



студентам
высших
учебных
заведений

Основы биофизической и коллоидной ХИМИИ



ОСНОВЫ БИОФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

*Допущено
Министерством образования
Республики Беларусь
в качестве учебного пособия
для студентов
высших медицинских учебных заведений*



Минск
«Вышэйшая школа»
2009

УДК [577.3+544.7](075.8)
ББК 28.071я73+24.6я73
О-75

А в т о р ы: Е.В. Барковский, С.В. Ткачев, Л.И. Пансевич, Т.В. Латушко, О.П. Болбас

Р е ц е н з е н т ы: кафедра химии Белорусского государственного педагогического университета имени Максима Танка (заведующий кафедрой кандидат химических наук, доцент *Т.Т. Лахвич*); заведующий кафедрой общей и биоорганической химии Гомельского государственного медицинского университета кандидат химических наук, доцент *А.В. Лысенкова*

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

Основы биофизической и коллоидной химии : учеб.
О-75 пособие / Е. В. Барковский [и др.]. – Минск : Выш. шк.,
2009. – 413 с. : ил.
ISBN 978-985-06-1620-3.

Излагаются основы биофизической и коллоидной химии. Содержатся методические указания по технике выполнения экспериментальных работ, которые необходимы и полезны для современного студента-медика. Для активизации учебного процесса приводятся тестовый контроль, расчетные задачи и эталоны их решений.

Для студентов медицинских университетов. Может быть использовано студентами биологических специальностей высших учебных заведений.

УДК [577.3+544.7](075.8)
ББК 28.071я73+24.6я73

ISBN 978-985-06-1620-3

© Издательство «Вышэйшая школа», 2009

ПРЕДИСЛОВИЕ

Методы биофизической и коллоидной химии широко входят в практику научно-исследовательских лабораторий и являются фундаментальной основой для разработки новых методов диагностики и лечения в клинике. Знание этих дисциплин – необходимый элемент общебиологического образования, а их изучение помогает формированию научного мышления современного врача.

Настоящее пособие по биофизической и коллоидной химии предназначено для студентов медицинских университетов. Оно соответствует типовым программам по общей химии для студентов медицинских университетов, утвержденным Министерством здравоохранения Республики Беларусь.

Цель этого пособия – дать студентам-медикам знания по физической и коллоидной химии, необходимые для понимания тех физико-химических аспектов физиологических и патологических процессов, с которыми они столкнутся в своей дальнейшей работе.

Каждая тема начинается с изложения теоретического материала, причем в ряде случаев мы шли на сознательное упрощение изложения. В конце темы приводится перечень основных вопросов.

В пособие включены экспериментальные работы по всем основным разделам курса физической и коллоидной химии: термохимии, кинетики химических реакций, электрохимии, поверхностным явлениям и адсорбции, свойствам коллоидных растворов, растворов высокомолекулярных соединений и т.д. Мы стремились предложить совокупность таких работ, выполнение которых было бы доступно и полезно для современного студента-медика.

Ход каждой экспериментальной работы описан так, что студент может выполнить ее самостоятельно. Большую помощь в освоении курса окажут задания для самостоятельной работы (тестовый самоконтроль, задачи), а для облегчения понимания студентами излагаемого материала приводятся решения типовых задач.

Следует отметить, что в пособии рассматривается лишь принципиальная сущность соответствующих положений, в связи с чем его название, а также названия отдельных глав начинаются словом *Основы*.

Авторы приносят глубокую благодарность рецензентам за ценные замечания и предложения, учтенные при подготовке учебного пособия к изданию.

Авторы

■ ЧАСТЬ I ■

БИОФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 1. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Термодинамика представляет собой раздел физической химии, изучающий любые макроскопические системы, изменения состояния которых связаны с передачей энергии в форме теплоты и работы.

Химическая термодинамика является теоретической основой биоэнергетики – науки о превращениях энергии в живых организмах и специфических особенностях превращения одних видов энергии в другие в процессе жизнедеятельности.

