

Методика изучения темы “Строение атома и систематизация химических элементов”. М. В. Зенькова

План изучения темы.

1. Значение темы.
2. Задачи: образовательные, воспитательные, развивающие.
3. Планирование.
4. Подготовка учащихся к изучению темы.
5. Выведение периодического закона.
6. Характеристика химических элементов и их соединений по положению в периодической системе и строению атома.
7. Основные выводы по теории строения атома.

Задачи:

• **Образовательные задачи:**

- Развить знания учащихся о классификации химических элементов.
- Познакомить учащихся с одним из общих законов, составляющих основу современной химии – периодическим законом, с историей его открытия, сущностью.
- Подвести учащихся к пониманию того, что единство всех химических элементов проявляется во взаимосвязи, отражённой в периодической системе. Познакомить учащихся со структурой периодической системы Д.И.Менделеева. Периодическая система – наглядное выражение существующей в природе системы химических элементов.
- Сформировать понятия: период, малые и большие периоды, группа, п/группа (А и В), представления о закономерностях изменения свойств химических элементов в периодах, главных и побочных подгруппах, их причинах.
- Познакомить учащихся с физическим смыслом периодического изменения свойств химических элементов – электронным строением атома.
- Определить значение периодического закона и периодической системы – познавательное, воспитательное.
- Сформировать умения учащихся пользоваться периодической системой и теорией строения атома для характеристики химических элементов и их соединений, прогнозирования их свойств.

Воспитательные задачи:

- 1. Утверждать в сознании учащихся такие важные в мировоззренческом отношении идеи как материальность и единство окружающего мира, взаимосвязь химических элементов и их соединений, их постоянное развитие, обусловленное наличием противоположностей.
- 2. Сформировать представление о поступательном развитии любого научного знания, о том, что любой новой идее предшествуют более ранние. Так периодический закон был открыт не на голой почве. Систематика химических элементов изучалась многими учёными, которые близко подошли к определению главного систематизирующего принципа – относительной атомной массы химического элемента, а затем строения атома.
- 3. Показать, что изменение свойств химических элементов и их соединений есть проявление действия в природе общих закономерностей – законов диалектики – единства и борьбы противоположностей, перехода количественных изменений в качественные, отрицания отрицания.
- 4. Показать роль науки в развитии практики. Познакомить учащихся с жизнью и деятельностью Д.И. Менделеева как примером беззаветного служения своему народу, Родине на благо их процветания.

Развивающие задачи:

- Развивать мышление учащихся путём использования дедуктивного пути познания в учебном процессе, объяснения, прогнозирования свойств химических элементов и их соединений.

Методы:

- **Объяснительно- иллюстративный** (лекция с элементами беседы);
- **Репродуктивный** (работа по плану характеристики химического элемента на основании положения в периодической системе);
- **Проблемное изложение.**
- **Частчно-поисковый** (выполнение заданий на объяснение, предсказание свойств химических элементов и их соединений).

Планирование.

- **8класс. – 16 часов.**
- **1 урок.** Систематизация химических элементов.
- **2 урок.** Понятие об амфотерности.
- **3 урок.** Понятие о естественных семействах элементов.
- **4 урок.** Периодический закон Д.И.Менделеева.
- **5 урок.** Периодическая система химических элементов.
- **6 урок.** Строение атома.
- **7 урок.** Нуклиды и изотопы.
- **8 урок.** Состояние электронов в атоме.
- **9-10 уроки.** Строение электронных оболочек атомов.
- **11-12 уроки.** Периодичность изменения свойств атомов химических элементов и их соединений (оксидов и гидроксидов).
- **13 урок.** Характеристика химического элемента по положению в периодической системе.
- **14 урок.** Роль периодического закона для развития естествознания. Обобщение знаний по теме.
- **15 урок.** Контрольная работа по теме.
- **16 урок.** Анализ контрольной работы.

Характеристика химического элемента по положению в периодической системе.

1. Положение химического элемента в периодической системе.

- Химический знак элемента. Название.
- Порядковый номер.
- Относительная атомная масса.
- Период (номер, малый, большой).
- Группа. Подгруппа (А или В).

2. Строение атома.

- - Заряд ядра.
- - Состав ядра (число протонов и нейтронов)
- - Число электронов.
- - Число электронных (энергетических) уровней. Распределение электронов по энергетическим уровням.
- - Электронная формула.
- - Электронно-графическая схема строения внешнего электронного слоя (s- и p- элементы), внешнего и предвнешнего (d- элементы), внешнего, предвнешнего и предпредвнешнего (f- элементы).

3. Химические свойства (металл, неметалл, переходный элемент.

4. Формы и свойства соединений (оксид, гидроксид, летучее водородное соединение, их свойства).

5. Сходство и различие по свойствам с элементами – соседями по периоду и подгруппе.

Подтверждение периодического закона:

- **Д.И.Менделеев** предсказал существование одиннадцати неоткрытых химических элемента. Все они были впоследствии открыты. Три ещё при его жизни.
- 1875 г – **Лекок де Буободран** (Франция) открыл галлий – экаалюминий;
- 1879 г – **Ларс Нильсон** (Швеция) открыл скандий – экабор;
- 1886 г - **Винклер** (Германия) открыл германий – экасилициум.

