

**ВУЗ**

студентам  
учреждений  
высшего  
образования

Е.В. Барковский С.В. Ткачев  
Л.Г. Петрушенко

# ОБЩАЯ ХИМИЯ



Е.В. Барковский С.В. Ткачев  
Л.Г. Петрушенко

# ОБЩАЯ ХИМИЯ

Допущено  
Министерством образования Республики Беларусь  
в качестве учебного пособия для студентов  
учреждений высшего образования  
по медицинским специальностям



Минск  
«Вышэйшая школа»  
2013

УДК 54(075.8)  
ББК 24.1я73  
Б25

Рецензенты: кафедра общей и биорганической химии УО «Гомельский государственный медицинский университет» (заведующий кафедрой кандидат химических наук, доцент *А.В. Лысенкова*); заведующий кафедрой химии УО «Белорусский государственный педагогический университет им. Максима Танка» кандидат химических наук, доцент *Ф.Ф. Лаввич*

*Все права на данное издание защищены. Воспроизведение всей книги или любой ее части не может быть осуществлено без разрешения издательства*

### **Барковский, Е. В.**

Б25      Общая химия : учеб. пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. – Минск : Вышэйшая школа, 2013. – 639 с.: ил.  
ISBN 978-985-06-2314-0.

Освещены вопросы, касающиеся химической термодинамики, кинетики и катализа, теории растворов и коллоидной химии.

Содержит около 100 лабораторных работ по всем основным разделам, задачи с примерами решений, тестовый самоконтроль.

Учебное пособие соответствует типовым программам по общей химии для студентов специальностей «Лечебное дело», «Педиатрия» «Медико-профилактическое дело», «Стоматология».

**УДК 54(075.8)**  
**ББК 24.1я73**

**ISBN 978-985-06-2314-0**

© Барковский Е.В., Ткачев С.В.,  
Петрушенко Л.Г., 2013  
© Оформление. УП «Издательство  
“Вышэйшая школа”», 2013

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебное пособие предназначено для студентов медицинских университетов Республики Беларусь. Материал излагаемый в книге, соответствует типовым программам по общей химии для специальностей «Лечебное дело», «Педиатрия», «Медико-профилактическое дело», «Стоматология».

Химия занимает важное место в подготовке современного врача. Она необходима для понимания физико-химических процессов на молекулярном уровне в биологических системах. В медицине уже становятся привычными такие термины, как биоэнергетика, фармакокинетика, биогенные элементы, электрофорез, осмолярность и осмоляльность, осмотическое и онкотическое давление, гемосорбция и гемодиализ.

Химические методы широко применяются в практике научно-исследовательских лабораторий и являются фундаментальной основой для разработки новых методов диагностики и лечения в клинике. Знание теоретических и практических основ химии помогает формированию научного мышления врача.

Пособие состоит из четырех частей.

В первой части рассматриваются строение вещества, периодический закон и комплексные соединения.

Во второй части представлены вопросы, связанные с пространственностью химических элементов в природе, соотношением химического состава живых организмов и окружающей среды, биологической ролью элементов в зависимости от положения в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева, применением соединений *s*-, *p*- и *d*-элементов в медицине, экологическими аспектами действия неорганических соединений. При описании химико-аналитических свойств ионов охарактеризованы важнейшие групповые реагенты и реагенты для обнаружения индивидуальных ионов. Предложены способы проведения аналитических реакций и даны ситуационные задачи. Рассматривается суть титриметрического анализа, его роль в медико-биологических исследованиях, классификации методов, а также обоснование расчетов.

Немаловажное место в подготовке врача, владеющего современной техникой лабораторных исследований, занимают биофизическая и коллоидная химия. Содержание этих дисциплин

лин приводится в третьей и четвертой частях учебного пособия. Знания по биофизической и коллоидной химии необходимы для понимания тех физико-химических аспектов физиологических и патологических процессов, с которыми медики сталкиваются в своей работе.

В книгу включены около 100 лабораторных работ по всем основным разделам курса физической и коллоидной химии: термодинамики, кинетики, химических реакций, электрохимии, поверхностным явлениям и адсорбции, свойствам коллоидных растворов, растворов высокомолекулярных соединений и т.д. Авторы стремились к тому, чтобы выполнение лабораторных работ было доступно и полезно для современного студента-медика. Описание лабораторных работ предваряют достаточные теоретические представления. В ряде случаев мы шли на сознательное упрощение изложения материала. Ход каждой лабораторной работы описан так, что студент может самостоятельно разобраться и выполнить ее. Считаем, что большую помощь в освоении курса могут оказать приводимые по каждой теме задания для самостоятельной работы (задачи, тесты). Для облегчения понимания студентами излагаемого материала предлагается решение типовых задач.

Авторы приносят глубокую благодарность заведующему кафедрой общей и биоорганической химии Гомельского государственного медицинского университета, доценту, кандидату химических наук А.В. Лысенковой и доценту этой же кафедры В.А. Филипповой, заведующему кафедрой химии Белорусского государственного педагогического университета им. М. Танка, доценту, кандидату химических наук Ф.Ф. Лахвичу за ценные замечания и предложения, учтенные при подготовке данного учебного пособия.

*Авторы*

---

---

# ЧАСТЬ ПЕРВАЯ. ОБЩАЯ ХИМИЯ

---

---

## ГЛАВА 1. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

### 1.1. История развития учения о строении атома

Идея об атомном строении вещества зародилась еще в глубокой древности (VI–II вв. до н.э., Демокрит, Эпикур, Лукреций), но доказать и развить ее удалось лишь на рубеже XIX и XX вв. на основе достижений экспериментальной и теоретической физики.

К началу XX в. был открыт электрон как составная часть любого атома (1897, Дж. Томсон). Заряд его оказался равным  $1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл, масса –  $9,1 \cdot 10^{-28}$  г. В 1896 г. французский физик А. Беккерель открыл явление радиоактивности. Еще раньше (1889) русский ученый А.Г. Столетов обнаружил явление фотоэффекта. К концу XIX в. были достигнуты значительные успехи в изучении атомных спектров. (Спектры излучения, испускаемого совокупностью отдельных атомов, называются *атомными спектрами*). Атомные спектры получают, пропуская излучение возбужденных атомов через призму. Спектром принято называть любой график (или фотографию), на котором изображены длины волн и энергия излучения, соответствующая каждой волне. Так, солнечный свет превращается после пропускания через призму в раду – набор плавно переходящих друг в друга цветов. Цвета в радуге соответствуют определенным длинам световых волн. Человеческий глаз видит в диапазоне волн примерно от 400 до 800 нм (1 нм =  $10^{-9}$  м). Коротковолновый предел соответствует фиолетовому цвету, длинноволновый – красному. Солнце и спираль лампы накаливания излучают также невидимый глазом свет – с длинами волн меньше 400 нм (ультрафиолетовый) и больше 800 нм (инфракрасный).

