

ВУЗ

студентам
учреждений
высшего
образования

В.В. Болтromeюк

Общая химия



В.В. Болтромеюк

Общая химия

*Утверждено
Министерством образования
Республики Беларусь
в качестве учебника для студентов
учреждений высшего образования*



Минск
«Вышэйшая школа»
2012

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

Б79

Рецензенты: кафедра общей и биоорганической химии УО «Гомельский государственный медицинский университет» (заведующий кафедрой кандидат химических наук, доцент А.В.Лысенкова); профессор кафедры общей химии и методики преподавания химии Белорусского государственного университета, кандидат химических наук *И.Е.Шиманович*

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

Болтromeюк, В. В.

Б79 Общая химия : учеб. пособие / В. В. Болтromeюк. – Минск : Выш. шк., 2012. – 624 с. : 188 ил.
ISBN 978-985-06-2144-3.

Рассмотрены избранные разделы физической, коллоидной и общей химии, которые необходимы при изучении физико-химической сущности и механизма процессов, происходящих в организме человека на молекулярном и клеточном уровнях.

Для студентов учреждений высшего образования по специальностям «Лечебное дело», «Педиатрия».

Будет полезно преподавателям и аспирантам.

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

Учебное издание

Болтromeюк Виктор Васильевич

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие

Редактор *А.В.Новикова*. Художественный редактор *Т.В.Шабунько*.
Технический редактор *Н.А.Лебедевич*. Корректоры *В.И.Аверкина*,
Т.В.Кульшис, *Е.З.Литень*, *Н.Г.Баранова*. Компьютерная верстка *А.А.Нечая*.

Подписано в печать 24.09.2012. Формат 84×108/32. Бумага офсетная.

Гарнитура «Peterburg». Офсетная печать. Усл. печ. л. 32,76.

Уч.-изд. л. 34,1. Тираж 1000 экз. Заказ 2179.

Республиканское унитарное предприятие «Издательство “Вышэйшая школа”». ЛИ № 02330/0494062 от 03.02.2009. Пр. Победителей, 11, 220048, Минск. e-mail: 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.

ISBN 978-985-06-2144-3

© Болтromeюк В.В., 2012

© Оформление. УП «Издательство “Вышэйшая школа”», 2012

ПРЕДИСЛОВИЕ

Подготовку современного врача, достижения медицины нашего времени невозможно представить без соответствующей базы, которую закладывают фундаментальные естественно-научные дисциплины: физика, биология и, конечно, химия. Изучение достижений современной химии наряду с освоением ее накопленного за многие годы научного и практического опыта позволяет глубоко понимать закономерности протекания процессов жизнедеятельности в живых организмах, находить разнообразные методы и средства лечения болезней.

Содержание образовательно-учебного материала должно быть направлено на освоение химических знаний на основе законов, теорий, понятий, связанных с общей, физической и аналитической химией. Обучение студентов при этом ориентируется не только на получение конкретных теоретических знаний, но и на приобретение ими практических умений и навыков, необходимых в будущей профессии, на формирование у них понимания роли и значения химии в повседневной жизни людей и в развитии общества.

Главная роль при решении данных задач отводится *физической* химии, представляющей собой науку, объясняющую химические явления и устанавливающую их закономерности на основе общих принципов физики.

Объектами изучения физической химии являются любые системы живой и неживой природы, в которых могут протекать химические превращения.

Физическая химия исследует происходящие в данных системах изменения, сопровождающиеся переходом химической энергии в ее различные физические формы: тепловую, лучистую, электрическую, механическую и т.д. Она рассматривает химические процессы не сами по себе, а в неразрывной связи с сопровождающими их физическими явлениями — выделением (поглощением) теплоты, образованием электрического заряда, прохождением электрического тока и т.п.

Основной задачей современной физической химии является установление детальных механизмов, изучение и объяснение основных закономерностей, определяющих направление химических процессов, скорости их протекания,

влияние на них характера среды, примесей, температуры, излучения и других внутренних и внешних факторов.

