

Лекция № 12

Периодический закон Д. И. Менделеева. Структура периодической таблицы. Строение атома и периодический закон

Задания

1. Ознакомиться с материалами лекции
2. Ответить на вопросы:
 3. 1. Какое значение периодического закона Д. И. Менделеева?
 4. 2. Запишите современную формулировку периодического закона.
 5. 3. Почему элементы в периодической таблице стоят в определенном порядке?
 6. 4. Сколько электронных семейств вам известно (назовите)?
 7. 5. Что такое атом, изотоп?
 8. 6. Из чего состоит ядро атома?

Готовые работы присылать на почту vitalina2517@mail.ru не позднее 06.02.2023

Если у вас возникли вопросы, обращайтесь по телефону 0721401876

Открытие периодического закона и разработка периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева явились вершиной развития химии в XIX веке. Обширная сумма знаний о свойствах 63 элементов, известных к тому времени была приведена в стройный порядок.

Таблица Менделеева состояла из 12 горизонтальных рядов и 8 групп. Номер группы соответствовал высшей валентности элементов по кислороду. Попытки классифицировать химические элементы имели место и до Менделеева. Менделеев считал, что основной характеристикой элементов является их атомные веса (относительные атомные массы) и в 1869г.

При размещении элементов в периодической системе (таблице) Менделеев руководствовался не только правилом постепенного возрастания атомного веса, но и принципом периодичности химических свойств, что позволило ему в нескольких местах системы правильно расположить элементы не в порядке возрастания атомных весов, а с нарушением этого порядка, как требовали химические аналоги (Co – Ni, Te – J). Для некоторых элементов он изменил общепринятые в то время атомные веса в 1,5 – 2 раза (Vt, Jn, Ce, U и др.).

На основании закона Мозли можно было однозначно определить заряд ядра любого элемента и тем самым порядковым номером его в периодической системе. Мозли установил, что заряд ядра атома элемента равен порядковому номеру элемента в таблице Менделеева. Периодический закон получил новую формулировку:

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (порядкового номера) Но причина периодического изменения свойств элементов оставалась по-прежнему не вскрытой, т. к. заряды ядер изменяются от 1 до 118 (последний открытый элемент) Основным ключом к разгадке природы периодичности является строение электронной оболочки атомов. Причина периодичности свойств элементов, открытая Менделеевым, заключается в том, что по мере возрастания числа электронов, окружающих ядро, наступает такая стадия, когда заканчивается заполнение следующего.

При этом элементы с 1, 2, 3 и т.д. электронами в этом новом наружном слое воспроизводят химические свойства элементов, имеющих также 1, 2, 3 и т.д. электронов в предшествовавшем теперь уже глубинном слое. Например:
 Период I гр. II гр. III гр. 2 Li $2s^1$ Be $2s^2$ B $2s^2 2p^1$ 3 Na $3s^1$ Mg $3s^2$ Al $3s^2 3p^1$ 4 K
 $4s^1$ Ca $4s^2$ Ga $4s^2 4p^1$ -----
 ----- $ns^1 ns^2 ns^2 np^1$

Современная формулировка периодического закона: Строение и свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов, и определяется периодически повторяющимися однотипными электронными конфигурациями их атомов.

Структура периодической системы элементов Д. М. Менделеева. Периодическая система элементов является графическим изображением периодического закона.

Их известно более 500, но наиболее широко используются три:

- 1) короткая, 8- клеточная;
- 2) полудлинная, 18- клеточная;
- 3) длиннопериодичная, 32- клеточная.

Во всех таблицах элементы располагаются в порядке возрастания заряда ядра их атомов. Физической основой структуры периодической

системы элементов служит определенная последовательность формирования электронных конфигураций атомов по мере роста порядкового (атомного) номера элемента Z .

В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электронами последним, различают четыре электронных семейства s -, p -, d -, f - элементов:

- 1) s - элементы – последним заполняется s - подуровень внешнего энергетического уровня;
- 2) p - элементы – p - подуровень внешнего энергетического уровня;
- 3) d - элементы – d - подуровень предпоследнего энергетического уровня;
- 4) f - элементы – f - подуровень третьего снаружи уровня.