Каждый вид атомов характеризуется строго определенным расположением линий в любой части его спектра. Оно постоянно для данного вида и не повторяется у других видов атомов. Именно на этом основан *метод спектрального анализа*, с помощью которого открыты многие элементы.

К началу XX в. были изучены спектры некоторых атомов. Особенно тщательно исследован атомный спектр водорода.

В 1902 г. В. Кельвин высказал гипотезу об атоме как о статически равновесной системе: положительный заряд ядра распределен с равномерной плотностью по объему шара, радиус которого совпадает с радиусом атома. Электроны находятся внутри этого объема, занимают его ничтожно малую долю и компенсируют положительный заряд. Электроны притягиваются к центру атома кулоновскими силами, располагаясь вокруг него слоями.

Модель атома, предложенная Кельвином, была усовершенствована Томсоном (1904). В отличие от теории атома Кельвина, основанной на неподвижности зарядов, в основу модели атома Томсона была положена идея о движении электронов внутри атома. В этой модели принималось, что атом представляет собой облако положительного заряда, в котором «плавают» компенсирующие данный заряд отрицательные электроны. Положительные облака притягивают электроны и тормозят их движение.

Согласно классической физике, заряженные частицы при замедлении их движения обязательно должны испускать электромагнитное излучение. Но испуская электромагнитное излучение, электроны должны чрезвычайно быстро тормозиться. Спустя ничтожные доли секунды они должны были бы полностью «завязнуть» в положительных облаках, как изюм в пудинге.

В 1911 г. благодаря опытам Э. Резерфорда было доказано, что положительный заряд в атоме не распределен по всему объему, а сконцентрирован в центре атома – ядре. Пытаясь выяснить законы соударения атомов, Резерфорд подвергал бомбардировке атомы различных веществ, направляя на них тонкий пучок  $\alpha$ -частиц. До этого В. Рамзаем и Ф. Содди было установлено, что  $\alpha$ -частицы, испускаемые радиоактивными элементами, представляют собой поток двухзарядных ионов гелия, летящих со скоростью около  $2 \cdot 10^4$  км/ч. На пути  $\alpha$ -частиц Резерфорд устанавливал тонкую металлическую пластинку ( $\approx 0,01$  мм) и подсчитывал число пролетевших сквозь нее  $\alpha$ -частиц и отдельно – отклонившихся на тот или иной угол. Выяснилось, что большинство частиц, встречающихся на своем пути десятки тысяч атомов, пролетает сквозь них и лишь незначительная часть (1 из 20 000) отбрасывается пластинкой, отклоняясь от первоначального направления движения на  $90^\circ$  и более. Редкое, но сильное рассеяние  $\alpha$ -частиц

можно было объяснить только в том случае, если предположить, что весь положительный заряд атома и почти вся его масса сосредоточены в ядре, занимающем ничтожный объем в сравнении с общим объемом атома. Только массивное ядро, имеющее одноименный с  $\alpha$ -частицей заряд, могло служить препятствием для нее.

Так впервые была обоснована ядерная (планетарная) модель атома. Масса ядра составляет  $10^{-24}$ – $10^{-22}$  г, диаметр – около  $10^{-13}$ – $10^{-12}$  см (диаметр атома около  $10^{-8}$  см, т.е. на 4–5 порядков больше). Электроны вращаются вокруг ядра по круговым или эллиптическим орбитам, подобно планетам Солнечной системы.

Мысль Томсона о том, что электроны связаны с положительным зарядом в атоме электрическими силами притяжения, Резерфорд не подвергал сомнению. Но раз электроны существуют на определенном удалении от ядра, значит, должна быть какая-то сила, противодействующая электрической силе взаимного притяжения электронов и ядра, стремящейся слить их воедино. Понятно, что эта сила должна действовать не одно мгновение. Атомы существуют длительное время, так что противодействующая сила явно не менее постоянна, чем сила электрического притяжения электронов и ядра. Разумно было предположить, что ею может быть центробежная сила, которая возникает при движении электронов вокруг ядра. Движение электронов вокруг ядра является ускоренным, так как электроны вращаются по замкнутой кривой. Значит, вращающийся электрон должен излучать энергию. Но, излучая электромагнитные волны, электрон расходует свою энергию. При этом он замедляет вращение и очень быстро, за миллионные доли секунды, должен неминуемо упасть на ядро. Это означает, что атом не может быть устойчивым. Но в окружающем нас мире атомы существуют долго. Значит, чтобы атом мог существовать длительное время, его электроны при движении вокруг ядра не должны тратить своей энергии, не должны испускать электромагнитное излучение.

Однако теория Резерфорда была обоснована на столь убедительных и ясных экспериментальных фактах, что ставила под сомнение не ядерную модель атома, а применимость законов классической электродинамики к движущемуся электрону.

В 1900 г. немецкий ученый М. Планк предположил, что нагретые тела излучают энергию не непрерывно, а отдельными порциями. Планк назвал данные порции *квантами* – словом,

означающим в переводе с латинского «количество». Квант света – чрезвычайно малая порция энергии. Каковы же значения этих отдельных порций энергии? Планк установил, что данные порции различны для разных видов излучений. Чем короче длина волны света, т.е. чем выше его частота (иными словами, чем «фиолетовее» свет), тем больше порция энергии.

Математически это выражается с помощью знаменитого соотношения Планка между частотой и энергией кванта:

$$E = \hbar v, \quad (1.1)$$

где  $E$  – энергия кванта;  $v$  – его частота. Величина  $\hbar$  играет роль коэффициента пропорциональности. Данный коэффициент является одним и тем же для всех видов энергии, известных до настоящего времени. Он получил название *постоянной Планка* и равен  $6,6 \cdot 10^{-34}$  Дж · с. Вот эта очень малая величина постоянной Планка и объясняет, почему все привычные нам источники света (свеча, лампочка, Солнце и т.д.) горят «непрерывно». Подсчитаем, к примеру, сколько квантов содержится в энергии, излучаемой лампочкой мощностью 25 Вт. Считая, что лампочка испускает желтый свет, находим по соотношению Планка число  $6 \cdot 10^{10}$ , т.е. 60 млрд порций энергии в секунду. Человеческому глазу, как и любому прибору, присуща инерционность. Глаз не в состоянии регистрировать раздельно явления, очень быстро следующие друг за другом (на этом основано кино). Именно поэтому кажется, что свет непрерывен.