Главными разделами физической химии являются *химическая термодинамика* и *химическая кинетика*. Наряду с ними она включает учение о строении атомов, ионов, молекул, учение о механизме образования химической связи, коллоидную химию, электрохимию, учение об истинных растворах низкомолекулярных соединений и полимеров. Служит теоретической основой неорганической, органической, фармацевтической и аналитической химии, а также химической и физико-химической технологий. Оказывает существенное влияние на формирование естественнонаучного стиля мышления студентов медицинских вузов, дает им необходимые знания для рассмотрения физико-химической сущности и механизмов процессов, происходящих в организме человека на молекулярном и клеточном уровнях.

Автор

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА КАК ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ОСНОВА БИОЭНЕРГЕТИКИ

ПРЕДМЕТ, МЕТОДЫ И ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Термодинамика как научная дисциплина сложилась в начале XIX в. и является одной из составных частей физической химии. Она изучает общие законы взаимного превращения энергии из одной формы в другую в результате протекания физических, химических или физико-химических процессов.

Термодинамика включает следующие разделы: 1) общую, или физическую, термодинамику, изучающую наиболее общие законы превращения энергии; 2) техническую термодинамику, рассматривающую взаимопревращения теплоты и механической работы в различного рода машинах и двигателях; 3) химическую термодинамику, предметом изучения которой являются превращения различных видов энергии при протекании химических реакций, процессов растворения, испарения, кристаллизации, адсорбции.

Химическая термодинамика количественно определяет тепловые эффекты вышеперечисленных процессов, выясняет возможность самопроизвольного их протекания в том или ином направлении и условия, при которых химические реакции будут находиться в состоянии равновесия. Причем изучение происходящих превращений не требует, с позиций термодинамики, сведений об их механизмах, представлений о строении молекул, участвующих в реакциях веществ. Достаточно только знать начальное состояние системы и те внешние условия, в которых она находится.

Следует подчеркнуть также, что термодинамика не может ответить на вопросы о том, с какой скоростью и по какому механизму будет протекать тот или иной процесс, какое количество времени потребуется для достижения в нем химического равновесия.

В настоящее время термодинамический метод исследования является одним из наиболее надежных и эффектив-

ных средств для изучения обмена веществ и энергии, происходящего в клетках животных, растений и человека.

Живые организмы усваивают поступающие к ним из окружающей среды вещества, перерабатывают их, синтезируют и накапливают новые высокомолекулярные соединения для создания и обновления клеток и тканей, аккумуляирования больших запасов химической энергии. Совокупность всех этих процессов называют *ассимиляцией* или *анаболизмом* (рис. 1).

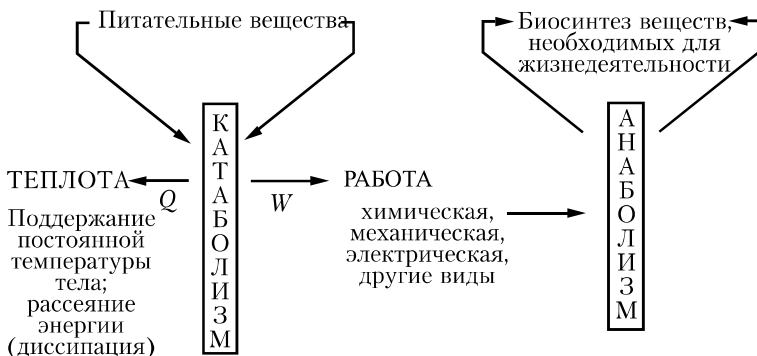


Рис. 1. Энергетические потоки в живых системах

Одновременно в организме протекают противоположные процессы — *диссимиляция*, или *катаболизм*, сводящиеся к разложению сложных органических соединений, окислению их до H_2O , CO_2 и высвобождению при этом энергии.

