**План открытого урока**

**Тема: «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атома»**

1. Цели урока:

1) образовательная цель:

помочь студентам целостно представить понятия атом, формирование и закрепление умений составлять схемы строения атомов химических элементов, давать характеристику химического элемента, характеристику вещества по формуле.

2) развивающая цель: содействовать развитию умений использовать научные методы познания (наблюдение, гипотеза); мышления (анализ, синтез, обобщение).

3) воспитательная цель: вызвать интерес к окружающему миру, расширение кругозора, научного мировоззрения.

Основные ЗУН:

1) знать периодический закон Д.И. Менделеева, его графическое отображение, структуру таблицы; строение атома, строение электронных оболочек атомов элементов, понятие об орбиталях. s-, р- и d-орбитали.

2) уметь составлять схемы строения атомов химических элементов и предполагать их свойства.

2.Тип урока: комбинированный урок.

Вид урока: беседа, рассказ, упражнения.

Форма обучения: фронтальная, индивидуальная работа.

3.Методы:

1) обучения – алгоритмический, метод показательного изложения;

2) преподавания – объяснительно-стимулирующий, инструктивный;

3) учения – репродуктивный, частично-поисковый, практический.

Методические приемы: дифференцированный подход к студентам, индивидуальная работа со студентами, активизация познавательной деятельности, приемы мотивации: примеры из дополнительной литературы (история изучения атомов и создания периодической таблицы), интересные факты из науки, межпредметная связь с биологией, физикой.

Педагогические техники: работа с учебником, работа с таблицей, схемой.

Педагогические технологии: метод алгоритмов.

4.Оборудование:

источники информации: дополнительная литература по предмету, дидактические средства обучения: схемы, рисунки, таблица Д.И. Менделеева.

План урока:

1.Проверить ЗУН: активизируя знания через самостоятельную работу обучающихся;

2.Изучение нового материала: используя доску, модели. Периодическую таблицу Д.И. Менделеева.

3.Закрепление изученного материала в виде упражнений.

Ход урока по этапам:

I – этап урока: Организационный момент – 2 мин.

II – этап урока: Актуализация опорных знаний –3 мин.

III – этап урока: Формирование новых знаний, умений – 30 мин.

IV – этап урока: Применение умений и навыков – 30 мин.

V – этап урока: Домашнее задание – 5 мин.

\*Вспомним, что такое атом и из чего он состоит?

Атом – сложная частица, состоящая из ядра (протоны и нейтроны) и электронной оболочки. Атом в целом электронейтрален, поэтому число электронов равно числу протонов (порядковому номеру химического элемента).

Изотопы – разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но разную массу.

**Правила заполнения энергетических уровней электронами.**

1. Орбиталь (электронное облако) – пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика.

Разные орбитали имеют разные формы:

s – орбиталь имеет сферическую форму и она одна.

p – орбиталь имеет форму гантели, их три.

d – орбиталь и f–орбиталь имеют более сложные формы и соответственно их 5 и 7.

2. Каждый электрон обладает собственной энергией. Чем меньше энергия электрона, тем ближе к ядру он находится, тем прочнее он с ним связан и труднее электрон отнять. Электроны, движущиеся вблизи ядра, экранируют ядро от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и движутся на большем удалении от него. Так возникают электронные слои (энергетические уровни), на которых движутся электроны с близкими значениями энергии.

3. В периодической таблице Д.И. Менделеева 7 периодов, которым соответствует 7 энергетических уровней. Все элементы II периода имеют два энергетических уровня, элементы III периода – три энергетических уровня.

4. Каждый энергетический уровень начинается с s–орбитали, т.к. ему соответствует самый низкий уровень энергии, а электроны стремятся занять самые стабильные орбитали. Энергия увеличивается от s–орбитали к p –, d –, и f – орбиталям.

5. На одной орбитали не может находиться более двух электронов с разным спином вращения: по часовой стрелке и против часовой стрелки.

6. Число электронов на внешнем энергетическом уровне химического элемента для элементов главных подгрупп равно номеру группы, в которой находится данный элемент. У кислорода 6 электронов, у алюминия – 3, у водорода – 1.

7. Так как электроны стремятся заполнить наиболее стабильные положения орбиталей, то вначале p–, d–, и f–электроны по одному заполняют все свободные p–, d–, и f–орбитали, и только затем эти орбитали заполняются вторым электроном. Спаренные электроны имеют разный спин вращения.

Рассмотрим строение электронных оболочек элементов I и II периодов.

Н 1s1 He 1s2

↑↓

↓

1. Валентные электроны – это неспаренные электроны. Например, у кислорода – 2, у водорода – 1.
2. Одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяются, поэтому и повторяются и свойства химических элементов: у инертных газов на внешнем энергетическом уровне находится максимальное число электронов – 8, у гелия – 2, поэтому они с трудом вступают в химические реакции; у активных щелочных металлов на внешнем энергетическом уровне – 1 неспаренный электрон. Щелочным металлам до завершения электронной оболочки как у инертных газов не хватает 7 электронов, поэтому им легче отдать один электрон, чем присоединить 7 – они проявляют восстановительные свойства.
3. В пределах периода с ростом заряда ядра, числа внешних электронов металлические свойства химических элементов уменьшаются, а неметаллические усиливаются.

В пределах одной и той же группы главной подгруппы металлические свойства усиливаются сверху вниз, а неметаллические уменьшаются, т.к. увеличивается заряд ядра, число электронов на внешнем уровне остается постоянным, а число энергетических уровней увеличивается, растет радиус атомов.

В пределах одного и того же периода металлические свойства уменьшаются слева направо, так как увеличиваются заряды ядра, растет число электронов на внешнем энергетическом уровне, число энергетических уровней остается постоянным и радиус атомов уменьшается».

**Решение задач на составление схем строения атомов химических элементов**

1. Составьте схемы строения атомов химических элементов 2-4 периодов.

Примеры: 1s 2s 2p

Li 1s2 2s1

↑

↑↓

B 1s2 2s2 2p1  1s 2s 2p

↓

↑↓

↑↓

K 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d0 4s1

1s 2s 2p 3s 3p

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

3d 4s 4p

↓

4d

«Провал» внешнего s – электрона на предшествующую d – оболочку наблюдается у меди, хрома, золота. Состояния 3– d и 4– s близки по энергии, и добавление электронов в 3– d оболочку может вызвать перемену взаимного расположения этих подуровней.

V. Домашнее задание – 5 мин.

1. Выучить правила заполнения энергетических уровней электронами.

2. Открытие Д.И. Менделеевым Периодического закона. Периодический закон в формулировке Д.И. Менделеева. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева для развития науки и понимания химической картины мира.

3. Подведение итога урока. Выставление оценок в журнал.

Заключение.

Сегодня мы с вами познакомились с представлениями о строении атомов, периодическим законом и с правилами заполнения энергетических уровней электронами химических элементов.