Уравнение Планка отражало наличие дискретных (прерывных) уровней энергии и в самом излучателе света. Квант света испускается им при переходе из одного энергетического состояния  $E_2$  в другое  $E_1$ :

$$\Delta E = E_2 - E_1 = \hbar v. \quad (1.2)$$

В 1913 г. Н. Бору удалось объединить теорию строения атома Резерфорда с теорией квантов. В основу его теории были положены два постулата, относящихся к свойствам атомов.

1. В атоме существуют состояния движения электронов (стационарные состояния), при которых энергия не излучается и не поглощается.

2. Переход из одного стационарного состояния  $E_1$  в другое  $E_2$  сопровождается излучением или поглощением энергии квантами:

$$\Delta E = \hbar v. \quad (1.3)$$

Модель атома водорода Бора впервые объяснила природу и количественно описала линейчатые спектры атомов водорода (рис. 1.1). На рисунке разрешенные энергии электронов стационарных состояний изображены вертикальными прямыми. Между этими состояниями возможно множество различных переходов (показаны горизонтальными стрелками). Энергия испускаемого света представляет собой разность энергий двух стационарных состояний, между которыми происходит переход.



Рис. 1.1. Схема уровней энергии и квантовые переходы электрона атома водорода

Возникновение линий в спектре обусловлено тем, что при возбуждении атомов (нагревании газа, электроразряде и т.д.) электроны, принимая соответствующие порции энергии, переходят в состояния с более высокими энергетическими уровнями. В таком возбужденном состоянии атомы находятся лишь ничтожные доли секунды. Переход электронов в состояния с более низкими энергетическими уровнями сопровождается выделением квантов энергии согласно фундаментальному соотношению  $\Delta E = \hbar\nu$ , что отвечает появлению в спектре отдельных линий, соответствующих определенной частоте колебаний (длине волны). Поскольку газообразный атомарный водород содержит множество атомов в разных степенях возбуждения, спектр состоит из большого числа линий. Квантовые переходы возбужденных электронов с различных уровней на первый (см. рис. 1.1) отвечают группе линий, находящихся в

ультрафиолетовой области (*серия Лаймана*); переходы возбужденных электронов на второй уровень в основном соответствуют видимой области спектра (*серия Бальмера*); другие серии переходов выражены длинноволновой областью спектра (*серия Паашена*).

Теория Бора получила дальнейшее развитие при объяснении свойств многоэлектронных атомов. Однако свойства сложных атомов она могла интерпретировать только на качественном уровне.

Внутреннее противоречие теории Бора заключалось в том, что, с одной стороны, она использовала классические законы (Ньютона, Кулона), с другой – содержала не связанные с ними квантовые постулаты. Бессильной теория Бора оказалась и при решении вопроса о химической связи между атомами, даже в простейших молекулах типа  $H_2$ , а также в объяснении других атомных явлений. Теория Бора построена на неправильном представлении об электроны. Ученый исходил из того, что электрон – частица. Факты же, обнаруженные в 20-е гг. XX в., показали, что электрон обладает двойственной корпускулярно-волновой природой (дуализм).

Указанные трудности можно преодолеть, если подходить к описанию строения атома с позиций более широкой теории – *квантовой механики*, рассматривающей поведение частиц в микромире. Законы, которые описывают явления, происходящие в микромире, существенно отличаются от законов, описывающих поведение макротел. Квантовое число  $n$ , которое было искусственно введено в теории Бора, оказалось с точки зрения квантовой теории неизбежным следствием более общих законов.

## 1.2. Квантово-механическая модель строения атома

Квантово-механическая модель атома не такая наглядная, как модель, предложенная Бором, а математический аппарат квантовой механики несравненно сложнее. Поэтому основные положения квантово-механической модели строения атома будут рассмотрены чисто качественно, без использования математического аппарата. Многие из того, что будет изложено, придется принять без доказательств. Квантовые числа будут просто введены для описания поведения электрона в атоме, в то время как они являются следствием решения уравнения Шрёдингера.

В 1905 г. А. Эйнштейн предсказал, что электромагнитное излучение, с одной стороны, представляет собой поток частиц (корпускул) – фотонов, движущихся со скоростью света и обладающих энергией  $E = \hbar\nu$ . Энергия излучения, таким образом, квантована, дискретна, передается порциями. На основе корпускулярной теории излучения была объяснена природа фотоэффекта. С другой стороны, распространение любого излучения является волновым процессом, о чем свидетельствуют опыты по дифракции и интерференции\*.

В 1924 г. французский физик Л. де Бройль предположил, что электрон может вести себя и как частица, и как волна: подобно частице электрон обладает определенной массой и зарядом; в то же время движущийся поток электронов проявляет волновые свойства, например, характеризуется способностью к дифракции. Длина волны электрона  $\lambda$  и его скорость  $v$  связаны соотношением де Бройля:

$$\lambda = \hbar/mv, \quad (1.4)$$

где  $m$  – масса электрона;  $v$  – скорость его движения.

Следовательно, электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу.

Следующий этап в развитии представлений о состоянии электрона в атоме связан с принципом неопределенности, сформулированным В. Гейзенбергом (1927). Согласно принципу неопределенности, невозможно точно определить одновременно скорость движения электрона и его координаты. Чем точнее определяются координаты электрона, тем менее точно определяется его скорость, и наоборот, чем точнее определяется скорость движения электрона, тем менее точным становится определение его положения в пространстве вокруг ядра. Все это свидетельствует о том, что существуют принципиальные различия в наблюдении за микро- и макрообъектами. Наблюдение за любым объектом, в принципе, сводится к двум случаям:

1) объект сам подает какие-либо сигналы. Например, шум от работающего двигателя, тепловое излучение и т.п.;

---

\* Дифракция – это нарушение прямолинейного распространения света при прохождении его через узкие щели или огибание им краев препятствий. Интерференция – явление наложения двух волн, при которых они в одних местах усиливают, а в других ослабляют или совсем уничтожают друг друга в зависимости от соотношения колебательных состояний (фаз), с которыми приходит в данную точку каждая из волн.

