



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



**Кафедра биологии растений и химии**

# **ХИМИЯ**

**Теоретический раздел  
Лекция  
Строение атомов**



## СТРОЕНИЕ АТОМОВ

### 1. Основные понятия

Строение вещества – учение о том, какие силы определяют его состав и структуру. В случае химии состав и структура определяются на уровне атомов и молекул, а действующие между ними силы определяются взаимодействием заряженных элементарных частиц – электронов и протонов. При изучении строения вещества принята естественная последовательность: сначала изучают строение атомов, а затем – строение состоящих из них молекул и немолекулярных веществ, то есть химическую связь между атомами.

До конца XIX века полагали, что атом – неделимая и неизменяющаяся частица. Открытие радиоактивности урана и некоторых других элементов (А. Беккерель, 1896 г.) и объяснение её расщеплением ядер атомов (Э. Резерфорд, Ф. Содди, 1903 г.), а также открытие электрона, как составной части атома (Дж. Стоней, 1881 г; Дж. Томсон, 1897 г.), доказали сложное строение атома.

Было экспериментально доказано (Э. Резерфорд, 1911 г.), что атом состоит из положительно заряженного тяжелого ядра, имеющего размеры порядка  $10^{-6}$  нм и легкой оболочки из отрицательно заряженных электронов, имеющих размеры порядка  $10^{-1}$  нм (т.е. в 100000 раз больше, чем ядро); масса ядра примерно в 2000 раз больше массы электронов, а заряды ядра и электронной оболочки равны между собой. Ядро атома, в свою очередь, состоит из положительно заряженных частиц – протонов (р) и незаряженных частиц – нейтронов (n), имеющих примерно одинаковые массы (табл.1). При этом абсолютные величины зарядов частиц принято выражать в единицах заряда электрона –  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл = 1 ед. заряда.

Т а б л и ц а 1 – Свойства элементарных частиц

| Частица<br>(символ) | Местоположение<br>в атоме | Относительный<br>заряд | Относительная<br>масса (а.е.м.) |
|---------------------|---------------------------|------------------------|---------------------------------|
| Протон (р)          | в ядре                    | +1                     | 1,00728                         |
| Нейтрон (n)         | в ядре                    | 0                      | 1,00867                         |
| Электрон (e)        | в оболочке                | -1                     | 0,00055                         |

Природа элемента, его основные химические свойства определяются числом протонов в ядре, равным его заряду  $Z$ . Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра (или число протонов в ядре), относятся к одному и тому же элементу. Атомы одного и того же элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но различное число нейтронов в ядре ( $N$ ), называются изотопами. Например, изотопами элемента кальция являются



Обратите внимание: состав ядра изотопа указывается цифрами перед символом элемента. При этом верхний индекс обозначает общее число протонов и нейтронов (нуклонов). Сумму протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ), содержащихся в ядре атома, называют массовым числом ( $A$ ). Нижний индекс обозначает число протонов ( $Z$ ), а разность между ними равна числу нейтронов  $N = A - Z$ . Сумма масс протонов и нейтронов атомного ядра всегда несколько больше, чем масса ядра. Например, масса ядра изотопа  ${}^4_2\text{He}$ , содержащего два протона и два нейтрона, составляет 4,001506 а.е.м., а сумма масс этих четырех нуклонов равна 4,031882. Разница (дефект массы) составляет 0,030376 а.е.м. Дефект массы определяет устойчивость атомных ядер и энергию связи нуклонов в ядре. Он соответствует энергии, которая выделяется при образовании ядра из протонов и нейтронов и может быть рассчитана по уравнению Эйнштейна:  $E = mc^2$ .

В настоящее время для всех элементов известны изотопы: всего около 300 устойчивых и более 1400 неустойчивых (радиоактивных). Определяют их по массам (масс-спектрометрия), а радиоактивные – по спектрам излучения. Исследования, проведенные в конце XIX века и начале XX, показали неприменимость законов классической физики для описания поведения микрообъектов. На основе этих исследований была создана новая наука – квантовая (волновая) механика, в основе которой лежат представления о квантовании энергии и двойственной (корпускулярно-волновой) природе микрочастиц.

