



СИБИРСКИЙ
ФЕДЕРАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ

SIBERIAN
FEDERAL
UNIVERSITY

Электронный учебно-методический комплекс

Физическая химия

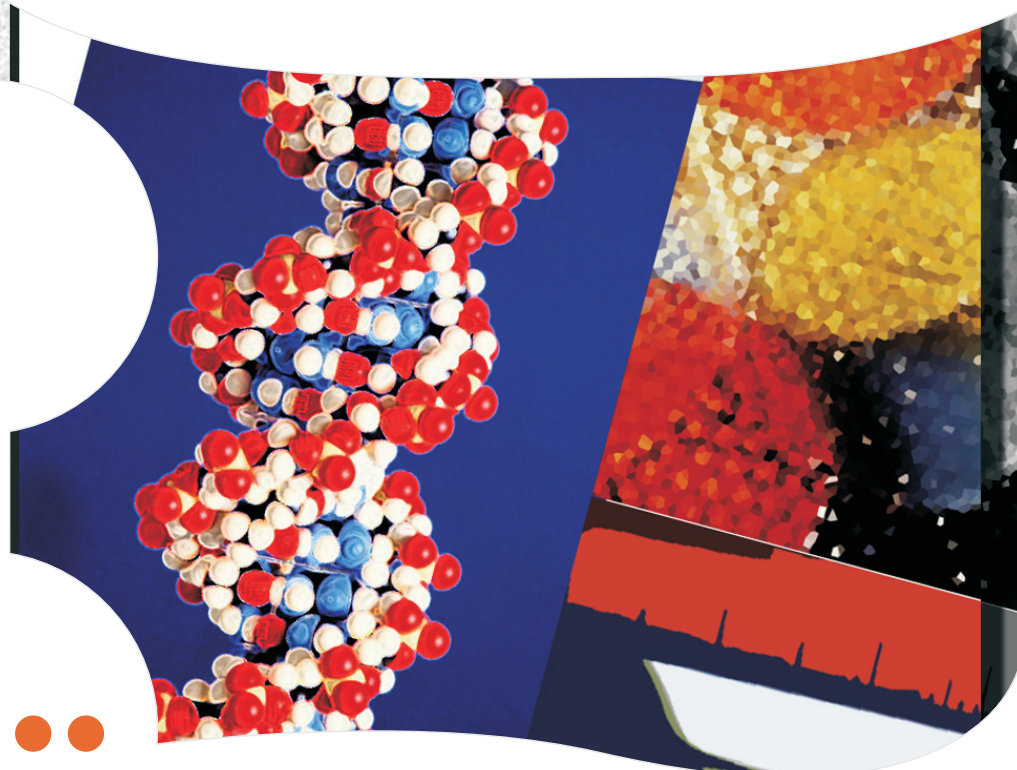
Учебная программа дисциплины

Учебное пособие

- Методические указания по самостоятельной работе

Методические указания к семинарским занятиям

Банк тестовых заданий в системе UniTest



Красноярск
ИПК СФУ
2009

УДК 544(075)
ББК 24.5я73
Ф48

Электронный учебно-методический комплекс по дисциплине «Физическая химия» подготовлен в рамках реализации Программы развития федерального государственного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Сибирский федеральный университет» (СФУ) на 2007–2010 гг.

Рецензенты:

Красноярский краевой фонд науки;
Экспертная комиссия СФУ по подготовке учебно-методических комплексов дисциплин

Ф48 Физическая химия [Электронный ресурс] : метод. указания по самостоятельной работе / сост. : Н. С. Кудряшева, Е. В. Немцева, В. А. Кратасюк и др. – Электрон. дан. (2 Мб). – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – (Физическая химия : УМКД № 144-2007 / рук. творч. коллектива Н. С. Кудряшева). – 1 электрон. опт. диск (DVD). – Систем. требования : *Intel Pentium* (или аналогичный процессор других производителей) 1 ГГц ; 512 Мб оперативной памяти ; 50 Мб свободного дискового пространства ; привод *DVD* ; операционная система *Microsoft Windows XP SP 2 / Vista* (32 бит) ; *Adobe Reader 7.0* (или аналогичный продукт для чтения файлов формата *pdf*).

ISBN 978-5-7638-1636-5 (комплекса)

Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320902460 (комплекса)

Настоящее издание является частью электронного учебно-методического комплекса по дисциплине «Физическая химия», включающего учебную программу дисциплины, учебное пособие, методические указания к семинарским занятиям, контрольно-измерительные материалы «Физическая химия. Банк тестовых заданий», наглядное пособие «Физическая химия. Презентационные материалы».

Приведены структура и методика реализации всех видов самостоятельной работы, предусмотренных учебной программой.

