***Тема урока:* Взаимосвязь между строением электронных оболочек и свойствами химических элементов. Понятие о радиусе атома. Электроотрицательность.**

**Цели урока:**

* образовательные: объяснить причины проявления элементами металлических и неметаллических свойств, периодическое повторение свойств химических элементов и их соединений с ростом заряда ядра атома; сформировать понятия «атомный радиус», «электроотрицательность», установить зависимость между этими характеристиками элемента и его положением в Периодической системе; закрепить умение составлять формулы электронных конфигураций и записывать схемы строения электронной оболочки атомов химических элементов;
* развивающие: способствовать развитию навыков самостоятельной деятельности, развитию внимания, памяти, логического мышления, активности, умения видеть вещи в их целостности;
* воспитательные: способствовать воспитанию положительного отношения к знаниям, инициативности, настойчивости.

**Оборудование и материалы:** Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (короткопериодний вариант) таблица значений электроотрицательности, плакаты «Строение электронных оболочек атомов химических элементов ».

**Базовые понятия и термины:** атомный радиус, электроотрицательность, металлическая и неметаллическая активность, периодичность, периоды, группы.

**Тип урока:** комбинированный.

**Методы обучения:** пояснительно-иллюстративные – рассказ, словесные – беседа, частично поисковые, методы контроля.

**Структура урока**

1. Организационный этап
2. Проверка домашнего задания
3. Актуализация опорных знаний
4. Изучение нового материала
5. Зависимость металлических и неметаллических свойств от строения внешнего энергетического уровня.
6. Радиус атома.
7. Электроотрицательность элементов.
8. Закрепление и обобщение знаний
9. Домашнее задание
10. Подведение итогов урока

**Ход урока**

1. **Организационный этап**

Приветствие, проверка готовности учащихся к уроку, создание у учащихся положительного эмоционального настроя.

1. **Проверка домашнего задания.**

Проверяется наличие у учащихся выполненных домашних письменных работ. Обсуждаются вопросы, вызвавшие затруднения у учащихся.

* **Беседа**
* Почему первый период содержит всего два химических элемента, а второй – восемь?
* Чем обусловливается емкость периодов Периодической системы?
* Дайте определение электронного слоя. Чему соответствует номер электронного слоя?
* Сколько элементов входит в четвертый период?
* Сколько электронов может содержать четвертый энергетический уровень?
* Сколько электронов может максимально находиться на одной электронной орбитали?
* В чем принципиальное отличие в строении электронной оболочки атомов главных и побочных подгрупп?
* Атомы каких элементов имеют следующую электронную конфигурацию внешнего электронного уровня: а) \_\_\_\_\_\_\_, б) \_\_\_\_\_\_\_, в) \_\_\_\_\_\_\_, г) \_\_\_\_\_\_\_, д) \_\_\_\_\_?

1. **Актуализация опорных знаний.**

* **Беседа**
* Почему резко отличаются по свойствам элементы главных подгрупп I и VII групп? Объясните ответ с точки зрения строения электронных оболочек.
* Атомы пяти элементов главной подгруппы имеют на внешнем электронном слое соответственно, \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ электронов. Назовите эти элементы. Какой характер (металлический или неметаллический) имеют эти элементы?
* Можно ли спрогнозировать свойства химического элемента, если известно его положение в Периодической системе?
* Как можно объяснить, что определенные элементы проявляют металлические или неметаллические свойства?

Учитель отмечает, что свойства химических элементов зависит от электронного строения их атомов, которое отражено в Периодической системе. Учитель формулирует тему урока и определяет его главную цель – объяснить, почему определенные элементы проявляют металлические или неметаллические свойства.

1. **Изучение нового материала.**
2. ***Зависимость металлических и неметаллических свойств от строения внешнего энергетического уровня.***

* **Рассказ учителя**

Пользуясь знанием об электронном строении атома, можно предусмотреть свойства химических элементов и их соединений. Свойства элементов и образованных ими веществ зависят от числа валентных электронов. Число валентных электронов равно номеру группы в Периодической таблице. Завершенные энергетические уровни, а также внешние уровни, содержащие восемь электронов, обладают повышенной устойчивостью. Именно этим объясняется химическая инертность Гелия, Неона и Аргона: они не вступают в химические реакции. Атомы всех других химических элементов хотят отдать или присоединить электроны, чтобы их электронная оболочка оказалась завершенной и устойчивой, при этом они превращаются в заряженные частицы.