В живом организме существует тесная взаимосвязь процессов обмена веществ и энергии. Обмен веществ является источником энергии всех жизненных процессов. Осуществление любых физиологических функций (движение, поддержание постоянства температуры тела, выделение пищеварительных соков, синтез в организме различных сложных веществ из более простых и т.п.) требует затраты энергии. Источником всех видов энергии в организме являются питательные вещества (белки, жиры, углеводы), потенциальная химическая энергия которых в процессе обмена веществ превращается в другие виды энергии. Основным путем освобождения химической энергии, необходимой для поддержания жизнедеятельности организма и осуществления физиологических функций, являются *окислительные процессы*.

Химическая термодинамика позволяет установить связь между энергетическими затратами при выполнении человеком определенной работы и калорийностью питательных веществ, дает возможность понять энергетическую сущность биосинтетических процессов, протекающих за счет энергии, высвобождаемой при окислении питательных веществ.

Знание стандартных термодинамических величин относительно небольшого числа соединений позволяет производить термохимические расчеты для энергетической характеристики различных биохимических процессов.

Применение термодинамических методов дает возможность количественно оценить энергетику структурных превращений белков, нуклеиновых кислот, липидов и биологических мембран.

В практической деятельности врача термодинамические методы наиболее широко используются для определения интенсивности основного обмена при различных физиологических и патологических состояниях организма, а также для определения калорийности пищевых продуктов.

Задачи химической термодинамики

1. Определение энергетических эффектов химических и физико-химических процессов.

2. Установление критериев самопроизвольного протекания химических и физико-химических процессов.

3. Установление критериев равновесного состояния термодинамических систем.

1.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Термодинамическая система. Тело или группу тел, отделенных от окружающей среды реальной или воображаемой поверхностью раздела, называют термодинамической системой.

В зависимости от способности системы обмениваться с окружающей средой энергией и веществом различают изолированные, закрытые и открытые системы.

Изолированной называют систему, которая не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией.

Систему, которая обменивается с окружающей средой энергией и не обменивается веществом, называют **закрытой**.

Открытой системой называют систему, обменивающуюся с окружающей средой и веществом, и энергией.

Состояние системы, стандартное состояние. Состояние системы определяется совокупностью ее физических и химических свойств. Каждое состояние характеризуется определенными величинами этих свойств. Если свойства изменяются, то изменяется и состояние системы, если же свойства системы не изменяются со временем, то система находится *в состоянии равновесия*.

Для сравнения свойств термодинамических систем необходимо точно указать их состояние. С этой целью введено понятие – *стандартное состояние*, за которое для индивидуальной жидкости или твердого тела принимается такое физическое состояние, в котором они существуют при давлении в 1 атм (101315 Па) и 298 К.

Для газов и паров стандартное состояние отвечает гипотетическому состоянию, в котором газ при давлении в 1 атм подчиняется законам идеальных газов, при данной температуре.

Величины, относящиеся к стандартному состоянию, пишутся с индексом «0» вверху, а нижний индекс указывает температуру, чаще всего это 298 К.

Уравнение состояния. Уравнение, устанавливающее функциональную зависимость между величинами свойств, определяющих состояние системы, называют уравнением состояния.

Если известно уравнение состояния системы, то для описания ее состояния не обязательно знать численные значения всех свойств системы. Так, например, уравнение Клапейрона – Менделеева является уравнением состояния идеального газа:

$$pV = nRT,$$

где p – давление; V – объем; n – число молей идеального газа; R – универсальная газовая постоянная; T – абсолютная температура идеального газа.

Из уравнения следует, что для определения состояния идеального газа достаточно знать численные значения любых трех из четырех величин p , V , n , T .

Функции состояния. Свойства, величины которых при переходе системы из одного состояния в другое зависят только от начального и конечного состояний системы и не зависят от пути перехода, получили название функций состояния. К ним относятся, например, давление, объем, температура системы.