2) на наблюдаемый объект оказывается какое-то воздействие, например облучение светом, радиоволнами и так далее, и регистрируется отраженный сигнал (как это широко используется в радиолокации, в эхолокации). Причем, чем сильнее воздействие на наблюдаемый объект, тем сильнее (при прочих равных условиях) отраженный сигнал и надежнее регистрация объекта.

Если ведется наблюдение за привычными для нас макро-объектами, то действие на них электромагнитного излучения (свет, радиоволны и т.д.) не изменяет ни их положения, ни их скорости. Совершенно иначе обстоит дело при наблюдении объектов микромира, например электронов. Проведем «мысленный эксперимент». Допустим, мы имеем измерительный прибор, способный измерять скорость движения электрона и его положение в пространстве в каждый момент времени (рис. 1.2). Чтобы увидеть какой-нибудь предмет, его надо осветить. Первое условие для получения четкого изображения предмета состоит в том, чтобы длина волны освещения была меньше размеров предмета. Размеры электрона чуть ли не в 1 млрд раз меньше длины световых волн. Поэтому для «освещения» электрона необходимо использовать  $\gamma$ -кванты с очень короткими длинами волн.

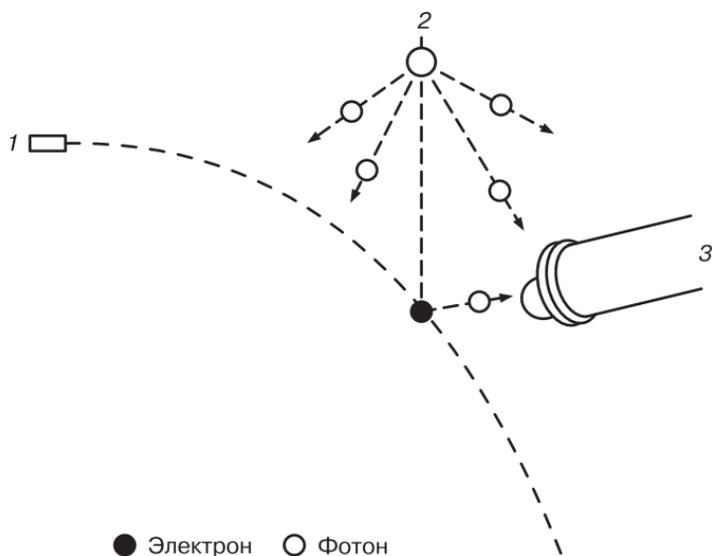


Рис. 1.2. Воображаемый эксперимент Гейзенберга:  
 1 – электронная пушка; 2 – источник света; 3 – микроскоп

Допустим, электрон движется со скоростью  $10^{10}$  см/с. Тогда его импульс  $mv$  составит  $10^{-17}$  г · см/с, а используемый для его освещения  $\gamma$ -квант с очень короткой длиной волны, например  $6 \cdot 10^{-13}$  см, имеет импульс  $10^{-14}$  г · см/с, т.е. в тысячи раз больше, чем у электрона. Конечно, при ударе такого фотона скорость электрона резко изменится. Таким образом, при использовании данного излучения можно знать положение, но не его скорость (т.е. скорость, которую он имел первоначально).

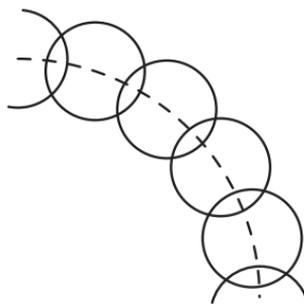


Рис. 1.3. Воображаемый эксперимент с использованием фотонов низкой энергии

Снизив энергию  $h\nu$  фотонов, можно уменьшить влияние столкновения с электроном. Однако это приведет к увеличению длины волны  $\lambda$  ( $\lambda = c/\nu$ ) света, и положение электрона будет определяться менее точно. Таким образом, при использовании света низкой частоты можно точно знать скорость электрона (т.е. скорость, которую он имел первоначально), но не его положение (рис. 1.3).

Гейзенберг предложил соотношение, которое получило название соотношения неопределенностей:

$$\Delta v \Delta x \geq \frac{\hbar}{m}, \quad (1.5)$$

где  $\Delta v$  – неопределенность (ошибка) в значении скорости частицы;  $\Delta x$  – неопределенность (ошибка) в ее координатах.

Таким образом, состояние электрона в атоме не может быть представлено как движение материальной частицы по орбите. Квантовая механика использует идею о статистической вероятности нахождения электрона в определенной точке пространства вокруг ядра атома. Следовательно, в атоме электрон надо рассматривать в виде поля вероятности. Оно ограничено в пространстве притяжением электрона к ядру. Область пространства вокруг ядра, в пределах которой встречается электрон, называется *электронным облаком*. Чем сильнее связь между ядром и электроном, тем меньше электронное облако и тем плотнее распределение заряда. Та часть (пространства) электронного облака, в пределах которой электрон встречается с вероятностью 90 %, называется *атомной орбиталью* или просто *орбиталью*.

Необходимо заметить, что понятие «орбиталь» существенно отличается от понятия «орбита», которая в теории Н. Бора означала путь электрона вокруг ядра. Орбиталь характеризует вероятность нахождения электрона в определенном пространстве вокруг ядра атома. Орбиталь ограничена в трехмерном пространстве поверхностями той или иной формы (рис. 1.4).

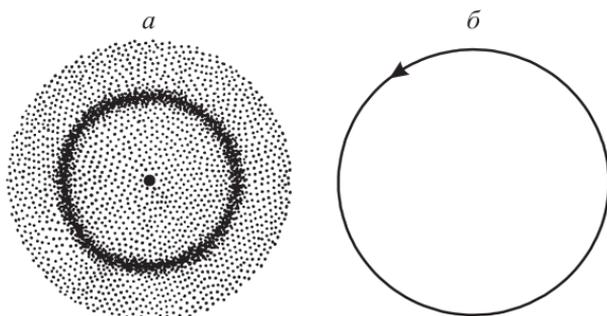


Рис. 1.4. Изображение орбитали (а) и орбиты (б)

Описанная современная квантово-механическая модель строения атома является развитием *планетарной модели*. Согласно этой модели, ядро атома состоит из протонов, нейтронов и окружено отрицательно заряженными электронами. Было установлено, что заряд протона равен заряду электрона по абсолютной величине. В целом атом электронейтрален, и число протонов равно числу электронов. Масса электрона приблизительно равна  $1/1840$  массы протона, а масса многих легких атомов примерно в 2 раза больше суммарной массы содержащихся в них протонов. Возникло предположение о существовании электронейтральной частицы, которая была открыта в 1932 г. английским физиком Д. Чедвиком и названа *нейтроном*. Таким образом, атом – это сложнейшая микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Главные характеристики электрона, протона и нейтрона даны в табл. 1.1.

