаяны электроды и на них подается довольно большая разность потенциалов.

2. **Термоэлектронная эмиссия** – испускание электронов поверхностью нагретого металла.

3. **Фотоэффект** – выбивание электронов с поверхности активного металла пучком света.

Явления 1 – 3 *прямо* доказывают наличие в атоме частиц с отрицательным зарядом, а *косвенно* – положительно заряженных частиц; ведь атом электронейтрален.

4. **Радиоактивность** – самопроизвольное испускание веществом лучей, с высокой проникающей способностью; лучи возникают за счет распада ядер атомов.

Радиоактивное излучение состоит из трех видов лучей: **альфа-лучей** (α -лучи) – потока ядер гелия (${}^4_2\text{He}$); **бета-лучей** (β -лучи) – потока электронов (e^-); **гамма-лучей** (γ -лучи) – поток электромагнитных волн с очень короткой длиной волны (в состав этих лучей могут входить и нейтроны). Радиоактивность *прямо* доказывает наличие в атоме положительно- и отрицательно заряженных частиц.

Различают естественную и искусственную радиоактивность.

Естественной называют радиоактивность веществ, встречающихся в природе, а **искусственной** – радиоактивность веществ, полученных в лаборатории. Так, распад ядер атомов технеция – пример искусственной радиоактивности, а радиоактивность соединений урана – пример естественной радиоактивности. Радиоактивность для человека играет позитивную и негативную роль. Позитивная роль радиоактивности состоит в том, что она – источник энергии, метод исследования химических и биохимических процессов, её можно использовать в медицине и т.д. Негативная роль: на основе радиоактивности было создано атомное оружие (атомная, водородная и нейтронная бомбы), возможность загрязнения окружающей среды радионуклидами из-за аварий или нерациональной утилизации отходов атомной энергетики и т.д.

Косвенным доказательством сложности атомов является электролиз и электропроводность растворов. На основании рассмотренных явлений можно сделать вывод о том, что атом состоит из более простых частиц, которые были названы *элементарными*.

Задания для самостоятельной работы.

1. Правильно ли утверждение «атом – неделимая частица» (ответ обоснуйте)?
2. Перечислите явления, которые *прямо* доказывают, что в состав атома входят частицы, имеющие отрицательный и положительный заряд.
3. Что такое радиоактивность и докажете, что она является прямым доказательством наличия в атоме частиц заряженных положительно и отрицательно.
4. Может ли атом состоять только из частиц, заряженных; а) положительно; б) отрицательно.
5. Приведите примеры, иллюстрирующие применение радиоактивности позитивное (а), негативное (б).

2.2. Элементарные частицы.

В результате научных исследований установлено, что в Природе существует большое число элементарных частиц – более двухсот, при этом ряд из них являются фундаментальными («истинно элементарными») [электрон, гравитон, фотон, кварки] и нефундаментальными (протоны, нейтроны). Для познания химических явлений наибольшее значение имеют электроны, позитроны, нуклоны.

Электрон (e , e^- , ${}^{1/1840}_{-1}e$) – элементарная частица, обладающая массой $1/1840$ а.е.м и зарядом $1,6 \cdot 10^{19}$ Кл, условно принятым за «-1».

Протон (1_1p , 1_1H) – элементарная частица, с массой, равной 1 а.е.м и зарядом, равным по величине, но противоположным по знаку заряду электрона (т.е. $1,6 \cdot 10^{19}$ Кл, условно принятым за «+1»).

Нейтрон (1_0n) – элементарная частица, не имеющая заряда с массой, 1 а.е.м.

Протон и нейтрон являются разными состояниями единой элементарной частицы – нуклона (подробнее см. 2.3). Нуклоны являются нефундаментальными элементарными частицами потому, что они образуются из более простых (фундаментальных) частиц – кварков.

Примечание: В изображении «формулы» элементарной частицы слева сверху указывают массу частицы (например « $1/1840$ » для электрона), а внизу слева – его заряд («-1» для электрона).

Элементарные частицы образуют в атоме определенные структуры. Установлено, что атом образован ядром и электронной оболочкой.

Задания для самостоятельной работы

1. Что означает термин «элементарная частица»?
2. Назовите наиболее важные элементарные частицы, образующие атом.
3. Чем электрон отличается от позитрона?
4. Что такое нуклон и назовите два его состояния?
5. Что общего и чем отличаются друг от друга протон и нейтрон, а также, почему их считают разными состояниями нуклонов?

2.3. Планетарная модель атома. Общие сведения о ядре.

В настоящее время принята планетарная модель строения атома, согласно которой атом уподобляется солнечной системе в миниатюре с ядром в центре (подобно Солнцу), окруженном электронной оболочкой. Планетарную модель предложил Э. Резерфорд на основе опытов по рассеиванию α -частиц. Согласно этой модели атом состоит из ядра и электронной оболочки.