Процессы. Переход системы из одного состояния в другое называют процессом. В зависимости от условий протекания различают следующие виды процессов.

Круговой, или циклический, – процесс, в результате протекания которого система возвращается в исходное состояние. По завершении кругового процесса изменения любой функции состояния системы равны нулю.

Изотермический – процесс, протекающий при постоянной температуре.

Изобарный – процесс, протекающий при постоянном давлении.

Изохорный – процесс, при котором объем системы остается постоянным.

Адиабатический – процесс, происходящий без теплообмена с окружающей средой.

Равновесный – процесс, рассматриваемый как непрерывный ряд равновесных состояний системы.

Неравновесный – процесс, при котором система проходит через неравновесные состояния.

Обратимый термодинамический процесс – процесс, после которого система и взаимодействующие с ней системы (окружающая среда) могут возвратиться в начальное состояние.

Необратимый термодинамический процесс – процесс, после которого система и взаимодействующие с ней системы (окружающая среда) не могут возвратиться в начальное состояние.

Более подробно последние понятия рассмотрены в параграфе «Термодинамика химического равновесия».

Энергия. Внутренняя энергия. Основным свойством материи является то, что она находится в постоянном движении. Формы движения материи могут быть различными и определяются уровнем ее организации.

Мерой движения и взаимодействия материальных систем является энергия. Полная энергия системы представляет собой сумму *кинетической* и *потенциальной* энергий системы как целого, так и ее внутренней энергии.

Внутренняя энергия U – это общий запас энергии системы, состоящий из кинетической энергии движения составляющих ее частиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.) и потенциальной энергии их взаимодействия.

Пока не существует методов измерения абсолютной величины U какой-либо системы, но изменение внутренней энергии ΔU в каком-нибудь процессе можно измерить или рассчитать, что оказывается достаточным для решения многих физико-химических проблем.

Работа и теплота. Известны две формы передачи энергии от одной системы к другой или от одной части системы к дру-

гой ее части. Упорядоченную форму передачи энергии называют работой, неупорядоченную форму передачи энергии называют теплотой.

При передаче энергии в форме работы одно тело (система) развивает определенным образом направленную силу, за счет которой производится работа над другим телом (системой), к которому эта сила приложена. При этом тело, производящее работу, передает часть своей энергии телу, над которым производится работа. Следует иметь в виду, что словом «работа» обозначают как сам процесс передачи энергии, так и количество энергии, обозначаемое символом A . Работу, производимую системой над окружающей средой, условились считать *положительной*, а работу, производимую над системой, – *отрицательной*.

Теплота – это неупорядоченная форма передачи энергии от одной системы к другой, производимая посредством совокупности микрофизических процессов, например в результате движения и взаимодействия молекул. Термином «теплота» называют не только сам процесс передачи энергии, но и количество энергии, переданной в форме тепла. Количество теплоты обозначают символом Q . Если система получает некоторое количество энергии, передаваемое в форме тепла, то Q условно считают положительной величиной, если же система отдает энергию окружающей среде в форме тепла, то Q считают отрицательной величиной.

1.2. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

Первый закон термодинамики установлен Ю. Майером (1842), Д. Джоулем (1842) и Л. Гельмгольцем (1847) и представляет собой обобщение огромного человеческого опыта.

Первый закон термодинамики по своему существу является законом сохранения и превращения энергии. Он гласит:

«Если к системе подводится определенное количество энергии в форме теплоты Q , то часть этой энергии расходуется на изменение внутренней энергии системы ΔU , а часть – на совершение работы A . Энергия может превращаться из одного вида в другой, но не может возникать или исчезать».

Необходимо отметить, что ΔU не зависит от пути перехода системы из начального состояния в конечное, т.е. внутренняя

энергия является функцией состояния системы. Справедливость этого утверждения доказывается следующим образом.