В раннем периоде развития в организме человека, как и во всем живом, процессы ассимиляции преобладают над диссимиляцией, но по мере приближения к старости начинают доминировать процессы диссимиляции, что приводит к уменьшению в организме запасов химической энергии.

Изучением данных явлений занимается *биоэнергетика*, которую можно рассматривать одновременно и как часть биохимии, и как часть биофизики.

Теоретической же основой биоэнергетики и инструментом, с помощью которого она решает свои задачи, является *химическая термодинамика*.

Термодинамические системы: изолированные, закрытые, открытые, гомогенные, гетерогенные

При изложении основных положений термодинамики пользуются набором определенных строго сформулированных понятий, начальное из которых – понятие термодинамической системы, являющейся объектом исследования в термодинамике.

Под *термодинамической системой* подразумевают избранную совокупность тел или веществ, состоящую из большого числа структурных единиц (молекул, атомов, ионов) и отделенную от окружающей внешней среды определенной границей, или поверхностью раздела. Внешняя среда или внешний мир представляет собой то, что находится с наружной стороны поверхности раздела.

Выделение термодинамической системы из окружающей среды или внешнего мира весьма относительно. Менее сложные системы, являясь самостоятельной структурной единицей, могут одновременно быть составными частями более сложных систем, в данном случае они часто называются *подсистемами*. Это можно проиллюстрировать на примере биологических систем, расположенных в порядке усложнения в следующем иерархическом ряду: органелла — клетка — ткань — орган — система органов — организм — популяция — биоценоз — биосфера.

Граница, или поверхность, раздела термодинамической системы может представлять собой какую-нибудь реальную оболочку. Например, стенки сосуда, в котором осуществляется химическая реакция, мембрана животной и растительной клеток. Но чаще всего граница бывает воображаемой, или условной, и наделенной заранее заданными свойствами. Так, она может быть *проницаемой* или *нетеплопроводной*, *механически жесткой* или *нежесткой*, т.е. способной изменять свои размеры.

В зависимости от свойств поверхности раздела термодинамические системы делятся, в первую очередь, на закрытые, открытые и изолированные (рис. 2).

Закрытые системы обмениваются с внешним миром только энергией, а *открытые* — и веществом, и энергией. *Изолированные системы* не могут обмениваться с окружающей средой ни веществом, ни энергией.

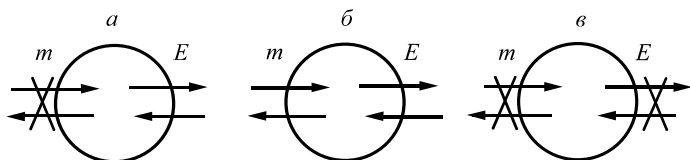


Рис. 2. Примеры закрытой (а), открытой (б) и изолированной (в) систем

Следует подчеркнуть, что реальные системы никогда не бывают абсолютно изолированными, они лишь в той или иной степени приближаются к данному понятию, но полностью с ним не совпадают.

Некоторые системы можно поместить (реально или мысленно) в условия, которые делают их искусственно изолированными. Примером такой изолированной системы является химическая реакция, идущая в термостате. Изменение энергии в ходе протекания реакции компенсируется включением или выключением нагревателя, в результате чего общая энергия системы будет оставаться постоянной.

Закрытые и открытые системы существуют реально, причем наиболее распространенные системы в природе — открытые системы. К их числу относятся все биологические системы: животные и растительные клетки, организмы, человек и т.д. Пример закрытой системы — любой герметический сосуд с протекающей в нем той или иной химической реакцией.

Термодинамика открытых систем описывается с помощью сложного математического аппарата, который до настоящего времени полностью не разработан. Закрытые и особенно изолированные системы имеют более простое математическое описание, и полученные на их основе результаты часто успешно используются для прогнозирования протекания аналогичных физико-химических процессов в открытых системах.

В зависимости от своего состава термодинамические системы подразделяются на простые, или однокомпонентные, и сложные, или многокомпонентные (рис. 3).

