

Химия

Для студентов I курса специальностей: 2080165 — экология, 08040165 — товароведение и экспертиза товаров, 260800 — технология, конструирование изделий и материалы легкой промышленности

ИИИБС, кафедра ЭПП

к.х.н., доцент А. Н. Саверченко

СТРОЕНИЕ АТОМА

Студент должен:

Знать:

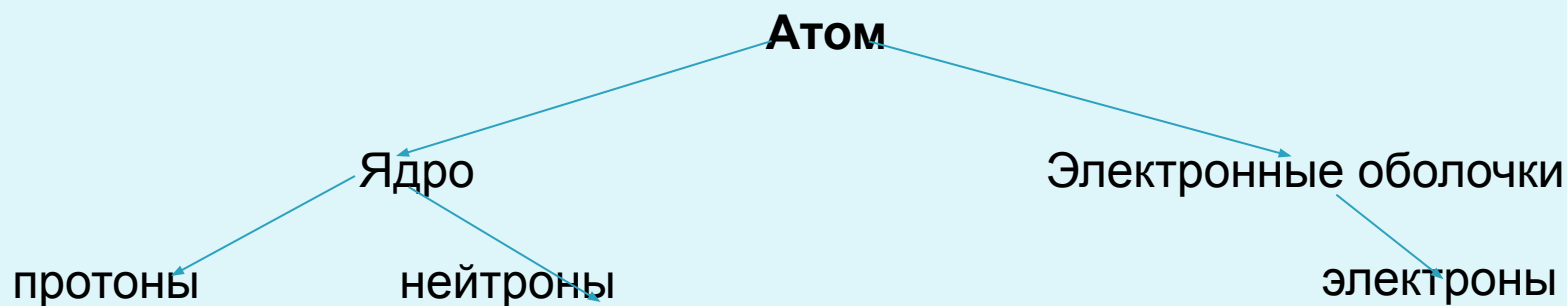
- Основные положения теории строения атома (ядра и состояния электронов), формулировку периодического закона

Уметь:

- Описывать строение атомов элементов и объяснять периодичность изменения их свойств

Атом - сложная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронных оболочек, на которых помещаются отрицательно заряженные электроны.

Положительный заряд ядра равен сумме отрицательных зарядов электронов, окружающих ядро, поэтому в целом атом электронейтрален.





Протоны, нейтроны и электроны называются **элементарными частицами**.

Символы химических элементов представляются обычно в виде:



где X-символ элемента;

a-массовое число (сумма числа протонов и нейтронов);

b-порядковый номер элемента (число протонов);

c-заряд иона.

Природные химические элементы существуют в виде смеси изотопов.

Изотопы-атомы одного химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разные массовые числа (число нейтронов). Например, природный хлор существует в виде двух изотопов : ${}_{17}^{35}\text{Cl}$, ядро которого содержит 17 протонов и 18 нейтронов, и ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ (17 протонов и 20 нейтронов). Атомная масса элемента, приведенная в периодической системе элементов, есть средняя масса его природных изотопов:

$$A_r = \frac{A_{r1} * W_1 + A_{r2} * W_2 + \dots}{100\%}$$

- Для строгого описания движения электронов вокруг атомного ядра необходимо использовать понятие корпускулярно- волнового дуализма электрона (электрон обладает одновременно свойствами частицы и волны).
- Состояние (поведение) электрона в атоме характеризуется набором констант, которые называются **КВАНТОВЫМИ ЧИСЛАМИ**.
- **n-главное квантовое число**- определяет общий запас энергии электрона, т.е энергетический уровень. $n=1,2,3\dots$
- **l-орбитальное квантовое число**- определяет форму электронной орбитали (энергетический подуровень). $l=0,1,2\dots(n-1)$.

- Если $l=0$, то орбиталь называется s-орбиталь (движение электрона по сфере). При $l=1$ мы имеем p-орбиталь (гантелевидная форма движения). Формы движения электронов по d- и f-орбиталям ($l=2$ и 3 соответственно) имеют еще более сложный вид.
- Число подуровней на энергетическом уровне совпадает с его номером. Так, для первого уровня ($n=1$) существует только один подуровень ($l=0$), то есть 1s-орбиталь. Аналогично для $n=2$ (второй уровень) имеем два подуровня ($l=0, 1$) или 2s, 2p-орбитали и т.д.

- m_l -магнитное квантовое число - характеризует проекцию магнитного момента электрона на внешнее магнитное поле, то есть определяет ориентацию электронной орбитали в пространстве. Его значения определяются орбитальным квантовым числом:
- $m_l =$

$$\pm l \quad \pm(l-1) \quad \pm(l-2) \dots 0$$
- При значении орбитального квантового числа $l=0$ магнитное квантовое число имеет одно возможное значение ($m_l=0$), то есть возможен только один способ ориентации s-орбитали в пространстве. Аналогично получаем, что для p-орбиталей ($l=1$, $m_l = -1, 0, +1$) существует три возможных способа ориентации (вдоль осей координат), для d-орбиталей- пять возможных способов ориентации и т.д.

- **Атомная орбиталь**- это совокупность положений электрона в атоме, характеризующихся определенными значениями главного, орбитального и магнитного квантовых чисел. Условно атомные орбитали обозначают в виде клетки (энергетической ячейки):

1s

2s

2p

3s

3p

3d

- m_s -**спинное квантовое число**- определяет собственный момент вращения электрона. Это квантовое число вытекает не из решения уравнения Шредингера, а из анализа атомных спектров. Спинное квантовое число может принимать два значения: $m_s = \pm 1/2$

- Условно электроны, имеющие разные значения спинного квантового числа, обозначаются противоположно направленными стрелками: $\uparrow\downarrow$.