Заряженный атом или группу атомов называют ионом. Различают катионы – ионы, несущие положительный заряд, и анионы – отрицательно заряженные ионы. Если атом отдает или принимает электроны, он превращается в ион. Атом отдает электроны с более высокого энергетического уровня и подуровня.

Например, переход атома Кальция в состояние иона с зарядом +2 связан с отдачей двух электронов с внешнего энергетического уровня, следовательно, электронные формулы атома и иона можно записать так:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Электронная конфигурация иона Кальция Ca2+ аналогична электронной конфигурации атома Аргона.

Атом Сульфура переходит в ион S 2-, принимая два электрона:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Электронная конфигурация иона Сульфура S 2- аналогична электронной конфигурации атома Аргона.

Электронные конфигурации ионов можно вывести из электронных конфигураций атомов, добавив к ним или отняв от них требуемое число электронов. Например, электронная конфигурация атома Лития \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, а иона Лития Li+ – \_\_\_\_\_\_\_\_\_, что совпадает с конфигурацией атома инертного газа Гелия.

При образовании анионов дополнительные электроны занимают свободные орбтали. Например, конфигурация атома Хлора \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, а иона Cl- – \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, что совпадает с электронной конфигурацией атома инертного газа Аргона.

Рассмотрим щелочной металл Натрий – элемент главной подгруппы I группы. Натрий – активный металл, он легко загорается на воздухе, реагирует с кислотами и водой. Высокая химическая активность Натрия объясняется наличием в его атомах одного валентного электрона. Теряя этот электрон, атом Натрия превращается в положительно заряженный ион \_\_\_\_\_ с электронной конфигурацией инертного газа Неона.

Ионы \_\_\_\_\_\_ входят в состав всех соединений Натрия, например, соды и поваренной соли. В отличие от атомов Натрия, ионы Натрия химически инертны и практически безвредны для организма. Весь Натрий, содержащийся в организме человека (примерно 90 г), находится в виде ионов.

Чем больше число электронов находится на внешнем энергетическом уровне, тем сложнее их отдавать, поэтому с увеличением числа электронов на внешнем уровне (в периодах) металлические свойства элементов уменьшаются.

В атомах галогенов, образующих главную подгруппу VII группы, на внешнем уровне размещены семь электронов. До его завершения им не хватает всего одного электрона, поэтому для них наиболее характерен процесс присоединения электрона. Атом Хлора, например, присоединяя один электрон, превращается в ион \_\_\_\_\_\_, который имеет электронную конфигурацию инертного газа и по химическим свойствам сильно отличается от простого вещества хлора, состоящий из молекул \_\_\_\_\_\_.

Атомы других неметаллических элементов, подобно атомам галогенов, стремятся завершить внешний энергетический уровень путем присоединения электронов, так как ионы с электронной конфигурацией инертного газа имеют повышенную устойчивость. Чем больше электронов не хватает до завершения внешнего электронного слоя, тем труднее их присоединять, следовательно, чем меньше электронов на внешнем уровне, тем слабее выражены неметаллические свойства.

Таким образом, металлические свойства обусловливаются способностью отдавать электроны, а неметаллические – способностью их присоединять. В периоде с увеличением порядкового номера металлические свойства уменьшаются, а неметаллические – возрастают. Каждый период начинается активным (среди элементов данного периода) металлическим элементом, а в конце периода расположен активный неметаллический элемент (в группе VII) и инертный газ (в группе VIII). Соответственно меняются и свойства простых веществ, образованных этими элементами.

Металлические и неметаллические свойства элементов связаны со свойствами их оксидов и гидроксидов. В соответствии с периодом с ростом порядкового номера элемента меняется и кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов химических элементов.

* Какой характер имеют химические элементы Натрий, Алюминий и Сульфур?
* Запишите формулы их высших оксидов и соответствующих гидратов.

1. ***Радиус атома.***

* **Рассказ учителя**

Как вы помните, атом состоит из ядра и электронов, которые образуют электронную оболочку. Размер ядра атома по сравнению с размером атома ничтожен, поэтому атомное ядро никоим образом не влияет на размер атомов.

