**Лекция №1**

**Тема «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете учения о строении атома»**

План:

1. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева.
2. Строение атома.
3. Состояние электронов в атоме. Квантовые числа.
4. Электронные конфигурации атомов.
5. Зависимость свойств элементов от строения их атомов.

*Конспект лекции*

1. **Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева**

Периодический и закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева – основа современной химии. С открытием периодического закона химия перестала быть описательной наукой – она получила инструмент научного предвидения. Закон помогает ученым создавать новые химические элементы и новые соединения элементов, получать вещества с новыми свойствами.

Это закон играет важную роль в развитие всего естествознания (физики, биологии и других наук). Открытие периодического закона способствовало развитию учения о строении атома. Оно привело к открытию атомной энергии и использованию ее для нужд человека.

Периодический закон имеет большое философское значение – он подтвердил наиболее общие законы природы.

Открытие периодического закона было подготовлено всем ходом истории развития химии. Предпосылками открытия периодического закона являются:

1. Накопление фактологического материала. Ко времени открытия Периодического закона было известно 63 химических элемента, описаны состав и свойства их многочисленных соединений.

2. Работы ученых – предшественников.

До Д.И. Менделеева было предпринято около 50 попыток классифицировать химические элементы (*классификация Берцелиуса, триады Деберейнера (1816 г.), спираль Шанкуртуа (1862 г.), октавы Ньюлендса (1865 г.), таблица Мейера (1864 г.)).* Большинство ученых пытались выявить связь междухимическими свойствами элементов и их соединений и атомной массой. Но создать классификацию, включающую все известные в то время химические элементы, не удалось. Ни одна из попыток не привела к созданию *системы*, отражающейвзаимосвязь элементов и выявляющей природу их сходства и различия.

3. Съезд химиков в г. Карлсруэ (1860 г.)

Окончательно утвердилось атомно-молекулярное учение, были приняты первые единые определения понятий молекулы и атома, атомного веса. Именно это понятие как неизменную характеристику атомов химических элементов Д.И. Менделеев положил в основу своей классификации. Он писал: «Масса вещества есть именно такое свойство, от которого должны находиться в зависимости все остальные свойства. Поэтому ближе или естественнее всего искать зависимость между свойствами и сходствами элементов, с одной стороны, и атомными их весами – с другой».

4. Личностные качества великого химика.

Энциклопедичность знаний, научная интуиция, дар научного предвидения, умение обобщать, постоянное стремление к познанию неведомого Д.И. Менделеева сыграли немалую роль в открытии периодического закона.

В1869 г. великий русский ученый- химик Д.И. Менделеев открыл один из важнейших законов химии - *периодический закон.*

В основу своей работы по классификации химических элементов он положил два их основных и постоянных признака: величина атомной массы и свойства.

Располагая элементы в порядке возрастания их атомной массы, Д.И. Менделеев наблюдал периодическое изменение их свойств и свойств соединений. Эту закономерность он сформулировал в виде закона:

*Свойства элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомной массыэлементов.*

Однако формулировка закона, данная Д.И.Менделеевым, не могла быть полной и точной с современной точки зрения, так как она соответствовала состоянию науки на тот период времени, когда не было известно строение атома. Она не могла объяснить многие новые открытия в науке. Например, открытие изотопов – разновидностей атомов одного и того же элемента, имеющих одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа. Наличие изотопов доказывает, что свойства химических элементов определяются не столько их атомной массой, как предполагалД.И. Менделеев, сколько зарядом атомных ядер.

В 1913 году англ. физик Г. Мозли экспериментально подтвердил гипотезу голландского ученого Ван-ден-Брука, что положительный заряд ядра атома (в условных единицах) равен порядковому номеру элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.

Открытие изотопов и закономерность Ван-ден-Брука – Мозли позволили дать другую, современную формулировку закона:

*Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.*

Графическим изображением периодического закона является *периодическая система Д. И. Менделеева*.

Периодическая система состоит из семи периодов, десяти рядов и восьми групп.

*Период* – последовательность элементов, которая начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом. Периоды бывают малые (состоят из одного горизонтального ряда) и большие (состоят из двух горизонтальных рядов).