Элементы со сходной электронной конфигурацией внешних энергетических уровней обладают и сходными химическими свойствами.

Химические элементы по структуре невозбужденных атомов подразделяются на естественные совокупности, что отражено в периодической системе в виде горизонтальных и вертикальных рядов – периодов и групп.

ПЕРИОДЫ

Периодом называется последовательный ряд элементов (расположенных в порядке возрастания ядер их атомов), электронная конфигурация внешнего энергетического уровня которых изменяется от $ns\ 1$ до $ns\ 2\ np\ 6$ (первого периода $ns\ 1$ и $ns\ 2$)

Всего 7 периодов. Номер периода Заполняемые энергетические подуровни Максимальное число элементов 1 2 3 4 5 6 7 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 2 8 8 18 18 32 32 При этом номер периода совпадает со значением главного квантового числа n внешнего энергетического уровня.

Различие в последовательности заполнения внешних и более близких к ядру уровней объясняет причину различной длины периодов. Каждый из периодов (исключая первый) начинается типичным металлом (металл щелочной группы) и заканчивается благородным газом, которому предшествует неметалл, т.е. в периоде с увеличением заряда ядра атомов наблюдается постепенное изменение свойств от металлических к типично неметаллическим, что связывается с увеличением числа электронов на

внешнем энергетическом уровне. Первые три периода (малые) содержат только s- и p- элементы, у которых наиболее отчетливо проявляются отличия в свойствах.

Остальные 4 периода называются большими (двухрядными в короткой 8-клеточной) Четвертый и пятый периоды содержат вставные декады из 10d-элементов каждая, называемая переходными (соответственно элементы Sc ÷ Zn Y) 21 30 39 48 То есть отличительной особенностью элементов 4-го и 5-го периодов является то, что между элементами с электронной конфигурацией 4s 2 и 4p 1-6 ; 5s 2 и 5p 1-6 вклиниваются 10 элементов с электронной конфигурацией соответственно 3d 1-1 и 4d 1-10 .

Шестой период, кроме переходных металлов 6s 2 5d 1-10 имеет вторую вставку из 14f-элементов, именуемых лантаноидами (58Ce ÷ 71Lu), т.е. после 57La идет застройка электронами 4 подуровня. Седьмой период содержит неполную декаду d-элементов (они представлены лишь началом вставки), а есть вставки 14f-элементов, называемых актиноидами (90Th ÷ 103Lr), т.е. после 89Ac в седьмом периоде идет застройка электронами 5f-подуровня. Лантаноиды и актиноиды обычно выносятся за пределы таблицы.

Состав атома.

Атом состоит из **атомного ядра** и **электронной оболочки**.

Ядро атома состоит из протонов (p^+) и нейтронов (n^0). У большинства атомов водорода ядро состоит из одного протона.

Число протонов $N(p^+)$ равно заряду ядра (Z) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов).

$$N(p^+) = Z$$

Сумма числа нейтронов $N(n^0)$, обозначаемого просто буквой N , и числа протонов Z называется **массовым числом** обозначается буквой A .

$$A = Z + N$$

Электронная оболочка атома состоит из движущихся вокруг ядра электронов (e^-).

Число электронов $N(e^-)$ в электронной оболочке нейтрального атома равно числу протонов Z в его ядре.

Масса протона примерно равна массе нейтрона и в 1840 раз больше массы электрона, поэтому масса атома практически равна массе ядра.

Форма атома - сферическая. Радиус ядра примерно в 100000 раз меньше радиуса атома.

Химический элемент - вид атомов (совокупность атомов) с одинаковым зарядом ядра (с одинаковым числом протонов в ядре).

Изотоп - совокупность атомов одного элемента с одинаковым числом нейтронов в ядре (или вид атомов с одинаковым числом протонов и одинаковым числом нейтронов в ядре).

Разные изотопы отличаются друг от друга числом нейтронов в ядрах их атомов.