Ядро располагается в центре атома, занимает небольшую часть его объема и обладает практически всей его массой. Ядро состоит из нуклонов – ядерных частиц, которыми являются протоны и нейтроны. Число протонов (Z) равно *номеру элемента в периодической системе*. Число нуклонов (A) равно атомной массе (A_r) элемента. Число нейтронов (N) можно определить по формуле:

$$A = Z + N \quad (2.1)$$

Следовательно, относительная атомная масса показывает число нуклонов в ядре, так как масса нуклона приблизительно равна 1 ае.м. Протон и нейтрон являются различными состояниями одной и той же ядерной частицы и способны к взаимопревращению по упрощенным (модельным) схемам:



где ${}^1_1\text{p}$ – протон; ${}^1_0\text{n}$ – нейтрон; мезон – условное обозначение группы промежуточных частиц, устойчивых только в ядре атома (мезоны отличаются не только наличием заряда, но и другими характеристиками; различают μ -, π - и др. мезоны).

С этими превращениями связаны ядерные силы. Если промежуточная частица вылетит из ядра, то она после целого ряда изменений превращается в электрон и антинейтрино, либо в позитрон и нейтрино, с чем связана способность атомов к бета(+)- и бета(-)-распаду.

Известно, что главным признаком химического элемента является заряд ядра, т.е. число протонов в ядре атома. Число нуклонов, а, следовательно, и относительная атомная масса для данного химического элемента может изменяться в некоторых пределах, поэтому Природе существуют *изотопы, изобары, изотоны*. Рассмотрим изотопы и изобары.

Изотопы – разновидности атомов одного и того же химического элемента, характеризующиеся одинаковым числом протонов, но различным числом нейтронов в ядре атома. Например: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ – изотопы кислорода. Число «8» показывает количество протонов, а «16», «17» и «18» – число нуклонов, т.е. относительную атомную массу. Число нейтронов для данных изотопов – 8, 9 и 10 (соответственно). [*Как нашли эти числа?*]

Изотопы водорода имеют собственные названия, так как они сильно отличаются друг от друга свойствами: ${}^1_1\text{H}$ – протий; ${}^2_1\text{D}$ – дейтерий; ${}^3_1\text{T}$ – тритий. [*Для каждого из этих изотопов укажите число протонов и нейтронов*].

Изобары – разновидности атомов разных химических элементов, обладающие одинаковым числом нуклонов (одинаковой относительной атомной массой), но различным числом протонов и нейтронов, например: ${}^{39}_{19}\text{K}$ и ${}^{39}_{18}\text{Ar}$ [*Рассчитайте для каждого из этих изобаров число протонов и нейтронов*].

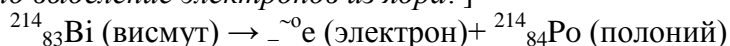
Атомы тяжелых изотопов разных химических элементов способны к радиоактивному распаду. Рассмотрим некоторые виды такого распада.

1. **Спонтанный** распад ядер атомов тяжелых химических элементов на неравномерные осколки с выделением нейтрона, например, ядер атома урана-238.

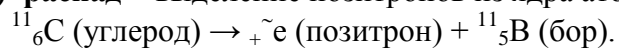
2. **Альфа-распад** (α -распад) – выделение альфа-частиц (ядер гелия: ${}^4_2\text{He}$) из ядра атома: ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{234}_{90}\text{Th}$ (торий)

3. Бета-распад.

3.1. **Бета(-)-распад** – выделение *электронов* из ядер атомов [*есть ли электроны в ядре? Почему возможно выделение электронов из ядра?*]



3.2. **Бета(+)-распад** – выделение позитронов из ядра атома.



Существуют и другие виды радиоактивного распада.

Задания для самостоятельной работы

1. Назовите структуры, из которых состоят атомы, и ту, в которой сосредоточен практически весь объем атома (а), практически вся его масса (б).

2. Рассчитайте число нуклонов, протонов и нейтронов для элементов №№ 1, 8 (известных Вам изотопов), калия, железа-56.

3. Чем изотопы отличаются от изобаров (приведите примеры)?

4. Назовите виды радиоактивного распада, кратко охарактеризуйте их.

5. Назовите изотоп элемента полученного при выделении из железа-58 двух альфа-частиц (а), двух электронов (б), трех позитронов (в).

2.4. Строение электронной оболочки.

Основной объем атома занимает электронная оболочка, образованная электронами. Их число равно числу протонов (*Почему?*). Электроны в атоме распределяются по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям. Самое большое число уровней в электронных оболочках известных атомов – семь, так как известно, что в периодической системе 7 периодов, а *число энергетических уровней в электронной оболочке атома для стационарного состояния равно номеру периода, в котором находится данный химический элемент.*

Число подуровней на данном энергетическом уровне равно номеру уровня, но не более четырех (у элементов, известных в настоящее время). Номера уровней обозначают арабскими цифрами, подуровней – латинскими буквами. Первый подуровень любого уровня – s; второй – p; третий – d; четвертый – f.

Максимальное число электронов на уровне можно рассчитать по формуле:

$$n_e = 2N^2 \quad (2.4),$$

где n – число электронов; N – номер уровня.

Установлено, что более 32 электронов на уровне электронной оболочки атома в настоящее время на известно.