Этапы открытия строения атома:

- - До 70-ых годов XIX века считали атом неделимым; Крукс-вторая половина XIX в – катодные лучи;
- - 1895 г – Рентген – рентгеновское излучение;
- - 1896г – **Беккерель** подошёл к открытию радиоактивности. **Пьер Кюри и Мария Складовская-Кюри** детально изучили это явление;
- - начало 20-го века – **Резерфорд** открыл – альфа и –бета излучение, представил планетарную модель строения атома;
- -1924г. **Луи де-Бройль** высказал гипотезу о двойственной природе объектов микромира;
- - 1926г. **Э. Шредингер** показал, что движение –Е- в атоме может быть описано с помощью волновой функции.

Строение атома

- 1. Атом** – сложная структура, состоит из ядра и движущихся по электронным уровням и подуровням электронов.
- 2. Ядро** состоит из элементарных частиц: протонов и нейтронов.
- 3. Число протонов** в атоме равно порядковому номеру элемента и определяет его заряд;
число нейтронов равно разнице между относительной атомной массой химического элемента и его порядковым номером.

Нуклид

- **Нуклид** – это атом с определённым значением атомного (порядкового) номера (протонного числа) и массового числа (нуклонного числа). Известно более 2500 различных нуклидов. Для нуклида массовое число приблизительно равно относительной атомной массе.
- **Изотопы** – нуклиды, имеющие одинаковый атомный (порядковый) номер, но различные массовые числа (относительные атомные массы)
- **Химический элемент** - совокупность всех изотопов с одинаковым атомным (порядковым) номером.

- 4. Электроны в атомах** располагаются по энергетическим уровням (электронным слоям) соответственно своей энергии. Наименьшим запасом энергии обладают электроны ближайшего к ядру слоя.
- 5. Число электронных слоёв** в атоме равно номеру периода. Чем больше электронных слоёв, тем больше радиус атома.
- 6. Максимальное число электронов** на энергетическом уровне вычисляется по формуле – $N=2n^2$, где n-номер энергетического уровня.

Число электронов в пределах электронных уровней: 1-2; 2-8; 3-18; 4-32.

7. Элементы, у которых на внешнем электронном слое содержится 1-2 электрона - металлы, 3-7 электронов – неметаллы.

С увеличением радиуса химического элемента металлические свойства возрастают, а неметаллические - убывают.

Металлы легко отдают электроны с внешнего электронного слоя, а неметаллы – присоединяют.

8. Элементы одной группы (А подгруппы) имеют одинаковое число электронов на внешнем электронном уровне (последнем от ядра). Это число равно номеру группы. Для элементов как А, так и В подгруппы номер группы определяет высшую валентность элемента по кислороду.

9. Электрон – сложная частица, движется в атоме как частица и как волна.

Описывает в своём движении вокруг ядра сложные конфигурации – орбитали (s, p, d, f).

10. Электрон в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами

n – **главное квантовое число**, имеет значение – 1, 2, 3, 4, 5 и т.д. – показывает запас энергии электрона на электронном уровне;

l – **побочное квантовое число**, показывает запас энергии электрона на подуровне, имеет значение от 0 до $n-1$. Значение 0 имеет s-орбиталь (форма шара), 1-р-орбиталь (форма объёмной гантели), 2-d-орбиталь (розеточная форма), 3-f-орбиталь (ещё более сложная форма);

m – **магнитное квантовое число**, показывает положение орбитали в пространстве, имеет значение от 0 до $+, -l$;

s -**спиновое квантовое число**, показывает направление движения электрона, имеет значение – $+1/2$ (движение по часовой стрелке), $-1/2$ (движение против часовой стрелки). Количество электронов: s-орбиталь-2; p-орбиталь-6; d-орбиталь-10; f-орбиталь-14.

11. Заполнение электронами уровней и подуровней в атоме идёт в соответствии с формулой:

$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1 4f^{14} 5d^{2-10} 6p^6 7s^2 6d^1 5f^{14} 6d^1 - \dots$ и в соответствии с принципами:

- а) **принцип запрета Паули** – в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырёх квантовых чисел;
- б) **принцип меньшего значения $(n+l)$** ;
- в) **правило Хунда** – сначала идёт заполнение подуровня электронами с параллельными спинами, а затем идёт спаривание электронов.

12. В малых периодах содержится 2-8 элементов, **металлические свойства химических элементов быстро сменяются переходными**, а затем **неметаллическими**, так как быстро растёт число электронов на внешнем электронном слое элементов.

13. В больших периодах число химических элементов значительно больше (18-32). **Металлические свойства сменяются переходными и неметаллическими медленно**, так как у d-элементов и f-элементов идёт заполнение электронами предвнешнего или предпредвнешнего электронных уровней после заполнения 1-2 электронами внешнего электронного уровня.

14. Элементы малых и больших периодов,
у которых заполняется внешний
электронный слой (s- и p-элементы)
составляют главные (A) подгруппы
периодической системы.

Элементы больших периодов, у которых
заполняется предвнешний и
предпредвнешний электронный слой
(d и f- элементы) образуют побочные (B)
подгруппы.

Примерный вариант контрольной работы по теме
“Строение атома и систематизация химических элементов”

1. Дайте формулировку периодического закона (Д.И.Менделеева и современную).
2. Каковы закономерности и причины изменения свойств химических элементов в малых периодах.
3. Изобразите тремя схемами (1- строение ядра атома и распределение электронов по электронным уровням; 2- электронная формула, 3 - электронно-графическая схема строения внешнего электронного слоя) строение атомов следующих химических элементов – Al и S.
4. Дайте характеристику химического элемента фосфора по положению в периодической системе.