

3. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ И ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМА

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА – свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

Распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням (орбиталям) подчиняется следующим закономерностям: *принципу наименьшей энергии, правилу Клечковского, принципу Паули и правилу Хунда.*

➤ ПРИНЦИП НАИМЕНЬШЕЙ ЭНЕРГИИ

В основном состоянии атома орбитали заполняются электронами в порядке возрастания их энергии. То есть первыми заполняются орбитали с наименьшей энергией.

➤ ПРАВИЛО КЛЕЧКОВСКОГО

Атомные орбитали заполняются электронами в порядке последовательного увеличения суммы *главного* и *орбитального* квантовых чисел ($n+l$), а при одинаковых значениях этой суммы – в порядке возрастания главного квантового числа.

ПРИМЕР 5. Какой подуровень будет заполняться электронами в первую очередь:

- *4s или 3d ?*

4s: $n+l = 4+0 = 4$; 3d: $n+l = 3+2 = 5$. Значит 4s-подуровень заполняется в первую очередь.

- *3d или 4p ?*

3d: $n+l = 3+2 = 5$; 4p: $n+l = 4+1 = 5$. 3d-подуровень заполняется раньше, т.к. его главное квантовое число меньше и, следовательно, энергия ниже.

➤ ПРИНЦИП ПАУЛИ

В атоме не может быть 2-х электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми. В следствие этого на каждой орбитали может находиться не более двух электронов, причем они должны иметь антипараллельные спины.

➤ ПРАВИЛО ХУНДА

Устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

Максимально возможное число электронов на энергетическом уровне можно считать по формуле $N(e^-) \text{ на уровне} = 2n^2$. Т.е., на 1-м энергетическом уровне может находиться не более 2-х электронов ($n=1$), на 2-м – не более 8-ми электронов ($n=2$), на 3-м, соответственно 18, на 4-м – 32, на 5-м – 50, на 6-м – 72 и т.д.

Максимально возможное число электронов на энергетическом подуровне можно рассчитать по формуле $N(e^-) \text{ на подуровне} = 4l+2$. Таким образом, s-подуровень может содержать 2 электрона ($l=0$), p-подуровень – 6 электронов ($l=1$), d-подуровень – 10, f-подуровень – 14 и g-подуровень – 18 электронов.

В зависимости от изменения электронного строения атомов изменяются и такие свойства элементов, как **потенциал ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность**.

ПОТЕНЦИАЛ ИОНИЗАЦИИ – это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома, иона или молекулы и удаления его на бесконечно большое расстояние от ядра. Чем легче отрывается электрон, тем меньше ПИ.
(ПИ - эВ, кДж/моль)

Потенциал ионизации (энергия ионизации) характеризует **восстановительную способность** элемента. Чем меньше эта энергия, тем сильнее восстановительные свойства. Т.е. наименьшие ПИ у щелочных металлов, наибольшие – у галогенов.

СРОДСТВО К ЭЛЕКТРОНУ – это энергия, которая выделяется в результате процесса присоединения электрона к атому, иону или молекуле. Если присоединение электрона идет легко, то выделяется большая энергия (энергетически выгодный процесс).
(СЭ - эВ, кДж/моль)

Сродство к электрону характеризует **окислительные свойства** элемента. Чем больше СЭ, тем сильнее окислительные свойства. Т.е. наименьшее сродство к электрону имеют щелочные металлы, наибольшее – галогены.

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ – это способность атома оттягивать на себя электронную плотность.

$$\text{ЭО} = \frac{1}{2} (\text{ПИ} + \text{СЭ})$$

Чем больше электроотрицательность, тем сильнее окислительные свойства элемента. Максимальную электроотрицательность имеет фтор ($\text{ЭО} = 4$), он же является сильнейшим окислителем.