- Если атом находится в основном состоянии (не обладает избыточной энергией), то его электроны занимают наиболее низкие по энергии орбитали. Энергия электрона в многоэлектронных атомах зависит не только от его притяжения к ядру, но и от отталкивания от других электронов. Взаимное влияние приводит к тому, что энергия электронов зависит не только от главного, но и от орбитального квантового числа.
- **Правила Клечковского:**
 1. Увеличение энергии электронных подуровней идет в порядке увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел $(n+l)$.
 2. В случае равенства суммы $(n+l)$ увеличение энергии подуровней идет в порядке увеличения главного квантового числа.

Графически правила Клечковского можно представить в виде:

Заполнение электронами орбиталей происходит в следующем порядке: 1s,2s,2p,3s,3p,4s,5s,4d,5p и т.д.

Принцип Паули. В атоме не может существовать двух электронов с одинаковым набором квантовых чисел. В связи с тем, что каждая электронная орбиталь характеризуется набором трех квантовых чисел (главного, орбитального и магнитного), электроны на одной орбитали могут отличаться только значением спинового квантового числа ($m_s = \pm 1/2$)

Следствием принципа Паули является то, что на одной орбитали не может находиться более двух электронов.

В связи с вышесказанным на первом энергетическом уровне может максимально находиться два электрона: $1s^2$;

На втором энергетическом уровне-8 электронов:

или $2s^22p^6$ и т.д

Максимальное число электронов на уровне $N=2n^2$, где n-главное квантовое число.

Правило Хунда. Внутри подуровня электроны заполняют орбитали таким образом, чтобы суммарному спиновое квантовое число было максимальным (орбитали подуровня сначала заполняются по одному электрону и только после этого происходит спаривание).

Например, четыре электрона на p-подуровне можно расположить двумя разными способами:

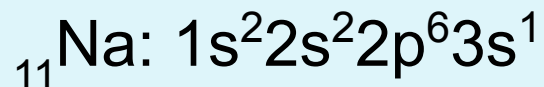
или

$$\sum (m_s) = +1$$

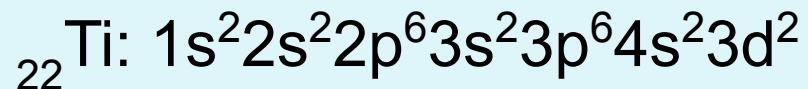
$$\sum (m_s) = 0$$

Так как в первом случае суммарное спиновое число больше, то заполнение электронами p-орбиталей идет именно этим способом.

Число электронов в атоме определяется порядковым номером элемента в периодической системе. Используя правила размещения электронов в атоме, для атома натрия (11 электронов) можно получить следующую электронную формулу:



Электронная формула атома титана:



Если до полного или половинного заполнения d-подуровня (d^5 или d^{10} - конфигурации) не хватает одного электрона, то происходит «**проскок электрона**»-переход на d-подуровень одного электрона с соседнего s-подуровня. В результате электронная формула атома хрома имеет вид ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, а не $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$.

Число электронов в отрицательно заряженном ионе- анионе- превышает число электронов нейтрального атома на величину заряда иона: ${}_{16}\text{S}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (18 электронов).

При образовании положительно заряженного иона- катиона- электроны прежде всего уходят с подуровней с большим значением главного квантового числа: ${}_{24}\text{Cr}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^3$ (21 электрон).

Электроны в атоме можно разделить на два типа: внутренние и внешние (валентные). Внутренние электроны занимают полностью завершенные подуровни, имеют низкие значения энергии и не участвуют в химических превращениях элементов.

Валентные электроны – это все электроны последнего энергетического уровня и электроны незавершенных подуровней. Валентные электроны принимают участие в образовании химических связей. Особую активность имеют неспаренные электроны. Число неспаренных электронов определяет валентность химического элемента.

Если на последнем энергетическом уровне атома имеются пустые орбитали, то возможно распаривание на них валентных электронов (образование **возбужденного состояния** атома).

Рекомендуемая литература

Коровин Николай Васильевич. Общая химия: Учебник. - 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высш. шк., 2000. - 558с.: ил.

Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.: ил.

Ахметов Наиль Сибгатович. Общая и неорганическая химия: Учебник для студ. химико-технологических спец. вузов / Н.С.Ахметов. - 4-е изд., исп. - М.:Высш. шк.: Академия, 2001. - 743с.: ил.

Глинка Николай Леонидович. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л.Глинка; Ермаков Л.И (ред.) – 29–е изд.; исп. – М.: Интеграл Пресс, 2002 – 727с.: ил.

Писаренко А.П., Хавин З.Я. Курс органической химии – М.: Высшая школа, 1975, 1985.

Альбицкая В.М., Серкова В.И. Задачи и упражнения по органической химии. – М.: Высш. шк., 1983.

Грандберг И.И. Органическая химия – М.: Дрофа, 2001.

Петров А.А., Бальян Х.В., Троценко А.Т. Органическая химия М.: Высш. Шк., 1981

Иванов В.Г., Гева О.Н., Гаверова Ю.Г. Практикум по органической химии – М.: Академия., 2000.