Таблица 1.1. Абсолютные и относительные значения масс и зарядов элементарных частиц, из которых состоит атом

Частица	Символ	Масса, кг покоя	Массовое число	Заряд, Кл	Относительный заряд
Протон	$p$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
Нейтрон	$n$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1	0	0
Электрон	$e$	$9,1 \cdot 10^{-31}$	0	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1

Электрон является самой легкой из составляющих атом частиц массой  $9,11 \cdot 10^{-31}$  кг, в 1836 раз легче протона и в 1839 раз легче нейтрона. При этом масса ядра меньше суммы масс составляющих его протонов и нейтронов из-за дефекта массы. Дефект массы определяет устойчивость атомных ядер и энергию связи *нуклонов* (протонов и нейтронов) в ядре и соответствует той энергии, которая выделяется при образовании ядра из протонов и нейтронов. Данная энергия рассчитывается по уравнению Эйнштейна:

$$E = mc^2, \quad (1.6)$$

где  $E$  – энергия;  $m$  – масса;  $c$  – скорость света.

Нейтроны и протоны имеют сравнимый размер, около  $2,5 \cdot 10^{-15}$  м, хотя размеры этих частиц определены недостаточно точно.

Свойства ядра зависят главным образом от его строения, т.е. от числа протонов и нейтронов. Число протонов в ядре определяет заряд ядра и его принадлежность к данному химическому элементу. Другой важной характеристикой ядра является массовое число  $A$ , которое равно общему числу протонов  $Z$  и нейтронов  $N$  в нем:

$$A = Z + N.$$

Атомы с одинаковым числом протонов, но с разными массовыми числами, называются *изотопами*. Например, химический элемент водород имеет три изотопа  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{H}$ ,  ${}^3\text{H}$ , 1, 2, 3 – массовые числа.

Массу покоя атома часто выражают в атомных единицах массы (а.е.м.), которая также называется *дальтоном* ( $Da$ ). Эта единица определяется как  $1/12$  часть массы покоя нейтрального атома углерода – 12, которая приблизительно равна  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г.

### 1.3. Квантовые числа электрона

Перейдем к характеристике движения электрона в атоме, ответив на следующий вопрос: *если нельзя характеризовать движение электрона его положением в пространстве и скоростью, т.е. нельзя говорить о траектории электрона, то не существует ли других механических характеристик его движения?* Такие характеристики действительно существуют. Пре-

жде всего – это энергия. Электрону на любой орбитали отвечает вполне определенное значение его энергии.

По современным представлениям квантовой механики энергетическое состояние электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами.

**1. Главное квантовое число.** Согласно условиям квантования, электрон в атоме может находиться лишь в определенных квантовых состояниях, соответствующих определенным значениям его энергии. Квантово-механические расчеты показали, что для атома водорода квантовые состояния соответствуют только таким энергиям, которые задаются выражением

$$E = -\frac{2\pi^2 m e^4 z^2}{n^2 \hbar^2}, \quad (1.7)$$

где  $m$  – масса электрона;  $e$  – заряд электрона;  $z$  – заряд ядра атома;  $n$  – любое целое число от 1 до  $\infty$ , называемое *главным квантовым числом*;  $\hbar$  – постоянная Планка.

В формуле (1.7) все величины для данного атома, кроме  $E$  и  $n$ , постоянны, т.е. фактически энергия электрона  $E$  зависит от числа  $n$ . Иными словами, энергия электрона в атоме принимает дискретные значения (квантуется). Поэтому можно говорить о существовании в атоме энергетических уровней. Совокупность орбиталей с одинаковым значением главного квантового числа, т.е. орбиталей с близкими значениями энергий, образует *энергетический уровень*. Значение главного квантового числа характеризует:

- номер энергетического уровня (в теории Бора – номер орбиты);
- интервал энергий электронов, находящихся на этом уровне;
- размеры орбиталей (в теории Бора – радиусы орбит);
- число подуровней данного энергетического уровня (первый уровень состоит из одного подуровня, второй – из двух, третий – из трех и т.д.);
- в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева значению главного квантового числа соответствует номер периода.

Иногда пользуются буквенными обозначениями главного квантового числа, т.е. каждому численному значению  $n$  соответствует определенное буквенное обозначение (табл. 1.2).

Таблица 1.2. Буквенные обозначения главного квантового числа

Численные значения $n$	1	2	3	4	5
Буквенные обозначения	$K$	$L$	$M$	$N$	$O$

Переход электрона из одного квантового состояния в другое связан со скачкообразным изменением его энергии. Графически энергию квантовых состояний и квантовые переходы электронов можно изобразить с помощью схемы уровней энергии (см. рис. 1.1). На схеме вертикальные линии проведены на расстояниях, пропорциональных значениям энергии электрона в атоме, горизонтальные указывают на возможные квантовые переходы. Квантовое состояние атома с наименьшей энергией  $E_1$  называется *нормальным* или *основным*. Остальные квантовые состояния с более высокими уровнями энергии  $E_2, E_3, E_4 \dots$  называются *возбужденными*. Электрон в основном состоянии связан с ядром наиболее прочно. Когда же атом находится в возбужденном состоянии, связь электрона с ядром ослабевает вплоть до отрыва электрона от атома при  $E_\infty$ .

В основном состоянии атом может находиться неограниченное время, в возбужденном же состоянии – ничтожные доли секунды ( $10^{-8}$ – $10^{-10}$  с).

Возбуждение атома происходит при нагревании, электролизе, поглощении света и так далее, причем в любом случае атом поглощает лишь определенные порции – кванты энергии, соответствующие разности энергетических уровней электронов. Например, переход электрона в атоме водорода с уровня  $E_2$  на уровень  $E_3$  осуществляется при поглощении 1,89 эВ энергии. Обратный переход электрона сопровождается выделением точно такой же порции энергии.

Квантовые переходы электрона соответствуют скачкообразному изменению среднего размера электронного облака: уменьшение энергии связи электрона с ядром соответствует увеличению объема облака; увеличение энергии связи – сжатие облака.