Простые системы состоят только из одного вещества, сложные системы включают несколько различных химических веществ.

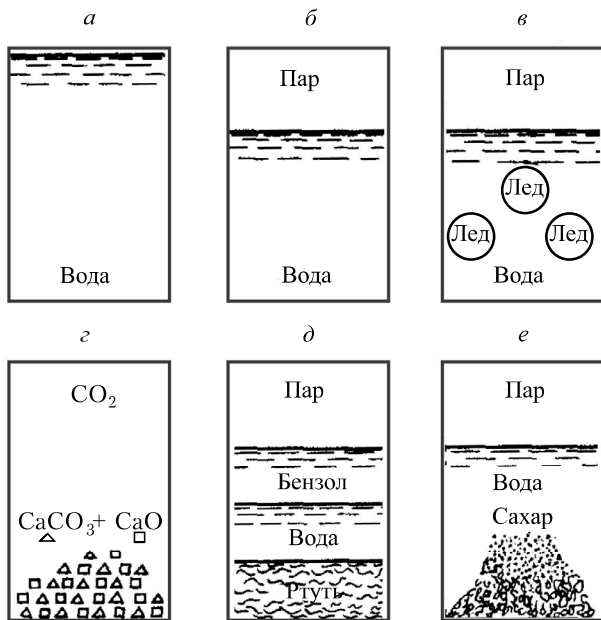


Рис. 3. Различные виды термодинамических систем:

a — однофазная гомогенная система, состоящая из воды; *б* — двухфазная однокомпонентная система «вода — пар»; *в* — трехфазная однокомпонентная система «лед — вода — пар»; *г* — трехфазная многокомпонентная система « CaCO_3 — CaO — CO_2 »; *д* — четырехфазная многокомпонентная система «ртуть — вода — бензол — пар»; *е* — неустановившаяся система с неопределенным числом фаз

Если между отдельными частями системы не существует физических, т.е. реальных, границ раздела, то такие системы называются *гомогенными (однородными)*. Свойства данных систем, находящихся в состоянии равновесия, одинаковы во всех их точках (см. рис. 3, *a*).

Существуют также системы, между отдельными частями которых имеются границы раздела. При переходе через них многие свойства меняются скачкообразно. Такие системы называются *гетерогенными* (см. рис. 3, *б—е*).

Совокупность всех однородных по составу и физико-химическим свойствам частей гетерогенной системы, отделенной четкой и определенной поверхностью раздела,

называется *фазой*. Гомогенные системы всегда состоят из одной фазы, а гетерогенные являются многофазными: двухфазными, трехфазными и т.д. Очень часто вещества, находящиеся в различных фазах, отличаются друг от друга агрегатными состояниями (см. рис. 3, б, в). Но могут быть и гетерогенные системы, в которых разные фазы находятся в одном и том же агрегатном состоянии. Например, три несмешивающиеся между собой жидкости: бензол, вода и ртуть (см. рис. 3, д).

И гомогенные, и гетерогенные системы могут быть однокомпонентными и многокомпонентными.

Однокомпонентной гомогенной системой является любое жидкое или газообразное вещество, помещенное в тот или иной сосуд (герметический или открытый).

Трехфазной гетерогенной системой, состоящей из одного химического вещества, является, например, сосуд, частично заполненный водой, в которой плавают кусочки льда, а над поверхностью жидкости находятся водяные пары (см. рис. 3, в).

Многокомпонентной гомогенной системой является смесь из нескольких газов (например, воздух), истинный раствор вещества (или смеси веществ) в воде либо в каком-нибудь другом растворителе.

Термодинамические параметры

Физические величины, характеризующие какое-либо свойство системы, называются *термодинамическими параметрами*. Они могут быть микроскопическими и макроскопическими.

Совокупность значений размеров и масс всех частиц (молекул либо ионов), составляющих систему, их положений в пространстве, скоростей движения и так далее, называется *набором микроскопических параметров*.