Химические свойства атомов определяются их электронными оболочками, поэтому химикам необходимо знать строение этих оболочек; это, в свою очередь, означает необходимость описания состояния электронов в атоме. В основе квантовой теории электронного строения атома лежат рассматриваемые ниже экспериментальные данные. Атомный спектр является важнейшей характеристикой атома и отражает его внутреннее строение. Планетарная модель Резерфорда противоречила факту устойчивого существования атомов. В результате ускоренного движения электрона расходуется энергия его электростатического взаимодействия с ядром и, согласно расчетам, через  $10^{-8}$  с электрон должен упасть на ядро. Согласно модели Резерфорда, энергия атома должна уменьшаться непрерывно за счет излучения, образующего сплошной спектр. Однако экспериментально установлено, что все атомные спектры имеют линейчатый (дискретный) характер. Атомные спектры многих элементов имеют очень сложную структуру. Например, спектр атома железа насчитывает свыше 5 тысяч линий. Наиболее простой спектр у атома водорода. В видимой области спектра атома водорода имеется только 4 линии. Из этого следует, что атом может находиться в нескольких (многих) энергетических состояниях, но они не непрерывны, а прерывисты, то есть



квантованы. Переход из одного состояния в другое происходит скачком. При этом излучается или поглощается электромагнитное излучение определенной частоты и длины волны. Из электрохимических исследований, проведенных в первой половине 19-го столетия, стало очевидно, что атомы могут нести положительный или отрицательный заряд, поскольку они выделяются на катоде или аноде при электролизе. В 1870 году Стони пытался определить величину единичного заряда, связанного с одним одновалентным атомом и названного им электроном. Заряд и масса электрона были определены позже Р. Малликоном (1909 г.): заряд  $qe = 1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл, а масса покоя электрона  $m = 9,11 \cdot 10^{-31}$  кг.

В опытах по рассеянию  $\alpha$ -частиц ( $He^{2+}$ ) Э. Резерфордом было показано, что почти вся масса атома сосредоточена в очень малом объеме – положительно заряженном ядре. Согласно модели Резерфорда, вокруг ядра на относительно большом расстоянии непрерывно движутся электроны, причем их число таково, что в целом атом электрически нейтрален. Диаметр ядра примерно в  $10^5$  раз меньше атома, а масса одного протона примерно в 2000 раз больше массы электрона.

Для объяснения особенностей спектров излучения нагретых тел немецким ученым М. Планком в 1900 г. была предложена теория, основанная на предположении, что энергия не излучается атомами непрерывно, а испускается отдельными мельчайшими неделимыми порциями – квантами, величина которых зависит от частоты излучаемого света. Энергия кванта ( $E$ ) пропорциональна частоте излучения (колебания)  $\nu$ :  $E = h\nu$ , где  $E$  – энергия кванта (Дж);  $\nu$  – частота,  $c^{-1}$ ;  $\lambda$  – длина волны излучения (см);  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  (Дж.с) – постоянная Планка (мера дискретности). Постоянная Планка – одна из фундаментальных постоянных, она входит во все квантово-механические соотношения. Согласно уравнению Планка энергия частицы может меняться на величины, кратные  $h\nu$ . Излучая квант света, атом переходит из одного энергетического состояния в другое. Таким образом, происхождение линейчатых спектров можно объяснить как результат перехода электронов в атоме между дискретными состояниями, обладающими дискретными значениями энергии.