При заполнении электронами орбиталей соблюдается **правило Гунда или Хунда**: *«сначала происходит заполнение всех орбиталей подуровня одним электроном, а потом происходит заполнение этих орбиталей вторым электроном.*

Установлено, что «одна орбиталь максимально может содержать только два электрона» (*следствие из принципа Паули*).

Орбиталь – место в околоядерном пространстве атома, где может находиться (или находится) максимальная плотность электронного облака, возникающая при движении электрона вокруг ядра.

Понятие «орбиталь» возникло потому, что электрон проявляет свойства волны, и частицы. Он частица потому, что обладает массой покоя, а волна потому, что способен к дифракции (огибанию препятствий) и к интерференции (усилению или ослаблению волны). На способности электрона к дифракции основан принцип действия электронного микроскопа. Волновые свойства электрона обуславливают возникновение электронного облака различной плотности при его движении вокруг ядра атома вследствие различного времени его нахождения в данном месте околоядерного пространства.

Расчет числа электронов на энергетическом уровне показывает, что максимальное число их на уровнях таково: на первом – 2 ($2 \cdot 1^2$); втором – 8 ($2 \cdot 2^2$); третьем – 18 ($2 \cdot 3^2$); четвертом (пятом, шестом, седьмом) – 32 ($2 \cdot 4^2$).

Максимальное число электронов на различных подуровнях: на s – 2; p – 6; d – 10; f – 14 электронов.

Число орбиталей на подуровнях: s – одна (2:2); p – три (6:2); d – пять (10:2); f – семь (14:2).

Электронные облака на разных уровнях имеют различную форму (см. рис. 2.1.).



Рис. 2.1. Формы электронных орбиталей

1 – s-облако; 2 – p-облако; 3 – d-облако (одна из форм)

Правило Гунда проиллюстрировано на рис. 2.2. для случая распределения трех электронов на p-подуровне. (стрелка означает электрон).

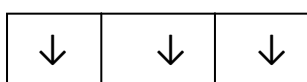


Рис. 2.2. Схема, иллюстрирующая правило Гунда (Хунда)

На основе представлений о строении электронной оболочки различают схемы, электронные и графические (квантово-механические схемы) см. раздел 2.5.

По строению электронной оболочки атома химические элементы подразделяют на четыре семейства:

Эс-элементы (s-) – у них формируется s-подуровень. Это элементы I и II групп, главных подгрупп периодической системы, а также H и He.

Пэ-элементы (p-) – формируется p-подуровень; это элементы главных подгрупп III – VIII групп).

Дэ-элементы (d-) – формируется d-подуровень (элементы всех побочных подгрупп).

Эф-элементы (f-) – формируется f-подуровень (лантаноиды и актиноиды).

Задания для самостоятельной работы

1. Почему электронная оболочка имеет малую массу?
2. Назовите число электронов в электронной оболочке атомов элементов №№ 9, 20, 35; ответ обоснуйте.
3. Чем s-элементы отличаются от d-элементов, приведите (примеры элементов этих семейств)?
4. Почему при движении электрона вокруг ядра возникает электронное облако различной плотности?
5. Проведите расчет числа электронов на первом, третьем, пятом и седьмом энергетическом уровнях электронной оболочки атомов.

2.5. Схемы, электронные и графические формулы атомов.

2.5.1. *Схемы атомов и их составление.*

Схема атома – характеристика атома, показывающая распределение электронов по энергетическим уровням.

При составлении схемы атома используют следующие сведения:

1. Заряд ядра равен номеру элемента в периодической системе;
2. Число энергетических уровней (электронных слоев) равно номеру периода, в котором находится химический элемент;
3. Максимальное число электронов на энергетическом уровне: первый уровень содержит 2; второй – 8; третий – 18, а 4 (5, 6, 7) – 32 электрона;
4. Атомы элементов главных подгрупп содержат столько электронов, каков номер группы, а элементы побочных подгрупп – 2, реже один, иногда – ни одного электрона; 1 электрон на внешнем слое электронной оболочки имеют атомы меди, серебра, золота, хрома, ниобия, молибдена, рутения, родия, платины, а у атома палладия нет ни одного электрона. Примеры, упрощенных схем атомов:

1. S (+15) 2e 8e 5e (сера);
2. Cr (25) 2e 8e 14e 1e (хром);

где (+15) – обозначение ядра атома фосфора, содержащего 15 протонов, поэтому имеющего заряд ядра «+15», а «2e 8e 5e» – распределение электронов по слоям от ядра к периферии (для Fe – аналогично).

2.5.2. *Электронные формулы атомов, их составление.*

Формулы атомов, характеризующие распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням называют **электронными**.