**2. Орбитальное квантовое число.** Вторая также вполне определенная механическая характеристика движения электрона в атоме называется его *моментом импульса*  $M$  (момент количества движения). Для характеристики момента импульса электрона в атоме используется *орбитальное квантовое число* –  $\ell$ , которое характеризует энергию электрона на подуровнях внутри энергетического уровня и геометрическую форму атомной орбитали.

Орбитальное квантовое число зависит от главного квантового числа и принимает следующие значения:

$$\ell = 0, 1, \dots, (n - 1).$$

# ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ .....	3
ЧАСТЬ ПЕРВАЯ. <b>ОБЩАЯ ХИМИЯ</b> .....	5
<b>Глава 1. Строение атома и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева</b> .....	5
1.1. История развития учения о строении атома. ....	5
1.2. Квантово-механическая модель строения атома .....	10
1.3. Квантовые числа электрона .....	15
1.4. Правила заполнения электронами атомных орбиталей. ....	24
1.5. Электронные конфигурации атомов .....	31
1.6. Периодический закон и периодическая система химических элементов .....	34
1.7. Периодические свойства химических элементов .....	39
Основные вопросы темы. ....	43
Тестовый самоконтроль .....	44
<b>Глава 2. Химическая связь</b> .....	47
2.1. Природа химической связи .....	47
2.2. Валентные электроны. ....	49
2.3. Метод валентных связей. ....	51
2.4. Гибридизация атомных орбиталей .....	56
2.5. Свойства ковалентной связи .....	58
2.6. Ионная связь .....	62
2.7. Металлическая связь. ....	64
2.8. Водородная связь .....	66
2.9. Межмолекулярные взаимодействия .....	68
2.10. Метод молекулярных орбиталей .....	70
Основные вопросы темы. ....	72
Тестовый самоконтроль .....	73
<b>Глава 3. Комплексные соединения.</b> .....	75
3.1. Структура комплексных соединений .....	77
3.2. Природа химической связи в комплексных соединениях .....	79
3.3. Хелатные комплексы .....	80
3.4. Классификация и номенклатура комплексных соединений .....	81
3.5. Диссоциация комплексных соединений в растворах. ....	83
3.6. Изомерия комплексных соединений .....	84
3.7. Разрушение комплексных соединений .....	86
3.8. Применение комплексных соединений в медицине .....	87
Основные вопросы темы. ....	90
Тестовый самоконтроль .....	90

<b>ЧАСТЬ ВТОРАЯ. ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ И ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ</b> .....	94
Глава 4. <b>Макро-, микро- и ультрамикрэлементы</b> .....	94
Глава 5. <b>Классификация химических элементов</b> .....	96
5.1. Общая характеристика <i>s</i> -элементов и их соединений .....	97
5.2. Общая характеристика <i>p</i> -элементов и их соединений .....	102
5.3. Общая характеристика <i>d</i> -элементов и их соединений .....	104
Глава 6. <b>Распространенность химических элементов в природе</b>	108
Глава 7. <b>Соотношение химического состава живых организмов и окружающей среды</b> .....	112
Глава 8. <b>Биологическая роль элементов в зависимости от положения в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева</b>	113
Глава 9. <b>Биологическая роль <i>s</i>-элементов и применение их соединений в медицине</b> .....	115
9.1. <i>s</i> -Элементы IA-группы .....	115
9.2. <i>s</i> -Элементы IIA-группы .....	119
Глава 10. <b>Биологическая роль <i>p</i>-элементов и применение их соединений в медицине</b> .....	121
10.1. <i>p</i> -Элементы IIIA-группы .....	121
10.2. <i>p</i> -Элементы IVA-группы .....	122
10.3. <i>p</i> -Элементы VA-группы .....	125
10.4. <i>p</i> -Элементы VIA-группы .....	128
10.5. <i>p</i> -Элементы VIIA-группы .....	131
Глава 11. <b>Биологическая роль <i>d</i>-элементов и применение их соединений в медицине</b> .....	133
11.1. <i>d</i> -Элементы IB-группы .....	133
11.2. <i>d</i> -Элементы IIB-группы .....	135
11.3. <i>d</i> -Элементы VIB- и VIIB-групп .....	137
11.4. <i>d</i> -Элементы VIIIB-группы .....	139
11.5. Платиновые металлы .....	140
Глава 12. <b>Экологические аспекты действия неорганических веществ</b> .....	140
Глава 13. <b>Элементы химического анализа и его биомедицинское значение</b> .....	146
Глава 14. <b>Основы качественного анализа</b> .....	147
14.1. Методы качественного анализа .....	148

14.2. Чувствительность и специфичность реакций. Дробный и систематический анализ .....	150
<b>Глава 15. Основы количественного анализа</b> .....	152
15.1. Основные понятия в титриметрическом анализе и условия его проведения .....	152
15.2. Моль. Молярная масса. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности .....	155
15.3. Способы выражения состава раствора .....	158
15.4. Способы титрования. ....	162
15.5. Классификация методов титриметрического анализа. ....	163
15.6. Измерение объемов растворов и посуда в титриметрическом анализе .....	165
Основные вопросы темы. ....	167
15.7. Экспериментальная работа .....	168
Тестовый самоконтроль .....	170
Задачи .....	171
Примеры решения задач .....	172
<b>Глава 16. Кислотно-основное титрование</b> .....	175
16.1. Сущность и методы кислотно-основного титрования. ....	175
16.2. Точка эквивалентности при кислотно-основном титровании .	176
16.3. Кислотно-основные индикаторы. ....	178
16.4. Кривые кислотно-основного титрования. Выбор индикатора .	179
16.5. Стандартизация титрантов в методе кислотно-основного титрования .....	183
Основные вопросы темы. ....	184
16.6. Экспериментальные работы. ....	184
Тестовый самоконтроль .....	189
Задачи .....	190
Примеры решения задач .....	191
<b>Глава 17. Реакции окисления – восстановления.</b> .....	194
17.1. Основные положения электронной теории окислительно-восстановительных процессов .....	194
17.2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций электронно-ионным методом .....	195
17.3. Окислительно-восстановительные потенциалы и направление окислительно-восстановительных реакций .....	199
Основные вопросы темы. ....	203
Упражнения .....	204
<b>Глава 18. Методы окислительно-восстановительного титрования (оксидиметрия)</b> .....	205
18.1. Общая характеристика и классификация методов окислительно-восстановительного титрования. ....	205