В дальнейшем В. Гейзенберг (Германия) истолковал взаимосвязь волновых и корпускулярных свойств элементарных частиц в виде соотношения неопределенностей. Согласно этому принципу невозможно в данный момент времени точно определить местонахождение частицы и ее импульс  $P = mv$ :

$$\Delta X \cdot \Delta P_x \geq \frac{h}{2\pi}$$

Современная теория строения атома была впервые предложена австрийским физиком Э. Шредингером (1925–1926), который объединил в едином



волновом уравнении описание движения электрона как частицы с его описанием в виде волны. Уравнение Шредингера – фундаментальное уравнение квантовой механики. Оно описывает движение электронов в атоме с учетом их двойственной природы:

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2m}\left(\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}\right) + U\psi = E\psi$$

где  $\hbar$  – постоянная Планка;  $m$  – масса электрона;  $E$  – его полная энергия;  $U$  – потенциальная энергия,  $x, y, z$  – координаты;  $\psi$  – волновая функция электрона – амплитуда его волнового движения в трёхмерном пространстве.

При решении уравнения Шредингера находят энергию электрона и его волновую функцию  $\psi$ . Точное решение уравнения получается для атома водорода или водородоподобных ионов, а для многоэлектронных систем используются различные приближения. Квадрат волновой функции  $\psi^2$  определяет вероятность обнаружения электрона на том или ином расстоянии от ядра атома. В связи с новыми представлениями о движении электронов в атомах в квантовой механике появляется новое понятие – атомная орбиталь.

Атомная орбиталь (АО) – область атомного пространства, в которой движется электрон; область наиболее вероятного нахождения электрона. Форму АО определяет траектория движения электрона. Атомная орбиталь характеризуется энергией, формой и направлением в пространстве. Все эти характеристики квантованы (изменяются скачками), они описываются с помощью квантовых чисел.

## 2. Квантовые числа

Состояние электрона в атоме описывают четыре квантовых числа, которые характеризуют энергию электрона, форму электронного облака, его ориентацию в пространстве и его спин (рис. 1.). При переходе атома из одного состояния в другое происходит перестройка электронного облака, то есть изменяются значения квантовых чисел, что сопровождается поглощением или испусканием атомом квантов энергии. **Главное квантовое число ( $n$ )** характеризует энергию электрона на данном энергетическом уровне, используется как номер энергетического уровня. Главное квантовое число имеет значения от 1 до  $\infty$  ( $n = 1, 2, 3, 4... \infty$ ). Иногда энергетические уровни обозначают буквами  $K, L, M, N, \dots$ , которые соответствуют численным значениям 1, 2, 3, 4.... Чем меньше  $n$ , тем больше энергия взаимодействия электрона с ядром.



## Квантовые числа

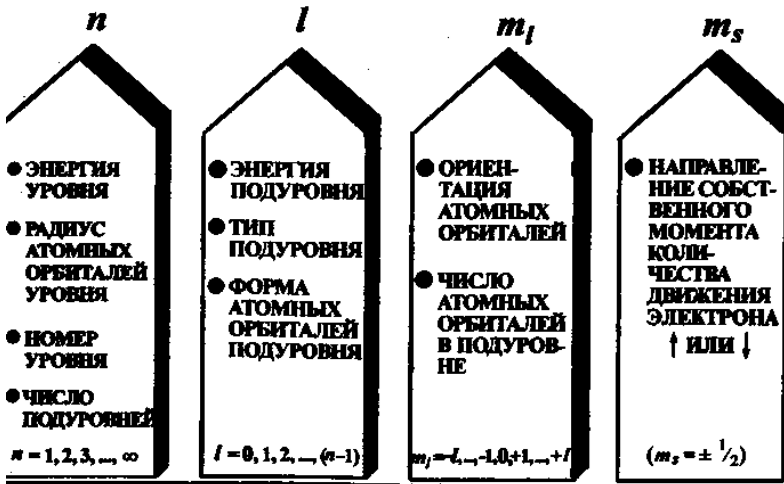


Рис.1. Характеристика состояния электрона в атоме

*Орбитальное квантовое число ( $l$ )* определяет форму атомной орбитали, характеризует энергетический подуровень и принимает значения от 0 до  $(n-1)$ , то есть  $n$  значений. Орбитальное квантовое число принято обозначать буквенными символами:

$$\begin{array}{cccccc}
 l = & 0 & 1 & 2 & 3 & 4 \\
 & s & p & d & f & g
 \end{array}$$

Электроны с одинаковым значением  $l$  образуют в атоме энергетический подуровень (рис. 2.).