Предположим, что в состоянии I внутренняя энергия системы U_1 . Из этого состояния система переходит в состояние 2 , в котором ее внутренняя энергия равна U_2 .

Такой переход можно осуществить различными путями (рис. 1.1).

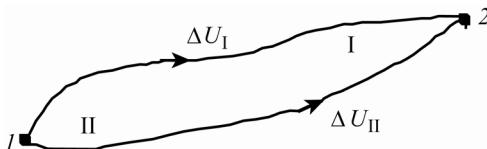


Рис. 1.1. Изменение внутренней энергии при переходе системы из одного состояния в другое

При переходе системы из состояния 1 в состояние 2 по первому пути изменение внутренней энергии системы обозначим через ΔU_I , а по второму пути – через ΔU_{II} . Согласно первому закону термодинамики $\Delta U_I = \Delta U_{II}$; если бы это равенство не соблюдалось и, например, ΔU_I было бы больше ΔU_{II} , то, переводя систему последовательно из состояния 1 в состояние 2 по пути I и обратно по пути II , можно было бы получить энергию из ничего.

В отличие от ΔU величина Q и A в общем случае зависят от пути процесса.

Применение первого закона термодинамики к различным процессам. Если система совершает работу A только против внешнего давления, то

$$A = p\Delta V. \quad (1.1)$$

Математическое выражение первого закона термодинамики в этом случае имеет следующий вид:

$$Q = \Delta U + p\Delta V. \quad (1.2)$$

Для изохорного процесса ($V = \text{const}$) $p\Delta V = 0$, следовательно,

$$Q_V = \Delta U, \quad (1.3)$$

где Q_V – энергия, сообщаемая системе в изохорном процессе.

Из уравнения (1.3) следует, что в изохорном процессе энергия, сообщенная системе в форме теплоты, идет только на приращение внутренней энергии системы. В этом частном случае Q_V не зависит от пути перехода системы из одного состояния в другое.

Из сказанного следует, что изменение внутренней энергии системы ΔU в изохорном процессе определяется тепловым эффектом процесса Q_V и может быть измерено калориметрически.

В случае изобарного процесса ($p = \text{const}$) $Q_p = \Delta U + p\Delta V$,

$$Q_p = U_2 - U_1 + pV_2 - pV_1,$$

где Q_p – энергия, сообщаемая системе в форме теплоты в изобарном процессе. Сгруппируем величины с одинаковыми индексами:

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1). \quad (1.4)$$

Так как внутренняя энергия, объем системы и давление – функции состояния, то сумма величин $(U + pV)$ также должна быть функцией состояния и ее изменение не зависит от пути перехода системы из одного состояния в другое.

Эту функцию состояния называют *энтальпией* и обозначают символом H .

$$H = U + pV. \quad (1.5)$$

Из уравнений (1.4) и (1.5) следует, что

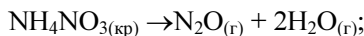
$$Q_p = \Delta H. \quad (1.6)$$

Таким образом, в изобарном процессе вся энергия, сообщенная системе в форме теплоты, идет на приращение ее энтальпии. В этом частном случае Q_p не зависит от пути перехода системы из одного состояния в другое.

Из уравнения (1.6) следует также, что изменение энтальпии системы ΔH в изобарном процессе определяется тепловым эффектом процесса Q_p и может быть измерено калориметрически.

Если $\Delta V > 0$, т.е. происходит расширение, то $\Delta H > \Delta U$; если $\Delta V < 0$, т.е. происходит сжатие, то $\Delta H < \Delta U$.