Для составления таких формул необходимо применять сведения:

1. Все сведения, необходимые для составления схем атомов;
2. Каждый уровень имеет подуровни, число которых равно номеру уровня, но их не бывает более четырех. Так, на первом уровне содержится один подуровень, обозначается буквой «s»; второй уровень – два подуровня «s» и «p»; третий – три подуровня «s», «p» и «d»; четвертый (пятый, шестой, седьмой) – четыре подуровня «s», «p», «d» и «f»;
3. Максимальное число электронов на подуровнях: на s – 2; p – 6, d – 10, f – 14 электронов;
4. В электронной формуле цифра в виде коэффициента показывает номер уровня, буквы (s, p, d, f) – номер подуровня, а цифра – «показатель степени» – число электронов на подуровне, например запись « $2p^3$ » означает, что на втором уровне p-подуровне содержится 3 электрона.

Различают полные и краткие электронные формулы атомов; в последних записывают строение уровней и подуровней, от которых зависит валентное состояние атома химического элемента; краткие электронные формулы атомов иначе называют валентными схемами атомов.

Примеры электронных формул атомов: 1) S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (сера; полная); S ... $3s^2 3p^4$ (краткая). 2) Cr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ (хром; полная); ... $3d^5 4s^1$ (краткая).

2.5.3. *Графические формулы (квантово-механические схемы) атомов, их составление.*

Формулы атомов, показывающие распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям, называются графическими или квантово-механическими схемами.

При составлении таких формул необходимо применять все сведения, используемые при составлении электронных формул атомов, а также:

1. В орбитали максимально содержится не более двух электронов;

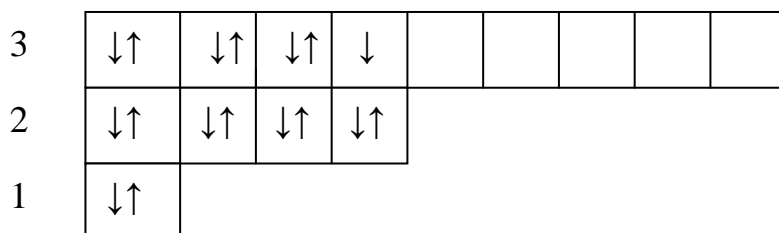
2. Число орбиталей на подуровнях: на s-подуровне – одна (2:2); p-подуровне – три (6:2); d-подуровне – пять (10:2); f-подуровне – семь орбиталей (14:2);

3. Правило Гунда (Хунда) – см. 2.4.

Различают полные и краткие графические формулы атомов; в последних записывают строение уровней и подуровней, от которых зависит валентное состояние атома химического элемента;

Пример графических формул атомов (полной – а; краткой - б) приведены на рис. 2.3.

а) полная графическая формула атома хлора:



б) сокращенная графическая формула атома хрома:

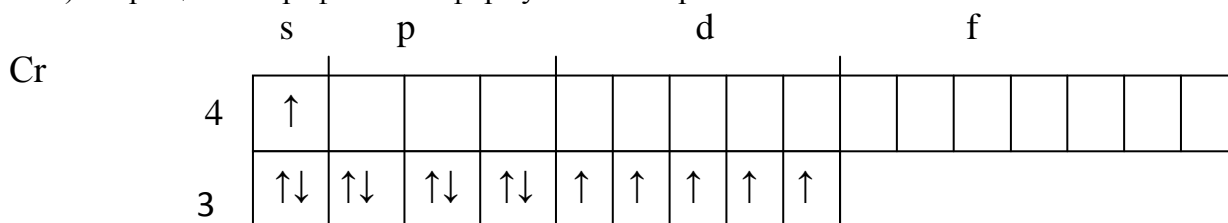


Рис. 2.3. Примеры полной (а) и сокращенной (б) графических формул атомов фосфора (а) и хрома (б)

Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, чем схема атома отличается от графической формулы атома (а), от электронной формулы атома (б).
2. Рассчитайте число орбиталей на 2, 4 и 7 уровнях электронной оболочки атомов.
3. Проиллюстрируйте правило Гунда на примере f^4 .
4. Поясните, что означает запись « $3d^5$ ».
5. Составьте схемы, электронные и графические формулы атомов химических элементов №№ 12, 32, 50 и 63.

2.6. Классификация химических элементов до открытия периодического закона.

Открытие периодического закона явилось результатом поисков научной классификации химических элементов. Первоначально их подразделяли на металлы и неметаллы. Однако эта классификация является крайне условной. Наряду с типичными металлами (натрий, кальций) и неметаллами (хлор, фтор, кислород) имеются химические элементы, которые нельзя отнести ни к металлам, ни к неметаллам (олово, свинец и др.). Были предложены и другие классификации элементов: группы элементов по три (триады), например, литий, натрий, калий; октавы Ньюлендса – группы, состоящие из восьми элементов (прообразы малых периодов) и другие классификации, в том числе и таблица Майера, по форме напоминавшая периодическую систему. Однако ни одна из них не выявила естественной взаимосвязи между химическими элементами. Это удалось Д.И. Менделееву в 1869 году в результате открытия им периодического закона, на основе которого и была создана периодическая система химических элементов, являющаяся их естественной научной классификацией.

Научным обоснованием периодического закона является предсказание Д.И. Менделеевым существования неизвестных до него химических элементов и описание их наиболее важных свойств. Три из предсказанных химических элементов были открыты при жизни Д.И. Менделеева (галлий, скандий, германий).

