

Лекция 1 по химии

1. Периодический закон Д.И. Менделеева
2. Строение атома.
3. Химическая связь

План лекции

- 1. Периодический закон Д.И. Менделеева.
- 2. Строение атома. Квантовые числа. Принцип Паули.
- 3. Распределение электронов в атоме. Правило Хунда.
- 4. Причины периодичности.
- 5. Типы химической связи:
 - а) ковалентная (полярная и неполярная)
 - б) ионная
 - в) металлическая
 - г) водородная
- 6. Виды межмолекулярного взаимодействия.

1. Периодический закон Д.И. Менделеева

- Авторская формулировка (1869г):
- Свойства элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомной массы элементов.
- Современная формулировка:
- Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома.

2. Строение атома. Квантовые числа.

- Атом - наименьшая электронейтральная частица химически неделимая.
- Строение атома: ядро (в нём протоны и нейтроны) и электронная оболочка (электроны).
- Квантовые числа характеризуют состояние электронов и орбиталей:
- Главное квантовое число ($n=1,2,3,\dots,7$);
- Орбитальное квантовое число ($l=0,1,2,\dots,(n-1)$);
- Магнитное квантовое число ($m= -l,\dots,0,\dots,+l$);
- Спиновое квантовое число ($s= +1/2, -1/2$).

Принцип Паули

- В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел
- Поэтому на одной орбитали не может быть больше двух электронов.
- Два электрона, которые находятся на одной орбитали называются спаренными.

3. Распределение электронов в атоме. Правило Хунда.

- Электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии: $1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d$
- На каждой s -оболочке может быть не более 2 электронов,
- На каждой p -оболочке м.б. не более 6 электронов,
- На d -оболочке не более 10 электронов,
- На f -оболочке не более 14 электронов

Правило Хунда:

В пределах одного подуровня электроны заполняют максимальное число орбиталей.

4. Причины периодичности.

- Периодически повторяются следующие свойства элементов: энергия ионизации атома (кол-во энергии, необходимое для отрыва электрона от атома), неметалличность, сродство к электрону (кол-во энергии которое выделяется при присоединении электрона к атому), электроотрицательность, степени окисления.
- Периодическое повторение свойств элементов объясняется периодическим повторением количества электронов на внешнем электронном слое.

5. Типы химической связи

- а) ковалентная (полярная и неполярная): образуется между двумя атомами неметаллов за счет общих электронных пар).
- Механизмы образования КС-обменный и донорно-акцепторный.
- б) ионная (образуется за счет электростатического притяжения катиона металла и аниона неметалла)
- в) металлическая (образуется в металлах за счет свободных электронов)
- г) водородная (образуется между атомом водорода и атомом с высокой электроотрицательностью – F, O, N)

6. Виды межмолекулярного взаимодействия:

- а) ориентационное – между двумя полярными молекулами
- б) индукционное – между полярной и неполярной молекулами
- в) дисперсионное – между двумя неполярными молекулами.