Реакции твердых и жидких веществ протекают без существенных изменений объема, так что ΔH близко к ΔU . Для реакций, в которых изменение объема значительно, т.е. для газовых реакций, ΔH можно рассчитать, используя уравнение состояния идеального газа, так как $p\Delta V = \Delta nRT$, Δn – увеличение числа моль газа, определяющееся уравнением реакции, например



$$\Delta n = 3, \Delta H = \Delta U + p\Delta V = \Delta U + \Delta nRT.$$

В адиабатном процессе, т.е. в процессе, в котором система не обменивается с окружающей средой энергией, $Q = 0$; в этом случае работа совершается за счет уменьшения внутренней энергии системы:

$$A = -\Delta U. \quad (1.7)$$

Изотермический процесс характеризуется $T = \text{const}$, для такого процесса $\Delta U = 0$, тогда $Q_T = p\Delta V$, т.е. вся сообщенная системе энергия в форме теплоты превращается в работу расширения $p\Delta V$.

Из уравнения состояния идеального газа Менделеева – Клайперона для 1 моль газа $p = \frac{RT}{V}$. Если подставить это значение p в выражение $Q_T = p\Delta V$ и проинтегрировать, то получим выражение для изотермического расширения 1 моль идеального газа:

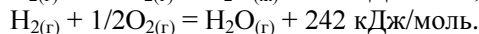
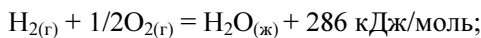
$$Q_T = RT \ln \frac{V_2}{V_1} = RT \ln \frac{p_1}{p_2}. \quad (1.8)$$

1.3. ТЕРМОХИМИЯ

Термохимия – раздел химической термодинамики, изучающий энергетические эффекты химических и физико-химических процессов. Термохимия также охватывает тепловые эффекты растворения, аллотропных и агрегатных превращений и т.п.

Тепловой эффект реакции – это количество энергии, которое выделяется или поглощается в результате реакции.

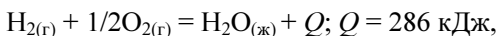
Величина теплового эффекта зависит от агрегатного состояния исходных и конечных веществ. Например:



Стандартный тепловой эффект реакции – тепловой эффект реакции, измеренный при постоянной температуре (298 К), постоянном давлении (1 атм) и рассчитанный на 1 моль продукта реакции.

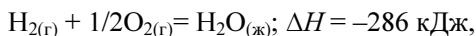
Термохимическое уравнение – это уравнение реакции, включающее ее тепловой эффект. Существуют две формы записи термохимических уравнений.

Первая форма:



где Q – термохимический тепловой эффект – реакции, который характеризует энергетические изменения в окружающей среде. Если в окружающую среду выделяется энергия, то $Q > 0$ и процесс называется **экзотермическим**; и, наоборот, если энергия поглощается из окружающей среды, то $Q < 0$ и процесс называется **эндотермическим**.

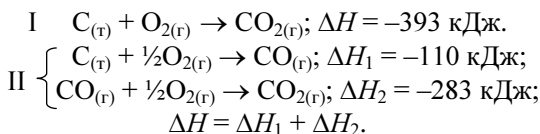
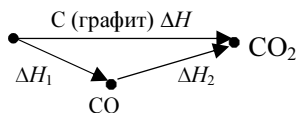
Вторая форма:



где ΔH – термодинамический тепловой эффект – отражает энергетические изменения, происходящие в реакционной системе; если $\Delta H < 0$, то это экзотермическая реакция, в системе происходит убыль энергии, если $\Delta H > 0$ – эндотермическая реакция, в системе происходит прибыль энергии.

Таким образом, $Q = -\Delta H$, т.е. термохимический тепловой эффект реакции равен по абсолютной величине термодинамическому тепловому эффекту, но противоположен по знаку.

Закон Гесса. В 1840 г. Г.И. Гесс опытным путем установил один из основных законов термохимии: *изохорный и изобарный тепловые эффекты реакции не зависят от пути протекания реакции, т.е. от числа промежуточных стадий, через которые происходит превращение исходных веществ в продукты реакции, а зависят от состояния исходных веществ и продуктов реакции.*



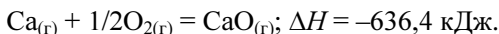
Как видно, тепловой эффект первого процесса равен суммарному тепловому эффекту второго процесса.