Задания для самостоятельной работы

1. Назовите классификации химических элементов, известные до открытия Д.И. Менделеевым периодического закона.
2. Докажите условность подразделения химических элементов на металлы и неметаллы.
3. На чем основана научная классификация химических элементов?
4. Кем и когда был открыт периодический закон?
5. В чем состоит научное обоснование периодического закона?

2.7. Доказательство периодического закона.

Индивид, познающий основные закономерности химической формы движения материи, важнейшей из которой является периодический закон, открытый Д.И. Менделеевым, должен уметь их обосновывать, иногда – доказывать.

Для доказательства периодического закона необходимо рассмотреть свойства химических элементов, начиная с лития и заканчивая аргоном. Результатом такого рассмотрения является составление таблицы, в которой их свойства характеризуются по плану:

1. Химический знак;
2. Относительная атомная масса;
3. Схема строения атома;
4. Высшая положительная и отрицательная степени окисления;
5. Формула высшего оксида;
6. Формула высшего гидроксида;
7. Формула водородного соединения.

После составления таблицы проводится её анализ, в результате которого делаются следующие наблюдения и выводы:

1. Свойства химических элементов изменяются двояко:

- 1.1. Непрерывно увеличиваются – атомная масса и заряд ядра;

- 1.2. Изменяются периодически, т.е. повторяются через определенное число химических элементов.

2. Периодически с ростом заряда ядра (относительной атомной массы) изменяются радиусы атомов, число электронов на внешнем слое электронной оболочки, положительная и отрицательная степени окисления, металлические и неметаллические свойства, основные и кислотные свойства оксидов и гидроксидов, электроотрицательность и некоторые другие свойства. На основании этих наблюдений можно сделать вывод:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда их атомных ядер – современная формулировка периодического закона (базируется на том, что главным признаком химического элемента является не масса атома, а заряд его ядра, т.к. существуют разновидности атомов – изотопы и изобары).

Она отличается от формулировки периодического закона, предложенной Д.И. Менделеевым, которая гласит: «Свойства простых тел, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомных весов».

Задания для самостоятельной работы

1. Что означает доказательство периодического закона?
2. По какому плану нужно характеризовать химические элементы при составлении таблицы, анализ которой позволит сформулировать периодический закон?
3. Напишите формулы высших оксида, гидроксида и водородного соединения элементов №№ 13, 17 и 19.
4. Как могут изменяться свойства химических элементов с ростом числа протонов в ядре атома химического элемента.
5. Почему формулировка периодического закона по Д.И. Менделееву не совпадает с современной?

2.8. Общая характеристика периодической системы.

Понятие «периодическая система» можно сформулировать по-разному. Наиболее распространенными из них являются:

1. Научная классификация химических элементов, основанная на периодическом законе, называется **периодической системой**.

2. **Периодическая система** – это графическая иллюстрация периодического закона.

Периодическая система изображается в форме таблиц, которых разработано более 100 вариантов. Наиболее применимыми являются таблицы в форме короткого варианта, предложенного Д.И. Менделеевым. Известен старый и новый короткие варианты. В старом коротком варианте было девять групп, в новом их восемь.

Периодическая система состоит из рядов, периодов, групп и подгрупп.

В периодической системе о химических элементах содержатся сведения: химический знак, относительная атомная масса (среднее значение), порядковый номер. Характеризуя сведения о химическом элементе необходимо раскрывать смысл каждого из сведений. В периодической системе могут содержаться и другие сведения: схемы строения и электронные формулы атомов, общие формулы оксидов, гидроксидов и т.д.

Рассмотрим пример: о хлоре в периодической системе содержатся сведения:

1. Cl – химический знак (две буквы латинского названия хлора, показывающие, что элемент называется хлор, взят один его атом и 35,5 мас. ч.;

2. 35,5 – относительная атомная масса хлора (масса атома хлора, выпавшая в а.е.м., показывающая, что масса его атома 35,5 раза больше массы $1/12$ части массы атома углерода-12, а также наличие в ядре атома 35 нуклонов);

3. 17 – порядковый номер хлора, означающий, что в ядре его атома содержится 17 протонов, а в электронной оболочке – 17 электронов.

Задания для самостоятельной работы

1. Что такое периодическая система?
2. Назовите наиболее распространенные виды таблиц, иллюстрирующих периодическую систему.
3. Назовите основные различия старого и современного короткого вариантов периодической системы.
4. Назовите основные структурные элементы периодической системы.
5. Охарактеризуйте важнейшие сведения о кальции и фторе, содержащиеся в периодической системе.

2. 9. Характеристика периодов.

Важнейшими структурами периодической системы являются ряды и периоды.

Период – горизонтальный ряд химических элементов, начинающийся щелочным металлом (в одном случае водородом) и оканчивающийся благородным газом.

В периодической системе семь периодов. В коротком варианте периодической системы выделены ряды, число которых не совпадает с числом периодов. Так, 1–3 периоды состоят из одного ряда, а остальные – из двух или более рядов. Поэтому различают малые и большие периоды.