Обозначение отдельного атома или изотопа: ${}^A_Z\text{Э}$ (Э - символ элемента), например: ${}^1_1\text{H}$, ${}^{32}_{16}\text{O}$, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$.

Строение электронной оболочки атома

Атомная орбиталь - состояние электрона в атоме. Условное обозначение орбитали - □. Каждой орбитали соответствует электронное облако.

Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: *s*, *p*, *d* и *f*.

Электронное облако - часть пространства, в которой электрон можно обнаружить с вероятностью 90 (или более) процентов.

Примечание: иногда понятия "атомная орбиталь" и "электронное облако" не различают, называя и то, и другое "атомной орбиталью".

Электронная оболочка атома слоистая. **Электронный слой** образован электронными облаками одинакового размера. Орбитали одного слоя образуют **электронный ("энергетический") уровень**, их энергии одинаковы у атома водорода, но различаются у других атомов.

Однотипные орбитали одного уровня группируются в **электронные (энергетические) подуровни**:

s-подуровень (состоит из одной *s*-орбитали), условное обозначение - □.

p-подуровень (состоит из трех *p*-орбиталей), условное обозначение - □□□.

d-подуровень (состоит из пяти *d*-орбиталей), условное обозначение - □□□□□.

f-подуровень (состоит из семи *f*-орбиталей), условное обозначение - □□□□□□□.

Энергии орбиталей одного подуровня одинаковы.

При обозначении подуровней к символу подуровня добавляется номер слоя (электронного уровня), например: *2s*, *3p*, *5d* означает *s*-подуровень второго уровня, *p*-подуровень третьего уровня, *d*-подуровень пятого уровня.

Общее число подуровней на одном уровне равно номеру уровня *n*. Общее число орбиталей на одном уровне равно n^2 . Соответственно этому, общее число облаков в одном слое равно также n^2 .

Обозначения: □ - свободная орбиталь (без электронов), ◻ - орбиталь с неспаренным электроном, ◼ - орбиталь с электронной парой (с двумя электронами).

Порядок заполнения электронами орбиталей атома определяется тремя законами природы (формулировки даны упрощенно):

1. Принцип наименьшей энергии - электроны заполняют орбитали в порядке возрастания энергии орбиталей.

2. Принцип Паули - на одной орбитали не может быть больше двух электронов.

3. Правило Хунда - в пределах подуровня электроны сначала

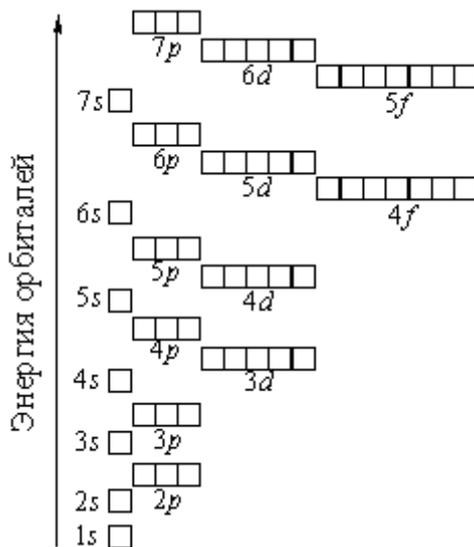
заполняют свободные орбитали (по одному), и лишь после этого образуют электронные пары.

Общее число электронов на электронном уровне (или в электронном слое) равно $2n^2$.