Стандартная энтальпия образования вещества ($\Delta H^0_{\text{обр}}$) – тепловой эффект реакции образования 1 моль сложного вещества из простых веществ при стандартных условиях ($T = 298 \text{ К}$, $p = 1 \text{ атм}$). Стандартная энтальпия образования простых веществ равна нулю.

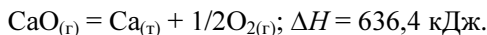
Стандартная энтальпия сгорания вещества ($\Delta H^0_{\text{сг}}$) – тепловой эффект реакции сгорания 1 моль сложного вещества с образованием высших оксидов. Стандартная энтальпия сгорания высших оксидов и кислорода равна нулю.

Следствия из закона Гесса следующие.

1. Энтальпия образования вещества равна энтальпии разложения вещества, но противоположна по знаку (закон Лавуазье – Лапласа): $\Delta H_{\text{обр}} = -\Delta H_{\text{разл}}$. Например, энтальпия образования оксида кальция из металлического кальция и газообразного кислорода равна



Для разложения 1 моль оксида кальция на кальций и кислород необходимо затратить 636,4 кДж:



2. Тепловой эффект реакции равен сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции минус сумма стандартных энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов уравнения реакции:

$$\Delta H^0_{\text{реак}} = \sum \Delta H^0_{\text{обр. прод}} - \sum \Delta H^0_{\text{обр. исх. в-в}}$$

Данное уравнение дает возможность рассчитать тепловой эффект любой реакции, когда известны стандартные теплоты образования продуктов реакции и исходных веществ.

3. Тепловой эффект реакции равен сумме стандартных энтальпий сгорания исходных веществ минус сумма стандартных энтальпий сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов уравнения реакции.

$$\Delta H^0_{\text{реак}} = \sum \Delta H^0_{\text{сг. исх}} - \sum \Delta H^0_{\text{сг. прод.}}$$

Тепловые эффекты различных процессов

1. **Теплота растворения** – это количество энергии, которое выделяется или поглощается при растворении 1 моль вещества в количестве растворителя, достаточном для полной сольватации (на 1 моль вещества 300 – 400 моль растворителя).

Теплота растворения равна сумме двух слагаемых:

$$\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_1 + \Delta H_2,$$

где ΔH_1 – теплота перехода твердого или газообразного вещества в то состояние, в котором оно существует в растворе; ΔH_2 – теплота взаимодействия растворяемого вещества с растворителем (теплота сольватации или теплота гидратации, если растворителем является вода). ΔH_2 всегда отрицательна, а ΔH_1 может быть и положительна и отрицательна.

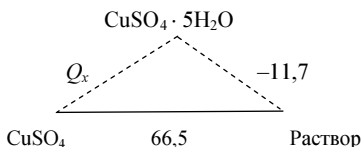
Пример. Вычислить тепловой эффект перехода $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (теплоту гидратации), если теплота растворения CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равны 66,5 и –11,7 кДж соответственно.

Исходя из закона Гесса,

$$66,5 = Q_x - 11,7,$$

отсюда $Q_x = +78,2$ кДж; $\Delta H = -78,2$ кДж.

2. **Теплота нейтрализации** – это количество энергии, которое выделяется при образовании 1 моль воды из H^+ (H_3O^+) и OH^- при стандартных условиях:



ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
ЧАСТЬ I. БИОФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	5
Глава 1. Основы химической термодинамики	5
1.1. Основные понятия и определения.....	6
1.2. Первый закон термодинамики	9
1.3. Термохимия	12
1.4. Второй закон термодинамики.....	18
1.5. Термодинамика химического равновесия	33
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>38</i>
1.6. Экспериментальная работа	39
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>40</i>
<i>Задачи</i>	<i>43</i>
Глава 2. Химическая кинетика и катализ	44
2.1. Основные понятия химической кинетики	45
2.2. Скорость химической реакции	47
2.3. Количественные соотношения между скоростью реакции и концентрациями реагентов	52
2.4. Теоретические основы химической кинетики.....	54
2.5. Катализ и катализаторы.....	64
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>68</i>
2.6. Экспериментальные работы.....	68
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>74</i>
<i>Задачи</i>	<i>75</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>76</i>