Величины, характеризующие всю систему в целом (давление, объем, температура, масса, плотность и т.д.), называются *макроскопическими параметрами*.

Некоторые макроскопические параметры системы (масса, внутренняя энергия) могут быть заданы как сумма соответствующих микроскопических параметров. В соответствии с этим макроскопические параметры делятся на две группы: экстенсивные и интенсивные параметры.

Экстенсивными называются такие параметры, значения которых для всей системы равны сумме значений этих же параметров для отдельных частей системы (например, масса, объем).

Значения *интенсивных параметров* одинаковы как для всей системы в целом, так и для любой ее части (например, температура, давление, плотность).

Совокупность численных значений термодинамических параметров системы, характеризующих ее физические и химические свойства (присущие ей в данный момент времени), называется иначе *состоянием системы*.

Если значения параметров не меняются во времени, такое состояние системы называется *равновесным*. В строго равновесном состоянии может находиться только изолированная система.

Для открытых и закрытых систем значения термодинамических параметров тоже могут оставаться неизменными во времени. Но при этом часто наблюдается равноценный в обе стороны обмен энергией с внешней средой (для закрытых систем) или энергией и веществом (для открытых систем). Такое состояние называется *стационарным* (рис. 4).

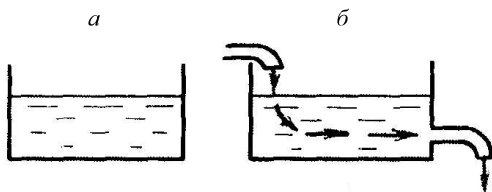


Рис. 4. Гидродинамическая модель равновесного (а) и стационарного (б) состояний

Состояние системы может быть выражено как набором значений ее микроскопических параметров (*микросостояние системы*), так и набором значений макроскопических параметров (*макросостояние системы*).

Обычно данному макросостоянию системы присуще определенное число ее микросостояний (как правило, очень большое). Исключение составляет идеальный кри-

сталл, находящийся при $T = 0$ К. В данном случае всякое движение молекул (поступательное, колебательное) отсутствует, их местоположение в пространстве остается неизменным сколь угодно долгое время. Поэтому такое макросостояние может характеризоваться только одним набором микроскопических параметров.

Изменение во времени значений одного или нескольких макроскопических параметров системы называют иначе *термодинамическим процессом*.

В ходе термодинамического процесса система из одного равновесного состояния переходит в другое равновесное состояние, характеризующееся иным набором значений своих параметров.

Процесс, протекающий с изменением химического состава системы, называется *химической реакцией*.

Сумму всех процессов, которые вывели систему из начального состояния, а затем вернули ее в это же состояние, называют *круговым процессом* или *циклом*.

Все процессы, встречающиеся в природе, можно разделить на самопроизвольные и несамопроизвольные.

Самопроизвольными называются такие процессы, для протекания которых не требуется оказания на систему внешнего воздействия. Например, переход теплоты от более нагретого тела к менее нагретому, растворение соли в H_2O , смешивание нескольких газов.

Несамопроизвольными называются процессы, требующие для своих протеканий затрат энергии извне. Например, разделение смеси газов на составляющие компоненты, перемещение против действия сил тяжести, уменьшение объема системы.

Термодинамические процессы подразделяются также на обратимые и необратимые, равновесные и неравновесные.

Процесс называется *термодинамически обратимым*, если его можно провести и в прямом, и в обратном направлениях через одни и те же промежуточные стадии, без каких-либо энергетических изменений в окружающей среде.

Обратимые процессы являются также и *равновесными*.

Реализовать их на практике можно через бесконечное число промежуточных стадий, каждая из которых отличается от исходного равновесного состояния на бесконечно малую величину.

Таким образом, скорость протекания обратимого процесса бесконечно мала, поэтому его можно осуществить за бесконечно длительное время.