18.2. Перманганометрия. Характеристика метода. . . . .	206
18.3. Приготовление рабочего раствора $\text{KMnO}_4$ и его стандартизация	208
Основные вопросы темы. . . . .	210
18.4. Экспериментальные работы. . . . .	210
Задачи . . . . .	215
Пример решения задачи по результатам обратного титрования	216
18.5. Иодометрия. Характеристика метода . . . . .	217
18.6. Стандартизация рабочих растворов в иодометрии . . . . .	221
Основные вопросы темы. . . . .	222
18.7. Экспериментальные работы. . . . .	223
Тестовый самоконтроль «Оксидиметрия» . . . . .	227
Задачи . . . . .	228
Примеры решения задач по результатам заместительного (косвенного) титрования. . . . .	229
<b>Глава 19. Комплексонометрия . . . . .</b>	<b>232</b>
19.1. Сущность и возможности метода . . . . .	232
19.2. Основные титранты и первичные стандарты метода . . . . .	234
19.3. Индикаторы комплексонометрических определений . . . . .	236
Основные вопросы темы. . . . .	237
19.4. Экспериментальные работы. . . . .	237
<b>ЧАСТЬ ТРЕТЬЯ. БИОФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. . . . .</b>	<b>243</b>
<b>Глава 20. Основы химической термодинамики . . . . .</b>	<b>243</b>
20.1. Основные понятия и определения. . . . .	244
20.2. Первый закон термодинамики . . . . .	247
20.3. Термохимия . . . . .	250
20.4. Второй закон термодинамики . . . . .	256
20.5. Термодинамика химического равновесия. . . . .	271
Основные вопросы темы. . . . .	276
20.6. Экспериментальная работа . . . . .	277
Тестовый самоконтроль . . . . .	278
Задачи . . . . .	281
<b>Глава 21. Химическая кинетика и катализ . . . . .</b>	<b>282</b>
21.1. Основные понятия химической кинетики . . . . .	282
21.2. Скорость химической реакции . . . . .	284
21.3. Количественные соотношения между скоростью реакции и концентрациями реагентов . . . . .	289
21.4. Теоретические основы химической кинетики . . . . .	291
21.5. Катализ и катализаторы . . . . .	301
Основные вопросы темы. . . . .	305
21.6. Экспериментальные работы. . . . .	305

Тестовый самоконтроль . . . . .	311
Задачи . . . . .	312
Примеры решения задач . . . . .	313
<b>Глава 22. Основы учения о растворах. Коллигативные свойства растворов . . . . .</b>	<b>314</b>
22.1. Термодинамика растворения . . . . .	315
22.2. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов . . . . .	317
22.3. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов . . . . .	324
Основные вопросы темы. . . . .	326
22.4. Экспериментальные работы. . . . .	327
Тестовый самоконтроль . . . . .	330
Задачи . . . . .	332
Примеры решения задач . . . . .	333
<b>Глава 23. Кислотно-основное равновесие в водных растворах . . . . .</b>	<b>338</b>
23.1. Теория растворов слабых электролитов . . . . .	338
23.2. Теория растворов сильных электролитов . . . . .	340
23.3. Протолитическая (протонная) теория кислот и оснований . . . . .	342
23.4. Ионное произведение воды и водородный показатель . . . . .	346
Основные вопросы темы. . . . .	351
23.5. Экспериментальная работа . . . . .	351
Тестовый самоконтроль . . . . .	352
Задачи . . . . .	354
Примеры решения задач . . . . .	355
<b>Глава 24. Буферные растворы и системы . . . . .</b>	<b>357</b>
24.1. Классификация буферных систем . . . . .	358
24.2. Расчет pH буферных систем. . . . .	359
24.3. Механизм действия буферных систем . . . . .	361
24.4. Буферная емкость . . . . .	362
24.5. Буферные системы организма . . . . .	364
Основные вопросы темы. . . . .	370
24.6. Экспериментальные работы. . . . .	370
Тестовый самоконтроль . . . . .	372
Задачи . . . . .	374
Примеры решения задач . . . . .	375
<b>Глава 25. Гетерогенные равновесия . . . . .</b>	<b>379</b>
25.1. Термодинамическая $K_s^0$ и концентрационная $K_s$ константы растворимости малорастворимого электролита . . . . .	380
25.2. Взаимосвязь между растворимостью и константой растворимости . . . . .	382
25.3. Условия образования и растворения осадка . . . . .	383

25.4. Однотипные конкурирующие равновесия . . . . .	385
25.5. Конкурирующие равновесия разных типов . . . . .	387
25.6. Гетерогенные равновесия в жизнедеятельности организмов . . . . .	389
Основные вопросы темы . . . . .	391
25.7. Экспериментальные работы. . . . .	392
Тестовый самоконтроль . . . . .	394
Задачи . . . . .	396
Примеры решения задач . . . . .	397
<b>Глава 26. Электрическая проводимость растворов электролитов</b>	<b>400</b>
26.1. Основные понятия . . . . .	401
26.2. Удельная электрическая проводимость . . . . .	404
26.3. Молярная электрическая проводимость . . . . .	407
26.4. Электрическая проводимость биологических объектов и ее использование в медико-биологических исследованиях . . . . .	410
26.5. Измерение электрической проводимости . . . . .	411
26.6. Кондуктометрия . . . . .	413
Основные вопросы темы . . . . .	415
26.7. Экспериментальные работы. . . . .	416
Тестовый самоконтроль . . . . .	419
Задачи . . . . .	421
Примеры решения задач . . . . .	421
<b>Глава 27. Электрохимические методы исследования. Потенциометрия.</b>	<b>424</b>
27.1. Механизм возникновения электродного потенциала . . . . .	425
27.2. Гальванические элементы . . . . .	427
27.3. Окислительно-восстановительные потенциалы . . . . .	433
27.4. Классификация электродов . . . . .	435
27.5. Потенциометрический анализ . . . . .	439
Основные вопросы темы . . . . .	442
27.6. Экспериментальные работы. . . . .	442
Тестовый самоконтроль . . . . .	445
Задачи . . . . .	446
Примеры решения задач . . . . .	447
<b>ЧАСТЬ ЧЕТВЕРТАЯ. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ.</b>	<b>451</b>
<b>Глава 28. Основы физикохимии поверхностных явлений</b>	<b>451</b>
28.1. Особенности строения поверхности раздела фаз. Поверхностная энергия и поверхностное натяжение . . . . .	452
28.2. Адсорбция на подвижной границе раздела фаз (на поверхности жидкости) . . . . .	458
28.3. Адсорбция на неподвижной границе раздела фаз (на поверхности твердого вещества) . . . . .	463