Малым называется период, состоящий из одного ряда. Это 1–3 периоды.

Большим называется период, состоящий из двух и более рядов. Это 4–7 периоды, последний – неоконченный.

Номер периода показывает число энергетических уровней в электронной оболочке атома, (с позиций квантовой механики он показывает максимальную величину главного квантового числа в стационарном состоянии, и число энергетических уровней) [это физический смысл номера уровня].

Так, атом калия содержит четыре энергетических уровня в электронной оболочке.

В пределах периодов (и больших и малых) с ростом заряда ядра наблюдается:

1. Уменьшение радиуса атома;
2. Увеличение числа электронов от 1 до 8 на внешнем слое электронной оболочки;
3. Увеличение положительной степени окисления (С.О.) от «+1» до «+7(8)»;
4. Уменьшение отрицательной С.О. от «-4» до «-1»;
5. Увеличение энергии ионизации (ЭИ), энергии сродства к электрону (ЭСЕ) и электроотрицательности (ЭО);
6. Усиление окислительных свойств простых веществ, образованных атомами химических элементов в свободном состоянии и ослабление восстановительных свойств;
7. Ослабление металлических и усиление неметаллических свойства химических элементов;
8. Усиление кислотных и ослабление основных свойств оксидов и гидро-оксидов.

Запомните, что в *малых* периодах переход от металлов к неметаллам осуществляется значительно быстрее, чем в *больших* (в малых периодах два-три металла, а в больших – 12 и более). Это связано с тем, что в пределах малых периодов происходит увеличение числа электронов на внешнем слое, а металлы не могут иметь на внешнем слое электронной оболочки атома более трех электронов, поэтому металлические свойства быстро ослабевают. В пределах четных рядов больших периодов происходит заполнение предвнешнего или более глубокого уровня, а на внешнем слое остается два-один электрон, что незначительно сказывается на ослаблении металлических свойств.

Задания для самостоятельной работы

1. Почему в коротком варианте периодической системы число периодов и рядов не совпадают?
2. Чем большие периоды отличаются от малых?
3. В чем состоит физический смысл номера периода?
4. Что означает для железа его нахождение в 4-ом периоде?
5. Раскройте причину более медленного ослабления металлических свойств в пределах периодов (каких периодов).

2.10. Характеристика групп.

2.10.1. Общие сведения.

В новом коротком варианте восемь групп, каждая из которых состоит из двух подгрупп: главной и побочной. В старом варианте было девять групп. Восьмая группа нового короткого варианта была получена объединением VIII и 0 групп старого короткого варианта.

Группа – вертикальный столбец химических элементов, объединенных по принципу максимальной положительной степени окисления или максимальной валентности по кислороду.

Важнейшей характеристикой группы является её номер в периодической системе.

Номер группы показывает для всех элементов группы максимальную положительную степень окисления, а для элементов главных подгрупп – число электронов на внешнем слое электронной оболочки атома (физический смысл номера группы).

Элементы бывшей «нулевой (0)» группы (это инертные и благородные газы) на внешнем слое электронной оболочки содержат восемь электронов (кроме гелия), поэтому они образуют главную (А) подгруппу VIII группы [получены соединения благородных газов, в которых они проявляют С.О. = +8].

В новом коротком варианте все группы состоят из главной (А) и побочной (В) подгрупп.

Главной (А) называется подгруппа, образованная химическими элементами малых и больших периодов [так азот и фосфор (элементы малых периодов – 2-го 3-го), мышьяк, сурьма и висмут (элементы больших периодов – 4-6-го) образуют главную (А) подгруппу V группы].

Побочной называется подгруппа, образованная элементами только больших периодов (элементы больших [4–7-го] периодов – титан, цирконий, гафний и дубний образуют побочную подгруппу IV группы).

2.10.2. Закономерности изменения свойств химических элементов в пределах главных подгрупп.

Изменения свойств элементов в пределах групп элементов зависит от того, в какой подгруппе находится элемент и имеет различия в главных и побочных подгруппах, сохраняя общие тенденции для группы элементов в целом.

В пределах главных (А) подгрупп с ростом заряда ядра наблюдается:

1. Увеличение радиуса атома (закономерно и значительно);
2. Уменьшение энергии ионизации, энергии сродства к электрону и электроотрицательности;
3. Увеличение металлической активности (легкости отдачи электрона);
4. Увеличение металличности (увеличение способности к отдаче электронов);
5. Ослабление окислительных и усиление восстановительных свойств простых веществ;
6. Усиление (в целом) металлических свойств и ослабление неметаллических: рост металличности проявляется в усилении основных и ослаблении кислотных свойств оксидов и гидроксидов элементов, образующих подгруппу А;
7. Усиление основных и ослабление кислотных свойств оксидов и гидроксидов.