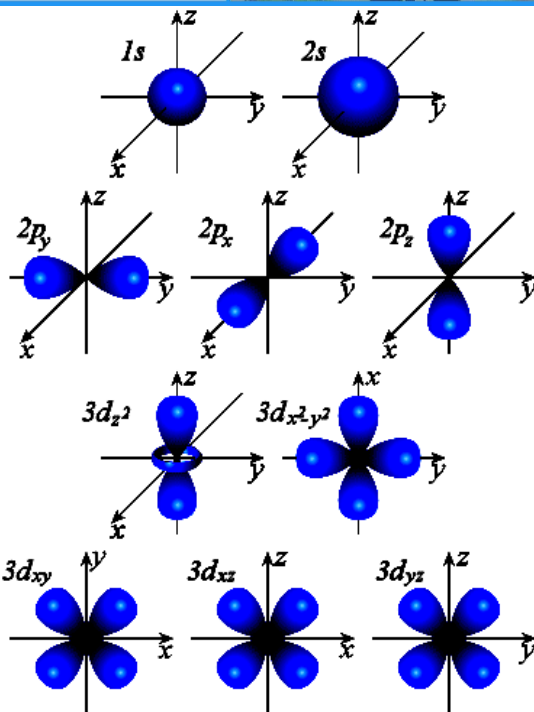


Рис. 2. Формы электронных облаков для различных состояний электронов в атомах

Каждому значению  $l$  соответствует орбиталь определенной формы. Решение уравнения Шредингера показало, что  $s$ -орбиталь ( $l = 0$ ) имеет форму шара,  $p$ -орбиталь ( $l = 1$ ) – форму гантели и т. д.. Для электронов первого энергетического уровня ( $n = 1$ ) возможна только одна форма орбитали ( $s$ ), для второго ( $n = 2$ ) – две ( $s$  и  $p$ ) и т. д. Таким образом, энергетические уровни состоят из одного или нескольких энергетических подуровней. Для  $n = 1$  возможен только один подуровень с  $l = 0$ , для  $n = 2$  – два с  $l = 0$  и  $l = 1$  и т. д. (табл.2.).

Т а б л и ц а 2 – Обозначение орбитального квантового числа и подуровней

| $n$ (энергетический уровень) | $l$ (энергетический подуровень) | Обозначение подуровней |
|------------------------------|---------------------------------|------------------------|
| 1                            | 0                               | 1s                     |
| 2                            | 0, 1                            | 2s, 2p                 |
| 3                            | 0, 1, 2                         | 3s, 3p, 3d             |
| 4                            | 0, 1, 2, 3                      | 4s, 4p, 4d, 4f         |



Состояние электрона в атоме обозначают цифрами и буквами. Например, электрон, у которого  $n = 1$  и  $l = 0$ , обозначают  $1s$ . Состояние  $4p$  означает, что электрон находится на четвертом энергетическом уровне ( $n = 4$ ); форма орбитали соответствует гантели ( $l = 1$ ) и т.д.

**Магнитное квантовое число ( $m$ )** – характеризует пространственную ориентацию орбитали. Оно зависит от орбитального квантового числа и принимает значения от  $-l$  до нуля и от нуля до  $+l$ . Например, если орбитальное квантовое число равно 0 (s-орбиталь), то магнитное квантовое число имеет одно значение (0), если орбитальное квантовое число равно 1 (p-орбиталь), то магнитное квантовое число имеет три значения:  $-1$ , 0 и  $+1$ , а если орбитальное квантовое число равно 2 (d-орбиталь), то магнитное квантовое число имеет пять значений:  $-2$ ,  $-1$ , 0,  $+1$  и  $+2$  и т.д. Таким образом, для каждого значения  $l$  имеется  $(2l + 1)$  значений  $m$ . Все орбитали одного подуровня  $l$  обладают одинаковой энергией, но по-разному ориентированы относительно друг друга. Такие состояния электронов в квантовой механике называются вырожденными: p-состояние трехкратно вырождено, d-состояние – пятикратно и т.д.