Глава 3. Основы учения о растворах. Коллигативные свойства растворов	77
3.1. Термодинамика растворения	79
3.2. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов.....	80
3.3. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов	88
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>90</i>
3.4. Экспериментальные работы.....	90
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>93</i>
<i>Задачи</i>	<i>95</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>96</i>
Глава 4. Кислотно-основное равновесие в водных растворах.....	101
4.1. Теория растворов слабых электролитов	101
4.2. Теория растворов сильных электролитов	103
4.3. Протолитическая (протонная) теория кислот и оснований	104
4.4. Ионное произведение воды и водородный показатель	108
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>113</i>
4.5. Экспериментальная работа	113
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>114</i>
<i>Задачи</i>	<i>116</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>117</i>
Глава 5. Буферные растворы и системы.....	119
5.1. Классификация буферных систем	120
5.2. Расчеты pH буферных систем.....	121
5.3. Механизм действия буферных систем	123
5.4. Буферная емкость	124
5.5. Буферные системы организма	126
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>132</i>
5.6. Экспериментальные работы.....	132
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>135</i>
<i>Задачи</i>	<i>137</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>137</i>

Глава 6. Гетерогенные равновесия	141
6.1. Термодинамическая K_s^0 и концентрационная K_s константы растворимости малорастворимого электролита.....	142
6.2. Взаимосвязь растворимости и константы растворимости	144
6.3. Условия образования и растворения осадков.....	146
6.4. Однотипные конкурирующие равновесия.....	148
6.5. Конкурирующие равновесия разных типов.....	150
6.6. Гетерогенные равновесия в жизнедеятельности организмов.....	152
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>155</i>
6.7. Экспериментальная работа	155
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>157</i>
<i>Задачи</i>	<i>160</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>160</i>
Глава 7. Электрическая проводимость растворов электролитов	164
7.1. Основные понятия	165
7.2. Удельная электрическая проводимость	168
7.3. Молярная электрическая проводимость	170
7.4. Электрическая проводимость биологических объектов и ее использование в медико-биологических исследованиях....	173
7.5. Измерение электрической проводимости.....	174
7.6. Кондуктометрия	176
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>179</i>
7.7. Экспериментальные работы.....	179
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>182</i>
<i>Задачи</i>	<i>184</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>184</i>
Глава 8. Электрохимические методы исследования. Потенциометрия.....	187
8.1. Механизм возникновения электродного потенциала	188
8.2. Гальванические элементы	190
8.3. Окислительно-восстановительные потенциалы.....	196
8.4. Классификация электродов	198
8.5. Потенциометрический анализ	202

<i>Основные вопросы темы</i>	205
8.6. Экспериментальные работы.....	206
<i>Тестовый самоконтроль</i>	208
<i>Задачи</i>	210
<i>Эталоны решения задач</i>	210
ЧАСТЬ II. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ	214
Глава 9. Основы физико-химии поверхностных явлений	214
9.1. Особенности строения поверхности раздела фаз. Поверхностная энергия и поверхностное натяжение	215
9.2. Адсорбция на подвижной границе раздела фаз (на поверхности жидкости).....	221
9.3. Адсорбция на неподвижной границе раздела фаз (на поверхности твердого вещества).....	227
<i>Основные вопросы темы</i>	242
9.4. Экспериментальные работы.....	243
<i>Тестовый самоконтроль</i>	246
<i>Задачи</i>	250
<i>Эталоны решения задач</i>	251
Глава 10. Хроматографические методы анализа	253
10.1. Сущность хроматографии	253
10.2. Классификация хроматографических методов	254
10.3. Общий механизм разделения двухкомпонентной системы методом элюентной (проявительной) хроматографии.....	260
10.4. Адсорбционная хроматография.....	263
10.5. Ионообменная хроматография	264
10.6. Эксклюзионная хроматография.....	269
10.7. Аффинная (биоспецифическая) хроматография	274
<i>Основные вопросы темы</i>	276
10.8. Экспериментальные работы.....	277
<i>Тестовый самоконтроль</i>	281
<i>Задачи</i>	282
<i>Эталоны решения задач</i>	283
Глава 11. Основы физико-химии дисперсных систем	285
11.1 Дисперсные системы и их классификация	286
11.2. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных растворов	289
11.3. Оптические свойства дисперсных систем	292