Периоды

малые большие

I, II, III IV, V, VI, VII

*Группа* – совокупность элементов, которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и других соединениях. Эта валентность равна номеру группы. Исключения: в I группе Cu (II), Аg (III), Au (III), в VI группе O (II), в VII группе Н, F (II).

Каждая группа состоит из двух подгрупп: *главной и побочной*. *Главная подгруппа* содержит элементы малых и больших и периодов, *побочная подгруппа* содержит элементы только больших периодов.

Группы

*побочные подгруппы*

содержат элементы больших периодов, состоят из d- и f- элементов

*главные подгруппы*

содержат элементы малых

и больших периодов,

состоят из s- и p -элементов

1. **Строение атома**

Все вещества образованы мельчайшими частицами, которые называются *атомами.*

Атомы имеют сложное строение. В центре любого атома находится *ядро.* Ядро атома состоит из протонов и нейтронов, которые имеют общее название - *нуклоны* (от англ. nucleus – ядро).

*Протон* – это частица, которая имеет положительный заряд. Заряд протона в условных единицах равен +1. Символ протона – 1 1р.

*Нейтрон* - нейтральная частица, заряд нейтрона равен 0. Символ нейтрона – 0 1n.

Масса ядра, как и масса атома, определяется суммой числа протонов и числа нейтронов. Эта сумма называется *массовым числом атомаА.*

Ядра атомов имеют положительный заряд, т.к. состоят из протонов с положительным зарядом и нейтральных нейтронов. Каждый протон имеет заряд +1, поэтому заряд ядра равен числу протонов.

Вокруг ядра атома движутся *электроны*, которые имеют отрицательный заряд. Заряд электрона в условных единицах равен –1. Символ электрона – е-.

Любой атом содержит равное число протонов и электронов, поэтому сумма положительных зарядов в атоме равна сумме отрицательных. Следовательно, атомы являются *электронейтральными*частицами.

Атом0

Ядро(+)

Электронная

оболочка (е-)

Протоны

(11 р)

Нейтроны

(01n)

Различные виды атомов называются *нуклидами.* Нуклиды характеризуются массовым числом А и зарядом ядра Z.

Нуклиды с одинаковым Z, но разными А называются *изотопы*.

Например, 35 17Cl37 17Cl

Нуклиды с разными Z, но одинаковыми А называются *изобары.*

Например, 40 18Ar4019K

Каждое цифровое обозначение в периодической системе Д. И. Менделеева отражает какую-либо особенность в строении атомов:

*1*. *Порядковый Заряд Число Число*

*номер = ядра = протонов в = электронов в*

*элемента атома ядре атоме*

*Массовое Число Число*

*число = протонов + нейтронов*

*атома (А)*

*2. Номер периода численно равен числу энергетических уровней в атомах элементов данного периода.*

*3. Номер группы численно равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне (валентные электроны) для элементов главных подгрупп и максимальному числу валентных электронов для побочных подгрупп.*

1. **Состояние электронов в атоме. Квантовые числа**

Химические свойства элементов определяются строением электронных оболочек их атомов.

В 20-ых годах XX в. ученые установили, что электрон имеет двойственную структуру: он является одновременно частицей и волной. Подобно частице электрон имеет массу 9,1 · 10-28 г и заряд 1,6 · 10-19 Кл. Движущийся электрон обладает свойствами волны: способность к дифракции и интерференции.

Представление о двойственной природе электрона привело к созданию *квантово-механической теории строения атома.* Электрон в атоме не движется по определенной траектории, а может находиться в любой части околоядерного пространства, вероятность нахождения электрона в разных частях околоядерного пространства неодинакова.

Таким образом, в соответствие с квантово-механическими представлениями невозможно точно определить энергию и положение электрона, поэтому в квантово-механической модели атома используют вероятностный подход для характеристики положения электрона: можно говорить только о вероятности нахождения электрона в разных частях атомного пространства.

Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения данного электрона наибольшая (равна ≈ 90%), называется *атомной орбиталью.*

Каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь и образует *электронное облако*, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Для характеристики поведения электрона в атоме введены *квантовые числа.*

*Главное квантовое число n* определяет энергию и размеры электронных орбиталей. Главное квантовое число принимает значения 1,2,3,4,5, … и характеризует энергетический уровень. Чем выше n, тем выше энергия. Уровни имеют буквенные обозначения: К (n=1), L (n=2), М (n=3), N (n=4), …

Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне находят по формуле ∑ е- = 2 *n*2 . таким образом, на первом энергетическом уровне *n* =1,

е- = 2, на втором *n* =2, е- = 8 , на третьем *n* = 3, е- = 18 и т.д.

*Орбитальное квантовое число l*определяет форму электронной орбитали. Орбитальное квантовое число также характеризует энергетические подуровни в электронной оболочке атома. Орбитальные квантовые числа принимают целочисленные значения от 0 до (n-1). Подуровни также обозначаются буквами:

Орбитальное квантовое число, *l* … 0 1 2 3

Подуровень (подоболочка)…………. spdf

Электроны с орбитальным квантовым числом 0, называются *s-электронами*. Орбитали и соответственно электронные облака имеют сферическую форму (окружности).

Электроны с орбитальным квантовым числом 1 называются *p-электронами*. Орбитали и соответственно электронные облака имеют форму, напоминающую гантель.

Электроны с орбитальным квантовым числом 2 называются *d-электронами.* Орбитали имеют более сложную форму, чем p-орбитали.

Электроны с орбитальным квантовым числом 3 называются *f- электронами.* Форма их орбиталей еще сложнее, чем форма d-орбиталей.

Максимальное число электронов на энергетическом подуровне находят по формуле ∑ е- = 2(2*l*+1). Так максимальное заполнение s2, p6, d10, f14.

*Магнитное квантовое число ml*характеризует ориентацию орбитали в пространстве. Магнитное квантовое число принимает целочисленные значения от *–l* до *+l,* включая 0. Число значений *ml* определяет число орбиталей на подуровне

Следовательно, на подуровне s (*l*=0) имеется одна орбиталь (m*l*=0), на подуровне p (*l*=1) – три орбитали (m*l*= -1, 0, +1), на подуровне d (*l*=2) пять орбиталей (*ml*=-2, -1, 0, +1+2).

Условно атомную орбиталь обозначим в виде клеточки

Соответственно для s- подуровня имеется одна АО

Для р-подуровня – три АО

Для d-подуровня - пять АО

Для f- подуровня – семь АО

*Спиновое квантовое число ms*. Каждый электрон характеризуется собственным механическим моментом движения, который получил название спин. Спиновое квантовое число ms имеет только два значения +1/2 и –1/2 Положительные и отрицательные значения спина связаны с его направлением. Электроны с разными спинами обычно обозначаются противоположно направленными стрелками. Электрон со спином +1/2 условно обозначают ↑, со спином -1/2: ↓.

Таким образом, состояние электрона в атоме полностью характеризуется четырьмя квантовыми числами:*n, l, ml , ms*

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| уровень | n | подуровни | | Орбиталиm*l* | Число АО |
|  |  | буквенное.  обозначение | значение  *l* |  |  |
| К | 1 | s | 0 | 0 | 1 |
| L | 2 | s  р | 0  1 | 0  -1, 0, +1 | 1  3 |
| M | 3 | s  р  d | 0  1  2 | 0  -1, 0, +1  -2, -1, 0, +1, +2 | 1  3  5 |
| N | 4 | s  p  d  f | 0  1  2  3 | 0  -1, 0, +1  -2, -1, 0, +1, +2  -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 | 1  3  5  7 |

1. **Электронные конфигурации атомов**

Химические свойства элементов определяются *строением электронныхоболочек их атомов.*

Запись распределения электронов в атоме по уровням и подуровням получила название *электронной конфигурации элемента.*

Распределение электронов по орбиталям и спины электронов показывают *электронно-графические формулы*.

При записи электронной конфигурации указывают цифрами главное квантовое число (n), буквами подуровни (*s, p, d, f*), а степень буквенных обозначений подуровней обозначает число электронов на данном подуровне.