Основные вопросы темы. . . . .	478
28.4. Экспериментальные работы. . . . .	479
Тестовый самоконтроль . . . . .	482
Задачи . . . . .	486
Примеры решения задач . . . . .	487
<b>Глава 29. Хроматографические методы анализа . . . . .</b>	<b>489</b>
29.1. Сущность хроматографии . . . . .	490
29.2. Классификация хроматографических методов . . . . .	491
29.3. Общий механизм разделения двухкомпонентной системы методом элюентной (проявительной) хроматографии . . . . .	496
29.4. Адсорбционная хроматография. . . . .	499
29.5. Ионообменная хроматография. . . . .	501
29.6. Эксклюзионная хроматография. . . . .	506
29.7. Аффинная (биоспецифическая) хроматография . . . . .	511
Основные вопросы темы. . . . .	512
29.8. Экспериментальные работы. . . . .	513
Тестовый самоконтроль . . . . .	515
Задачи . . . . .	517
Примеры решения задач . . . . .	518
<b>Глава 30. Основы физикохимии дисперсных систем. . . . .</b>	<b>520</b>
30.1. Дисперсные системы и их классификация. . . . .	521
30.2. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных растворов	525
30.3. Оптические свойства дисперсных систем . . . . .	528
30.4. Строение коллоидных частиц . . . . .	530
30.5. Методы получения коллоидных растворов . . . . .	532
30.6. Методы очистки коллоидных растворов. . . . .	535
30.7. Строение и механизм образования двойного электрического слоя . . . . .	538
30.8. Электрокинетические явления. . . . .	540
30.9. Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов . . . . .	546
30.10. Коллоидная защита . . . . .	553
Основные вопросы темы. . . . .	554
30.11. Экспериментальные работы. . . . .	554
Тестовый самоконтроль . . . . .	559
Задачи . . . . .	565
Примеры решения задач . . . . .	567
<b>Глава 31. Грубодисперсные системы. . . . .</b>	<b>569</b>
31.1. Суспензии . . . . .	570
31.2. Эмульсии . . . . .	571
31.3. Аэрозоли . . . . .	580
Основные вопросы темы. . . . .	583
31.4. Экспериментальные работы. . . . .	584

Тестовый самоконтроль . . . . .	584
Задачи . . . . .	587
Примеры решения задач . . . . .	587
<b>Глава 32. Основы физикохимии растворов биополимеров. . . . .</b>	<b>588</b>
32.1. Классификация и химическое строение ВМС . . . . .	590
32.2. Растворы ВМС. . . . .	592
32.3. Осмотическое давление растворов ВМС . . . . .	598
32.4. Вязкость растворов ВМС. . . . .	600
32.5. Устойчивость растворов ВМС и способы выделения биополимеров из их растворов . . . . .	606
32.6. Методы измерения ИЭТ белков. . . . .	611
Основные вопросы темы. . . . .	611
32.7. Экспериментальные работы. . . . .	612
Тестовый самоконтроль . . . . .	616
Задачи и упражнения . . . . .	618
Примеры решения задач . . . . .	619
<b>ПРИЛОЖЕНИЕ . . . . .</b>	<b>623</b>
Термодинамические свойства некоторых веществ при 298 К. . . . .	623
<b>ОТВЕТЫ НА ВОПРОСЫ ТЕСТОВОГО САМОКОНТРОЛЯ. . . . .</b>	<b>626</b>
<i>Часть первая. Общая химия. . . . .</i>	<i>626</i>
<i>Часть вторая. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ . . . . .</i>	<i>626</i>
<i>Часть третья. Биофизическая химия . . . . .</i>	<i>627</i>
<i>Часть четвертая. Коллоидная химия. . . . .</i>	<i>629</i>
<b>ЛИТЕРАТУРА. . . . .</b>	<b>631</b>

Учебное издание

**Барковский** Евгений Викторович  
**Ткачев** Сергей Викторович  
**Петрушенко** Людмила Григорьевна

## **ОБЩАЯ ХИМИЯ**

Учебное пособие

Редактор *А.В. Новикова*  
Художественный редактор *В.А. Ярошевич*  
Технический редактор *Н.А. Лебедевич*  
Корректоры *О.И. Голденкова, Е.З. Липень*  
Компьютерная верстка *Ю.Н. Трусевич*

Подписано в печать 25.11.2013. Формат 84×108/32. Бумага офсетная. Гарнитура «Таймс». Офсетная печать. Усл. печ. л. 33,6. Уч.-изд. л. 34,1. Тираж 800 экз.  
Заказ 2004.

Республиканское унитарное предприятие «Издательство “Вышэйшая школа”»  
ЛИ № 02330/0494062 от 03.02.2009. Пр. Победителей, 11, 220048, Минск.  
e-mail: [market@vshph.com](mailto:market@vshph.com) <http://vshph.com>

Филиал № 1 открытого акционерного общества «Красная звезда».  
ЛП № 02330/0494160 от 03.04.2009. Ул. Советская, 80, 225409, Барановичи.

Учебное издание

**Барковский** Евгений Викторович  
**Ткачев** Сергей Викторович  
**Петрушенко** Людмила Григорьевна

## **ОБЩАЯ ХИМИЯ**

Учебное пособие

Редактор *А.В. Новикова*  
Художественный редактор *В.А. Ярошевич*  
Технический редактор *Н.А. Лебедевич*  
Корректоры *О.И. Голденкова, Е.З. Липень*  
Компьютерная верстка *Ю.Н. Трусевич*

Подписано в печать 11.12.2013. Формат 84×108/32. Бумага офсетная. Гарнитура «Таймс». Офсетная печать. Усл. печ. л. 33,6. Уч.-изд. л. 34,1. Доп тираж 300 экз.  
Заказ 2467.

Республиканское унитарное предприятие «Издательство “Вышэйшая школа”»  
ЛИ № 02330/0494062 от 03.02.2009. Пр. Победителей, 11, 220048, Минск.  
e-mail: [market@vshph.com](mailto:market@vshph.com) <http://vshph.com>

Филиал № 1 открытого акционерного общества «Красная звезда».  
ЛП № 02330/0494160 от 03.04.2009. Ул. Советская, 80, 225409, Барановичи.