Изучение атомных спектров показало, что трех квантовых чисел недостаточно для описания свойств электронов. Дополнительное четвертое квантовое число – **спиновое ( $s$ )** ("spin" – вращение, веретено) – характеризует собственный механический момент движения электрона, которое условно представляют как вращение вокруг собственной оси. Оно может происходить в двух взаимно противоположных направлениях. Поэтому спиновое квантовое число имеет только два значения:  $+1/2$  и  $-1/2$ . Наличие спина у электрона было подтверждено экспериментально. Электроны с разными спинами обозначаются стрелками, направленными вверх и вниз.

### 3. Правила заполнения атомных орбиталей и подуровней

Распределение электронов в многоэлектронных атомах по энергетическим уровням и подуровням подчиняется следующим законам:

**Принцип наименьшей энергии.** Электроны в атоме распределяются по орбиталям таким образом, что энергия атома оказывается наименьшей. Каждой атомной орбитали отвечает определенная энергия. Порядок следования АО по энергии определяется **двумя правилами Клечковского**:

1) энергия электрона в основном определяется значениями главного ( $n$ ) и орбитального ( $l$ ) квантовых чисел, поэтому сначала электронами заполняются те подуровни, для которых сумма ( $n + l$ ) меньше.

Например, можно было бы предположить, что  $3d$ -подуровень по энергии ниже, чем  $4s$ . Однако, согласно правилу Клечковского, энергия  $4s$ -состояния



меньше, чем  $3d$ , так как для  $4s$  сумма  $(n + 1) = 4 + 0 = 4$ , а для  $3d - (n + 1) = 3 + 2 = 5$ .

2) в случае, если сумма  $(n + 1)$  для двух подуровней одинакова (например, для  $3d$ - и  $4p$ -подуровней эта сумма равна 5), сначала заполняется электронами уровень с меньшим  $n$ . Поэтому формирование энергетических уровней атомов элементов четвертого периода происходит в такой последовательности:  $4s - 3d - 4p$ .

Например:  ${}_{+21}\text{Sc } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ .

Таким образом, с учетом правил Клечковского энергия атомных орбиталей возрастает согласно ряду

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s \leq 4d < 5p < 6s \leq 4f \leq 5d < 6p < 7s \leq 5f \leq 6d < 7p$$

*Примечание.* Знак  $\leq$  означает, что энергии АО близки, так что здесь возможно нарушение правил Клечковского.

Пользуясь этим рядом, можно определить электронное строение любого атома (рис.3.).

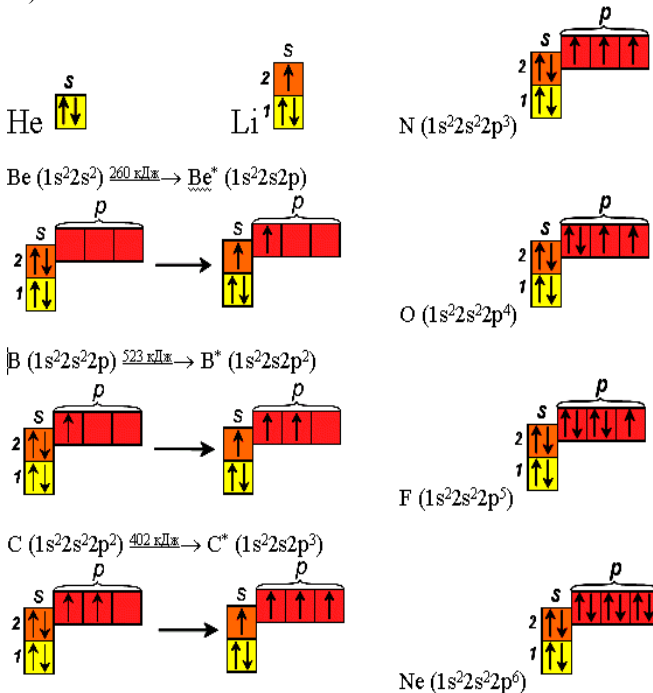


Рис. 3. Распределение электронов по орбиталям в атомах гелия и элементов второго периода