Реальные процессы, протекающие в природе, являются термодинамически *необратимыми* и *неравновесными*.

Строгому математическому описанию поддаются идеализированные обратимые процессы. Для необратимых процессов удастся составить лишь неравенство. Поэтому, только заменяя реальный необратимый процесс на идеализированный обратимый, находят ответ на вопрос, возможен ли он вообще и при каких условиях.

Следует отметить, что термодинамическая обратимость отличается от химической обратимости. *Химическая обратимость* характеризует направление протекания процесса, а *термодинамическая* — способ его проведения.

Внутренняя энергия системы

Важнейшей характеристикой термодинамической системы является величина ее *внутренней энергии*.

Все термодинамические системы представляют собой совокупность какого-то числа различных частиц: молекул, атомов, ионов и т.д. Частицы находятся в состоянии движения (поступательного, колебательного или вращательного) и, следовательно, обладают некоторым количеством кинетической энергии. Кроме того, они взаимодействуют друг с другом, т.е. обладают определенным запасом потенциальной энергии.

В самом общем виде внутреннюю энергию системы можно определить как *сумму потенциальной и кинетической энергии всех составляющих ее частиц*.

Данное определение не позволяет, однако, дать однозначный ответ на вопрос о том, чему равна энергия конкретной системы, состоящей из определенного числа структурных единиц, например молекул. На первый взгляд кажется, что данная задача решается достаточно просто: необходимо учесть кинетическую энергию движения молекул и потенциальную энергию их взаимодействия. Но энергией молекулы не исчерпывается энергия системы. Существует потенциальная и кинетическая энергия атомов, входящих в состав каждой молекулы. Если учесть и данную энергию,

то возникает вопрос, учитывать ли энергию электронов, принадлежащих атомам, и надо ли учитывать энергию атомных ядер. А так как сложность элементарных частиц неисчерпаема, то ни на каком уровне этой сложности нет оснований останавливаться.

Таким образом, в рамках термодинамики задача определения абсолютного значения внутренней энергии системы не имеет решения и не рассматривается. Первостепенное значение приобретает другой вопрос: как изменится энергия системы в результате осуществления термодинамического процесса?

Если обозначить внутреннюю энергию системы в исходном состоянии через U_1 , а в любом другом состоянии — U_2 , то задача сводится к вычислению разности:

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

В такой постановке она сразу приобретает четкость и допускает строгий ответ.

Величина ΔU считается положительной, если внутренняя энергия системы при протекании процесса возрастает, и отрицательной — если убывает.

Внутренняя энергия не включает кинетическую энергию системы (E_K), которая присуща ей в результате движения как единого целого во внешней среде, и потенциальную энергию (E_{II}), обусловленную действием на систему внешних силовых полей: гравитационного, электромагнитного и пр.

Таким образом, внутренняя энергия системы является составной частью *полной*, или *общей*, энергии системы E :

$$E = E_K + E_{II} + U.$$

Первые два слагаемых данного равенства составляют предмет рассмотрения в механике.

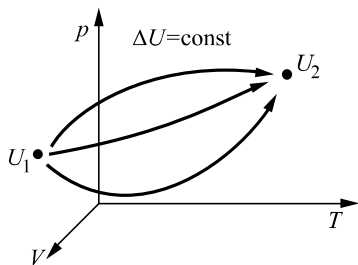


Рис. 5. Схема, иллюстрирующая независимость изменения внутренней энергии системы от пути протекающего в ней процесса

Величина внутренней энергии системы определяется лишь ее состоянием, но не зависит от способа достижения данного состояния (рис. 5), поэтому U принадлежит к термодинамическим параметрам, которые называются иначе *функциями состояния*.

Форма обмена энергии с окружающей средой

При протекании термодинамических процессов внутренняя энергия системы может увеличиваться или уменьшаться. В первом случае говорят, что система поглотила часть энергии из внешней среды, во втором случае, наоборот, — передала часть своей энергии в окружающую среду. Существуют две основные формы (способа) обмена энергией между системой и внешней средой: теплота и работа.