Подобный характер изменения свойств химических элементов и их соединений в пределах главных (А) подгрупп связан с тем, что с ростом заряда происходит значительное и закономерное увеличение радиуса атома (за счет того, что внешний слой электронной оболочки формируется над завершенным и отстабилизированным предвнешним слоем); а это приводит к тому, что силы взаимодействия ядра и валентных электронов ослабевают, поэтому способность к отдаче электронов и легкость их отдачи увеличивается, в чем и состоит усиление металличности и металлических свойств в целом с ростом заряда в пределах главных подгрупп.

2.10.3. Характер изменения свойств элементов в побочных (B) подгруппах.

В пределах побочных подгрупп в целом закономерности изменения свойств элементов с ростом заряда ядра сохраняются, но металлическая активность химических элементов не возрастает, а уменьшается. Это связано с тем, что предвнешний слой электронной оболочки не является укомплектованным (происходит его формирование) или он не является отстабилизированным, что приводит к тому, что радиус атома в пределах побочных подгрупп увеличивается очень незначительно, за счет чего притяжение валентных электронов к ядру не ослабевает, усиливается, поэтому металлическая активность падает; металличность, связанная с усилением основных свойств оксидов и гидроксидов возрастает, ведь радиус атомов, в целом, всегда увеличивается (например, медь активнее золота, но её оксид и гидроксид амфотерны, а у золота – проявляют основные свойства). В целом химическая активность элементов – металлов побочных подгрупп значительно ниже, таковой для элементов главных подгрупп.

Задания для самостоятельной работы

1. Почему в новом коротком варианте в VIII группу включены благородные и инертные газы, ранее выделяемые в нулевую группу?
2. Чем подгруппа А отличается от подгруппы В в структурном отношении?
3. Какой из элементов – азот или мышьяк обладают большими металлическими свойствами; ответ обоснуйте?
4. Почему химическая активность цинка больше, чем у ртути, а металличность последнего больше, чем у первого?
5. Охарактеризуйте изменение металличности в пределах групп, главных и побочных подгрупп, ответ обоснуйте.

2.11. Значение периодического закона и системы.

Значение периодической системы в химии трудно переоценить; оно рассматривается в трех аспектах: познавательном, собственно научном, а также в понимании наиболее общих закономерностей Природы. Кратко рассмотрим эти аспекты.

2.11.1. *Роль периодической системы в познании химической формы движения материи.*

Периодической система позволила систематизировать разрозненные научные факты, характеризующие химическую форму движения материи, что позволило рационально и оптимально изучать закономерности и особенности взаимодействия различных химических элементов и их соединений, что значительно облегчает процесс их познания. Так, зная общие закономерности изменения свойств соединений химических элементов, можно использовать их при изучении не каждого отдельного элемента, а для групп близких по свойствам элементов. Это, естественно, не отменяет познание специфических свойств соединений элементов, определяемых их природой.

2.11.2. *Роль периодической системы для развития химической науки.*

Периодический закон позволил предсказать существование ранее неизвестных химических элементов, что облегчило их открытие.

Так, Д.И. Менделеев предсказал наличие в природе трех неизвестных ученым химических элементов, которые были открыты при его жизни (скандий, галлий, германий). Открытие новых химических элементов имеет очень большие успехи – до периодического закона было открыто за всю историю человечества 63 элемента, а после – 47. На основании периодического закона стало возможным уточнение атомных масс элементов, величин максимальных степеней окисления для уже известных химических элементов и т.д.

2.11.3. *Периодический закон и познание научной картины мира.*

Наиболее общими законами Природы являются законы диалектики: переход количественных изменений в качественные, закон единства и борьбы противоположностей, отрицание отрицания. Все эти законы можно проиллюстрировать, используя периодический закон.

Периодический закон является прямой иллюстрацией закона перехода количественных изменений в качественные: с ростом заряда ядра (количество) происходит появление новых свойств элементов (качество) [введение в ядро атома водорода трития одного протона приведет к возникновению нового химического элемента – гелия, значительно отличающегося по свойствам от первого].

На основе периодического закона легко иллюстрируется закон о единстве и борьбе противоположностей: каждый атом состоит из протонов и электронов (противоположное в единстве) и в зависимости от расположения электронов в электронной оболочке проявляются различные противоположные свойства (металлические и неметаллические). Так, у калия на внешнем слое электронной оболочки содержится один электрон, поэтому он обладает ярко выраженными металлическими свойствами. У хлора на внешнем слое электронной оболочки содержится семь электронов, поэтому он – типичный неметалл. Периодическая система есть совокупность (единство) химических элементов, проявляющих в разной степени металлические и неметаллические свойства (противоположность) и т.д.

Периодический закон является и прекрасной иллюстрацией закона «отрицания отрицания». Суть этого закона состоит в том, что явление, возникшее из другого явления, отрицает свойства породившего его явления. В тоже время из последнего явления может возникнуть новое явление, свойства которого будут отрицать свойства породившего явления и т.д. Периодическая система – «эволюционное древо» химических элементов

(можно считать, что гелий возник из водорода, из гелия возник литий и т.д.), поэтому на этом основании считать, что свойства гелия отрицают свойства водорода, а свойства лития – свойства гелия и т.д.