При составлении электронных конфигураций учитывают:

*Принцип минимальной энергии.* Согласно этому принципу электроны в основном состоянии заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергии орбиталей. Первыми заполняются орбитали с минимальными уровнями энергии.

*Правило В.Клечковского*. Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел *n+l*, а при равной сумме чисел *n+l* в порядке возрастания числа *n*.Соответственно этому правилу подуровни выстраиваются в следующий ряд:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s

Исключения составляют *d*-и *f*-элементы с полностью или наполовину заполненными подуровнями, у которых наблюдается так называемый провал электронов (Cu, Aq, Cr и др.).

*Принцип запрета Паули.* В атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковым набором квантовых чисел:*n, l, ml , ms*.Отсюда следует, на каждой орбитали может быть не более двух электронов, причем они должны иметь противоположные (антипаралллельные) спины, т.е. допускается заполнение

и не допускается заполнение

*Правило Гунда.* На одном подуровне электроны располагаются так, абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел было максимальным. Это соответствует устойчивому состоянию атома.

В соответствии с этим правилом заполнение одного подуровня в основном состоянии атома начинается одиночными электронами с одинаковыми спинами. После того, как одиночные электроны займут все орбитали в данном подуровне, заполняются орбитали вторыми электронами спротивоположными спинами.

Например, у атома азота с электронной конфигурацией внешнего энергетического уровня …2s22p3 заполнение орбиталей в основном состоянии будет следующим:

А у атома кислорода …2s22p4 начинается заполнение р-орбитали 2р4 вторым электроном

Все элементы периодической системы можно разделить на 4 семейства:

*s-элементы*  - в атомах последним заполняется *s-подуровень* внешнего электронного слоя. Они составляют главные подгруппы I и II групп.

*p-элементы –* в атомах последним заполняется *p-подуровень* внешнего слоя. Они составляю главные подгруппы III – VIII групп.

*d-элементы* – в атомахпоследним заполняется *d-подуровень* предвнешнего электронного слоя. *d –элементы* составляют побочные подгруппывсех групп.

*f- элементы* – в атомах последним заполняется *f- подуровень* третьего снаружи электронного слоя. *f- элементами* являются лантаноиды и актиноиды, которые располагаются в нижней части периодической системы.

1. **Зависимость свойств элементов от строения их атомов**

малый период

* заряд ядер атомов ↑
* число электронных слоев атомов не изменяется
* число электронов на внешнем слое атомов ↑ от 1 до 8

г

л

а

в

н

а

я

п

о

д

г

р

у

п

п

а

а

а

п

а

* радиус атомов ↓
* прочность связи электронов внешнего слоя с ядром ↑
* электроотрицательность ↑
* металлические свойства ↓
* неметаллические свойства ↑
* заряд ядер атомов ↑
* число электронных слоев атомов ↑
* число электронов на внешнем слое атомов не изменяется
* радиус атомов ↑
* прочность связи электронов внешнего слоя с ядром ↓
* электроотрицательность ↓
* металлические свойства ↑
* неметаллические свойства ↓

**Контрольные вопросы для закрепления:**

1. Составить электронную конфигурацию атома серы. Изобразите электронно-графическую конфигурацию внешнего энергетического уровня. К какому электронному семейству принадлежит сера?

2. На каком энергетическом уровне и подуровне находится электрон, для которого *n*= 3 и *l*= 0? Какую форму имеет облако этого электрона?

3. Какой из элементов имеет больший радиус атома: йод или бром? Почему?

**Рекомендуемая литература**

- обязательная;

1. Ерохин Ю.М. Химия. Учебник для студ. Сред проф.образ.-М.: Академия, 2006. Гл. 2, § 1-4, с 33-47.

- дополнительная;

1. Пустовалова Л. М. Неорганическая химия: Уч. пос.- Ростов на Дону: Феникс, 2005.-352с.

- электронные ресурсы.

1. Открытая химия: полный интерактивный курс химии для уч-ся школ, лицеев, гимназий, колледжей, студ. технич.вузов: версия 2.5-М.: Физикон, 2006.