11.4. Строение коллоидных частиц.....	294
11.5. Методы получения коллоидных растворов	297
11.6. Методы очистки коллоидных растворов	300
11.7. Строение и механизм образования двойного электрического слоя	302
11.8. Электрокинетические явления.....	305
11.9. Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов.....	310
11.10. Коллоидная защита.....	317
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>318</i>
11.11. Экспериментальные работы.....	319
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>324</i>
<i>Задачи</i>	<i>331</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>332</i>
Глава 12. Грубодисперсные системы.....	334
12.1. Суспензии.....	335
12.2. Эмульсии	336
12.3. Аэрозоли.....	345
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>349</i>
12.4. Экспериментальные работы.....	349
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>351</i>
<i>Задачи</i>	<i>352</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>353</i>
Глава 13. Основы физико-химии растворов биополимеров	353
13.1. Классификация и химическое строение ВМС.....	356
13.2. Растворы ВМС	364
13.3. Осмотическое давление растворов ВМС.....	370
13.4. Вязкость растворов ВМС	373
13.5. Устойчивость растворов ВМС и способы выделения биополимеров из их растворов.....	382
13.6. Методы измерения ИЭТ белков	387
<i>Основные вопросы темы.....</i>	<i>388</i>
13.7. Экспериментальные работы.....	388
<i>Тестовый самоконтроль.....</i>	<i>392</i>
<i>Задачи</i>	<i>394</i>
<i>Эталоны решения задач.....</i>	<i>395</i>

ПРИЛОЖЕНИЯ	399
1. Термодинамические свойства некоторых применяемых в медицине веществ при 298 К	399
2. Стандартные потенциалы окислительно-восстанови- тельных систем по отношению к нормальному водородному электроду	402
3. Константы растворимости некоторых малорастворимых солей и гидроксидов (25 °С)	403
ОТВЕТЫ НА ВОПРОСЫ ТЕСТОВОГО САМОКОНТРОЛЯ ...	404
ЛИТЕРАТУРА	407

Учебное издание

Барковский Евгений Викторович
Ткачев Сергей Викторович
Пансевич Лариса Ивановна и др.

ОСНОВЫ БИОФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

Учебное пособие

Редактор *А.В. Новикова*
Художественный редактор *Т.В. Шабунько*
Технический редактор *Н.А. Лебедевич*
Корректоры *О.И. Голденкова, В.И. Аверкина, Е.З. Липень*
Компьютерная верстка *С.В. Шнейдер*

Подписано в печать 03.06.2009. Формат 84×108/32. Бумага офсетная. Гарнитура «Таймс». Офсетная печать. Усл. печ. л. 21,84. Уч.-изд. л. 21,48. Тираж 1800 экз. Заказ 2053.

Республиканское унитарное предприятие «Издательство "Вышэйшая школа"». ЛИ № 02330/0494062 от 03.02.2009. Пр. Победителей, 11, 220048, Минск.
<http://vshph.com>

Открытое акционерное общество «Барановичская укрупненная типография». ЛП № 02330/0131659 от 02.02.2006. Ул. Советская, 80, 225409, Барановичи.