Задания для самостоятельной работы

1. Проиллюстрируйте роль периодического закона и периодической системы в изучении учебного предмета «химия».
2. Как отразилось открытие периодического закона в развитии химических и физических наук?
3. На основании периодического закона докажите правильность закона перехода количественных изменений в качественные.
4. На основании периодического закона докажите правильность закона единства и борьбы противоположностей.
5. На основании периодического закона докажите правильность закона отрицания отрицания.

2.12. Характеристика химического элемента из его положения в периодической системе.

Важнейшей особенностью периодической системы является то, что она является своеобразной химической энциклопедией и позволяет на основе знания её закономерностей достаточно подробно охарактеризовать свойства химического элемента и его соединений исходя из того, какое положение этот элемент занимает в данной системе. Характеристику осуществляют по плану:

1. Характеризуют место элемента в системе;
2. Анализируют сведения об элементе в системе;
3. Составляют схему, электронную и графическую формулы атома (характеристика строения атома его и элементарного состава);
4. Изображение кратких графических формул, иллюстрирующих валентные состояния с указанием высших положительных и отрицательных степеней окисления;
5. Анализ металлических и неметаллических свойств элемента;
6. Запись формул высших оксида, гидроксида и водородного соединения;
7. Анализ сравнительной активности с соседними по периоду и подгруппе элементами.

Чтобы правильно охарактеризовать химический элемент по его положению в периодической системе, нужно уметь определять характер его высшего оксида и гидроксида. Известно, что гидроксид (оксид) может быть либо основным, либо кислотным, либо амфотерным (способным проявлять кислотные и основные свойства, что зависит от того, металлом или неметаллом является элемент, а также от степени его окисления).

Водородные соединения имеют далеко не все химические элементы (они характерны только для элементов IV-VII групп, главных подгрупп) и эти соединения могут быть солеобразными, проявлять кислотные или основные свойства в водных растворах, а могут и не проявлять этих свойств (подробнее см. в гл. 7).

Рассмотрим примеры характеристики водородных соединений высших оксидов и гидроксидов для некоторых элементов:

1. Теллур – элемент VI группы, главной подгруппы, поэтому он характеризуется высшей положительной С.О. = +6; имеет отрицательную С.О. = –2. Это неметалл, поэтому его высший оксид – TeO_3 – кислотный, ему соответствует высший гидроксид – H_2TeO_4 (H_6TeO_6) – кислота. Теллур образует летучее водородное соединение – H_2Te , водный раствор которого является кислотой.

2. Марганец – элемент VII группы, побочной подгруппы; он имеет высшую положительную С.О. = +7, отрицательной С.О. не имеет, так как на внешнем слое его электронной оболочки содержится 2 электрона; его высший оксид – Mn_2O_7 ; он кислотный и ему соответствует гидроксид Hmno_4 – кислота. Mn не образует ни летучего, ни солеобразного водородного соединения.

В качестве примера полной характеристики элемента по его положению в периодической системе рассмотрим технеций:

1. Технеций располагается в 6-м ряду, в 5-м периоде, в VII группе, побочной (B) подгруппе.

2. О технеции в периодической системе имеются сведения:

1*. Tc – химический знак (две буквы латинского названия технеция, показывающие, что это элемент технеций, взят 1 его атом 97 мас.ч.);

2*. $A_r = 97$, т.е. в ядре атома содержится 97 нуклонов и его масса в 97 раз больше массы 1/12 части массы атома углерода-12;

3*. 43 – порядковый номер Tc в периодической системе, т.е. в ядре его атома содержится 43 протона, а в электронной оболочке 43 электрона.

3. Строение атома: 1*. Схема атома: (+43) 2e 8e 18e 14e 1e;

2*. Электронная формула атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^6 5s^1$;

3*. Графическая формула атома – составьте самостоятельно.

4. Обоснование валентных состояний (самостоятельно);
5. Максимальная «+» С.О. = +7, «-»С.О. не имеет, проявляет металлические и неметаллические свойства. Простое вещество, им образованное, является твердым, кристаллическим, с металлическим блеском; реагирует с неметаллами, кислотами и т.д., но является неактивным металлом;
6. Формула высшего оксида – Tc_2O_7 ; гидроксида – $HTcO_4$, проявляют ярко выраженные кислотные свойства; водородного соединения не имеет;
7. Tc менее активный металл, чем марганец (Mn) и молибден (Mo), но более активный, чем рений (Re) и рутений (Ru).

Задания для самостоятельной работы

1. Поясните, почему можно использовать периодическую систему как источник знаний по химии различных химических элементов.
2. Составьте формулы высших оксидов, гидроксидов и водородных соединений для элементов №№ 3, 7, 21, 33.
3. Дайте характеристику сравнительной неметаллической активности для элементов №№ 14, 16, 20, 35.
4. Дайте характеристику сравнительной металлической активности для элементов №№ 4, 13, 20, 35.
5. По положению в периодической системе охарактеризуйте элементы № 8, 12, 40, 53.
6. Обоснуйте причину нахождения элементов №№ 4, 13, 20, 35 в данном месте периодической системы.