Для этого нужно последовательно добавлять и размещать на подуровнях и атомных орбиталях электроны. При этом необходимо учитывать принцип Паули и два правила Гунда.

**Принцип Паули** определяет емкость АО: в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. Иными словами, на одной АО, характеризующейся тремя квантовыми числами, может разместиться только два электрона с противоположными спинами, т.е. для одной АО можно записать два возможных варианта её заполнения: одним электроном  $\uparrow$  и двумя электронами  $\downarrow\uparrow$ . При этом конкретное направление спина для одного электрона на орбитали не имеет значения, важно лишь, что спины для двух электронов на одной АО имеют противоположные знаки. Принцип Паули и взаимозависимость между значениями  $n$ ,  $l$ , и  $m$  определяют максимально возможное количество электронов на орбитали, подуровне и уровне:

- на одной АО – 2 электрона;
- на подуровне  $l$  –  $2(2l+1)$  электрона;
- на уровне  $n$  –  $2n^2$  электронов.

**Два правила Хунда (Гунда)** описывают порядок заполнения электронами АО одного подуровня:

**Первое правило:** в данном подуровне электроны стремятся заполнять энергетические состояния (АО) таким образом, чтобы сумма их спинов по абсолютной величине была максимальна. При этом энергия системы минимальна.

Особую роль в химии играют электроны последних незаполненных уровней и подуровней, которые называются валентными.

По названию последнего заполняемого подуровня элементы называются s-элементами, p-элементами, d-элементами и f-элементами. Найденные по описанным правилам формулы валентных электронов называются каноническими. В действительности реальные формулы, определяемые из эксперимента или квантовомеханическим расчетом, несколько отличаются от канонических, т.к. правила Клечковского, принцип Паули и правила Гунда иногда нарушаются.



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
ордена Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



## ЛИТЕРАТУРА

### Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб. пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб. пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Болдырев, А. И. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1983.
5. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.– М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
6. Грандберг, И.И. Органическая химия: Учеб. для студ. вузов обучающихся на агрономических специальностях/ И. И. Грандберг. – М.: Дрофа, 2004. –672 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
8. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
9. Химия. Курс лекций: учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная [и др.]. – Горки : БГСХА, 2024. – 383 с.
10. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
11. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
12. Химия: учебно-методический комплекс: Учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с. ISBN 978-985-467-359-2
13. Хмельницкий, Р. А. Физическая и коллоидная химия: Учебник для вузов/ Р. А. Хмельницкий. – М.: Высш. шк., 1988.
14. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
15. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.
16. Щербина, А.Э. Органическая химия. Задачи и упражнения: Учеб. пособие / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич, И.В. Сенько. – Минск : Новое знание, 2007. – 304 с.

### Дополнительная

1. Белясова, Н.А. Биохимия и молекулярная биология: Учеб. пособие/ Н.А. Белясова. – Минск: Книжный дом, 2004. – 416 с.
2. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн.: Высш. шк., 2003. – 96 с.
3. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск: Аверсев, 2004. – 397 с.
5. Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
6. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
7. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

### Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия, 1977.
2. Кольман, Я. Наглядная биохимия: Пер. с нем/ Я.Кольман, К.Г. Рем. – М.: Мир, 2000. – 469 с.
3. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.



Учреждение образования  
«Белорусская государственная  
орденов Октябрьской Революции  
и Трудового Красного Знамени  
сельскохозяйственная академия»



Составители  
**Поддубная** Ольга Владимировна  
**Ковалева** Ирина Владимировна