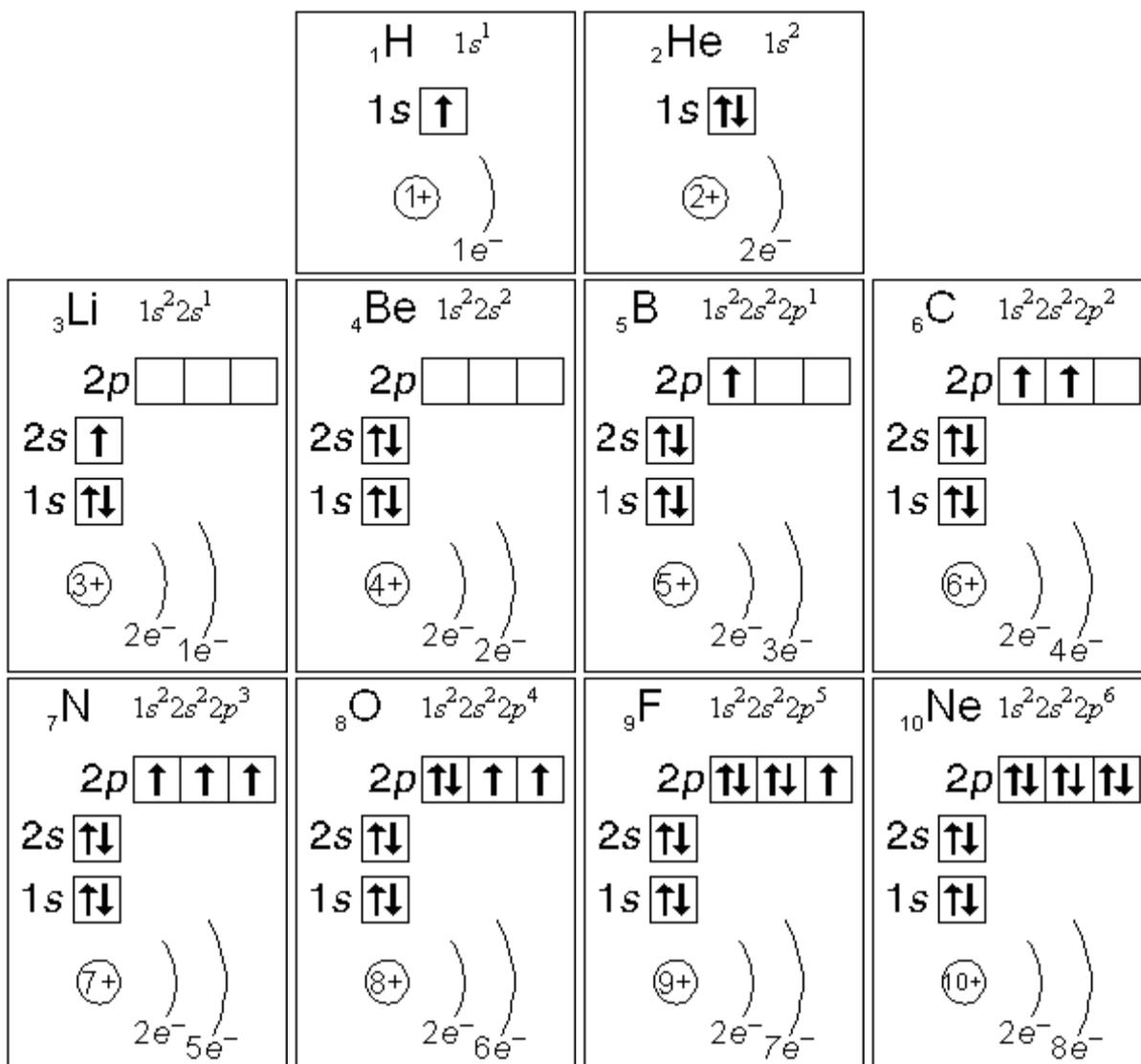
Распределение подуровней по энергиям выражается рядом (в порядке увеличения энергии):

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p \dots$

Наглядно эта последовательность выражается энергетической диаграммой:



Распределение электронов атома по уровням, подуровням и орбиталям (электронная конфигурация атома) может быть изображена в виде электронной формулы, энергетической диаграммы или, упрощенно, в виде схемы электронных слоев ("электронная схема").
Примеры электронного строения атомов:



Валентные электроны - электроны атома, которые могут принимать участие в образовании химических связей. У любого атома это все внешние электроны плюс те предвнешние электроны, энергия которых больше, чем у внешних. Например: у атома Ca внешние электроны - $4s^2$, они же и валентные; у атома Fe внешние электроны - $4s^2$, но у него есть $3d^6$, следовательно у атома железа 8 валентных электронов. Валентная электронная формула атома кальция - $4s^2$, а атома железа - $4s^2 3d^6$.