Теплота — это способ обмена энергией через неупорядоченное хаотическое движение структурных единиц вещества: молекул, ионов.

Из данных частиц состоит как сама система, так и ее граница раздела (стенки системы), а также окружающий систему внешний мир. В результате столкновения частиц системы и внешнего мира с частицами, образующими стенки, энергия одного коллектива частиц (например, частиц системы), может возрасти, а другого коллектива (расположенного во внешнем мире), соответственно уменьшиться. Микроскопический механизм данного процесса состоит в обмене энергией при каждом единичном столкновении частиц. Пользуясь макроскопическими понятиями, говорят, что какая-то порция энергии перешла в систему из окружающей среды в форме теплоты.

Система может обмениваться энергией с окружающей средой в форме теплоты и без столкновения молекул, путем поглощения или излучения лучистой энергии. В таком случае излучение или поглощение единичного кванта есть аналог единичного столкновения частиц. Обмен макроскопическими порциями энергии есть результат излучения либо поглощения огромного числа квантов.

Под термином «теплота» часто понимают не способ, а количество передаваемой таким образом энергии (Q).

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА КАК ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ОСНОВА БИОЭНЕРГЕТИКИ	5
Предмет, методы и основные понятия химической термодинамики	5
Термодинамические параметры	10
Внутренняя энергия системы	13
Форма обмена энергии с окружающей средой	15
Перый закон термодинамики	17
Изобарный и изохорный процессы. Энтальпия. Тепловые эффекты химических реакций	19
Термохимия. Закон Гесса	22
Влияние температуры и давления на тепловой эффект реакции	28
Использование закона Гесса в биохимических исследованиях	29
Второй закон термодинамики	32
Энтропия	32
Свободная энергия Гиббса	39
Принцип энергетического сопряжения	46
Химическое равновесие	47
Обратимые и необратимые реакции. Константа равновесия	47
Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье	53
УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ	58
Растворы	58
Физические свойства H_2O и строение ее молекул	60
Механизм образования растворов	62
Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость	67
Влияние природы веществ на растворимость	68
Влияние давления на растворимость веществ	69
Влияние температуры на растворимость веществ	71
Влияние электролитов на растворимость веществ	72
Взаимная растворимость жидкостей	73
Способы выражения состава растворов	75
Термодинамические аспекты процесса растворения. Идеальные растворы ..	78
Коллигативные свойства разбавленных растворов	80
Диффузия и осмос в растворах	80
Роль осмоса в биологических процессах	85
Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля ..	92
Применение методов криоскопии и эбуллиоскопии	98
Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа	100
Электролитическая диссоциация	102
Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации ...	102

Общая характеристика электролитов	105
Слабые электролиты	107
Сильные электролиты	111
Диссоциация воды. Водородный показатель	116
Теория кислот и оснований	119
Определение кислоты и основания	119
Определение буферных систем и их классификация	129
Механизм действия буферных систем	132
Вычисление pH и pOH буферных систем. Уравнение Гендерсона— Гассельбаха	135
Буферная емкость	139
Буферные системы человеческого организма	143
Нарушения кислотно-основного равновесия крови. Ацидоз. Алкалоз	147
Гетерогенные равновесия	148
Константа растворимости. Правило растворимости осадков	148
Образование и растворение осадков	153
Однотипные и разнотипные конкурирующие равновесия в гетерогенных системах	159
Гетерогенные равновесия в жизнедеятельности человеческого организма	161
ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ	166
Кинетика химических реакций	166
Понятие о скорости химической реакции. Закон действующих масс	167
Кинетическая классификация химических реакций. Понятие о молекулярности и порядке химической реакции	173
Классификация сложных реакций	177
Измерение скорости химической реакции	184
Влияние температуры на скорость химической реакции	188
Катализ	196
Общие положения и закономерности катализа	196
Механизм гомогенного и гетерогенного катализа	201
Особенности каталитической активности ферментов	203
ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ	206
Определение дисперсных систем	206
Классификация дисперсных систем и их общая характеристика	211
Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию вещества дисперсной фазы и дисперсионной среды	215
Методы получения дисперсных систем	219
Конденсационные методы	222
Очистка золей	225
Компенсационный диализ и вивидиализ	228
Молекулярно-кинетические свойства золей	229
Оптические свойства золей	235
Оптические методы исследования коллоидных систем	237
Механизм образования и строение коллоидной частицы — мицеллы	239
Электрокинетические свойства золей	248