Радиус атомов полностью определяется размером электронной оболочки, а именно числом электронных слоев (энергетических уровней). В атомах химических элементов одного периода число электронных слоев одинаково. Следовательно, и радиус их атомов должен быть одинаковым. Но в периоде с увеличением порядкового номера химического элемента заряд ядра последовательно возрастает. Электроны с увеличением заряда ядра притягиваются к нему сильнее, и поэтому в периоде радиус атомов постепенно уменьшается. В главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента (сверху вниз) растет число занятых энергетических уровней. По этой причине радиус атомов химических элементов одной группы увеличивается.

Изменение радиусов атомов в группах объясняет изменение металлических свойств элементов одной группы. Чем дальше от ядра расположены валентные электроны (электроны внешнего энергетического уровня), тем меньше они притягиваются к ядру. Внешние электроны с увеличением радиуса легче отдавать, и это приводит к тому, что металлические свойства обусловленные способностью элементов отдавать электроны, в группах растут.

Неметаллические свойства элементов в группах с увеличением радиуса атомов (порядкового номера) уменьшаются. Металлические свойства, таким образом, наиболее ярко выражены у нижнего элемента подгруппы, а неметаллические – у верхнего.

Учитывая изменения металлических свойств в периодах, можно утверждать, что среди всех химических элементов активным металлическим элементом является Франций. А самый активный неметаллический элемент – Фтор.

1. ***Электроотрицательность химических элементов.***

* **Рассказ учителя**

Электроотрицательность – это способность атома притягивать валентные электроны других атомов называется. Сильнее всего притягивают электроны атомы наиболее активных неметаллических элементов: Фтора, Оксигена, Хлора (им для завершения внешнего уровня не достает одного или двух электронов). Электроны, которые они будут принимать, расположатся достаточно близко к ядру – на второй или третий электронный слой. Поэтому электроотрицательность этих элементов наибольшая.

Легче всего отдают электроны атомы активных металлических элементов, в первую очередь щелочных: Лития, Натрия, Калия. Они проявляют наименьшую электронегативность.

Так как электроотрицательность – это свойство, связанное с приемом-потерей электронов, то и изменяться в Периодической системе она будет так же, как и металлические свойства. В периодах электроотрицательность увеличивается слева направо, а в группах – снизу вверх. Следовательно, элемент с наибольшей электроотрицательностью – Фтор, с наименьшей – Франций.

Способ количественного определения электроотрицательности впервые разработал американский химик Лайнус Полинг. По шкале Полинга, электроотрицательность Фтора принята за 3,98 (округленная 4), на втором месте находится кислород (3,44), на третьем – хлор (3,16). Водород и типичные неметаллические элементы расположены в середине шкалы; значения их электроотрицательности близки к 2. Активные металлические элементы имеют значение электроотрицательности меньше 1,6. (Учитель демонстрирует изменения значений электроотрицательности по таблице.)

1. **Закрепление и обобщение знаний**

Задания:

1. Атом Калия превращается в ион Калия, отдавая один электрон. Какую электронную конфигурацию имеет ион Калия?
2. Приведите формулы положительного и отрицательного ионов, электронные конфигурации которых совпадают с электронной конфигурацией Неона.
3. Могут ли электроны иона К+1 находиться на таких орбиталях: 3p; 2f; 2s? Ответ объясните.
4. Радиус атома какого химического элемента самый большой: B, Li, Be, F?
5. Какой из перечисленных элементов проявляет наибольшую электроотрицательность: O, S, Cl, F?
6. Атом какого химического элемента имеет наименьший радиус: Li, Cs, K, Na?
7. Какой из элементов имеет наименьшую электроотрицательность: S, Al,Cl, P?
8. В атоме какого элемента – Лития или Цезия – связь валентного электрона с ядром сильнее? Объясните почему.
9. **Домашнее задание**

Прочитать параграф № \_\_\_ учебника. Выполнить задания № \_\_\_\_\_\_\_\_\_ письменно.

1. **Подведение итогов урока**

Учитель предлагает учащимся назвать, что на уроке оказалось сложным или легким для понимания.