Устойчивость гидрофобных коллоидных систем. Коагуляция золей . . .	254
Виды устойчивости золей	254
Теория коагуляции Дерягина — Ландау — Фервея — Овербека	257
Влияние электролитов на устойчивость золей. Порог коагуляции.	
Правило Шульца — Гарди	259
Роль процессов коагуляции в промышленности, медицине, биологии . .	270
Грубодисперсные системы	272
Мицеллообразование в растворах коллоидных ПАВ. Солубилизация.	283
Растворы высокомолекулярных соединений	287
Общая характеристика высокомолекулярных соединений	289
Классификация полимеров	291
Растворение и набухание ВМС	295
Полиэлектролиты	308
ЭЛЕКТРОХИМИЯ	313
Растворы электролитов как проводники второго рода.	
Электропроводность растворов электролитов	313
Эквивалентная электропроводность растворов	318
Равновесные электродные процессы	322
Металлический электрод	323
Измерение электродных потенциалов.	326
Окислительно-восстановительные электроды	330
Диффузионный и мембранный потенциалы.	335
Химические источники электрического тока. Гальванические элементы . .	339
Потенциометрия	344
ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ	347
Физическая химия поверхностных явлений	347
Адсорбция на подвижной границе раздела	352
Адсорбция из растворов	376
Хроматография	387
СТРОЕНИЕ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ	396
Строение атомов химических элементов	396
Строение ядер атомов	400
Радиоактивность	402
Строение электронных оболочек атомов	406
Электронные формулы и электронно-графические схемы	414
Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева на основе учения о строении атома	420
Периодичность изменения свойств атомов химических элементов . . .	429
Атомные и ионные радиусы	429
Периодическое изменение свойств соединений химических элементов	437
Типы химических связей	440
Ковалентная связь	441
Свойства ковалентной связи	449

Метод молекулярных орбиталей	461
Ионная связь	465
Металлическая связь.	468
Водородная связь.	470
Строение твердых веществ. Межмолекулярное взаимодействие.	474
Валентность. Степень окисления	477
Валентность	477
Степень окисления	482
ХИМИЯ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ	486
Общая характеристика биогенных элементов	486
Общая характеристика групп элементов	491
Общая характеристика неметаллов	491
Общая характеристика элементов VIIA-группы	493
Общая характеристика элементов VIA-группы	501
Общая характеристика элементов VA-группы	506
Общая характеристика элементов IVA-группы	512
Общая характеристика металлов	518
Общая характеристика элементов IIIA-группы	519
Общая характеристика элементов IIA-группы	525
Общая характеристика элементов IA-группы	530
Общая характеристика щелочных металлов	532
Общая характеристика <i>d</i> -элементов	535
КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	538
Определение комплексных соединений и их общая характеристика	538
Строение комплексных соединений	540
Классификация комплексных соединений	544
Хелатирование. Его роль в биологии и медицине	558
Хелатотерапия	562
ОСНОВЫ ТИТРИМЕТРИЧЕСКОГО МЕТОДА АНАЛИЗА	566
Химический эквивалент	566
Титриметрический анализ	573
Правила работы с мерной посудой при проведении аналитических измерений.	582
Кислотно-основное титрование.	591
Подбор индикаторов при кислотно-основном титровании.	597
Редоксиметрия.	608
Перманганатометрия.	613
Йодометрия	616
Литература	620