Предназначена для студентов направления подготовки специалистов 010700.62 «Физика» укрупненной группы 010000 «Физико-математические науки и фундаментальная информатика».

© Сибирский федеральный университет, 2009

Составители:

**Н. С. Кудряшева, Е. В. Немцева, В. А. Кратасюк, Е. Н. Есимбекова,
Л. Г. Бондарева, В. А. Гавричков, Г. А. Выдрякова, И. В. Свищерская**

Рекомендовано к изданию
Инновационно-методическим управлением СФУ

Редактор И. Н. Байкина

Разработка и оформление электронного образовательного ресурса: Центр технологий электронного обучения Информационно-телекоммуникационного комплекса СФУ; лаборатория по разработке мультимедийных электронных образовательных ресурсов при КрЦНИТ

Содержимое ресурса охраняется законом об авторском праве. Несанкционированное копирование и использование данного продукта запрещается. Встречающиеся названия программного обеспечения, изделий, устройств или систем могут являться зарегистрированными товарными знаками тех или иных фирм.

Подп. к использованию 30.11.2009

Объем 2 Мб

Красноярск: СФУ, 660041, Красноярск, пр. Свободный, 79

Оглавление

ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ	5
1. СТРУКТУРА САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	8
2. МЕТОДИКА РЕАЛИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ИЗУЧЕНИЮ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО КУРСА	10
Расширенный список вопросов и задач по модулям 1–7 для самоконтроля при изучении теоретического курса	14
Модуль 1. Химическая термодинамика	14
Модуль 2. Понятие о фазовых равновесиях	18
Модуль 3. Химическое равновесие	19
Модуль 4. Термодинамика растворов	20
Модуль 5. Электрохимические процессы	21
Модуль 6. Кинетика химических реакций	21
Модуль 7. Коллоидные системы	22
Вопросы для самоконтроля по темам, выносимым на самостоятельное изучение	24
3. МЕТОДИКА ДРУГИХ ВИДОВ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	26
4. РЕАЛИЗАЦИЯ ГРАФИКА САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	30
5. МЕТОДИКА ПРИМЕНЕНИЯ КРЕДИТНО-РЕЙТИНГОВОЙ СИСТЕМЫ	31
«Положение об организации учебного процесса в Сибирском федеральном университете с использованием зачетных единиц (кредитов) и балльно-рейтинговой системы»	31
Применение кредитно-рейтинговой системы по дисциплине	34
6. МЕТОДИКА ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ	36
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК ,	41
Основная литература	41
Дополнительная литература	41
Электронные и интернет-ресурсы	42



Перечень наглядных пособий и материалов по техническим средствам обучения	42
ПРИЛОЖЕНИЯ	43
Приложение 1	43
Глоссарий.....	43
Приложение 2	48
Пример заполнения таблицы по структуре и содержанию модулей дисциплины	48
Приложение 3	51
Трудоемкость модулей и видов учебной работы в относительных единицах по дисциплине «Физическая химия», образовательной программы 010700.62 «Физика», 2-го курса на 3–4-й семестры	51
Приложение 4	52
Графики учебного процесса и самостоятельной работы студентов по дисциплине «Физическая химия» направления 010700.62 «Физика».....	52

ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

Цель преподавания курса «Физическая химия» состоит в формировании знаний о взаимосвязи физических и химических процессов. Известно, физические явления сопровождают химические реакции (примеры – выделение тепла в реакциях горения, био- и хемилюминесценция, разделение зарядов в реакциях в гальванических элементах, изменение объема при образовании газообразных продуктов). Кроме того, физические явления непосредственно изменяют скорости химических реакций (например, повышение температуры увеличивает скорость любой реакции, свет инициирует фотохимические реакции, а разность потенциалов – реакции электролиза). Данный курс формирует у студентов фундаментальный подход к анализу химических и более сложных – биохимических процессов.

В результате освоения дисциплины студент должен получить представления о взаимосвязи физических и химических процессов. При этом необходимо ориентироваться в основных разделах физической химии – химической термодинамике, химической кинетике, электрохимии, фотохимии, учении о газах, растворах, химических и фазовых равновесиях, катализе, коллоидной химии.

Основная цель настоящего пособия – помочь студентам в самостоятельном освоении курса «Физическая химия», сориентировать в основных понятиях и проблемах курса, помочь освоить приемы и способы решения конкретных задач из различных областей физической химии, сформировать умение выделить конкретное физико-химическое содержание в прикладных задачах будущей деятельности.

Методические указания по самостоятельной работе составлены в соответствии с проектом Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования 3-го поколения (ГОС ВПО-3). Дисциплина «Физическая химия» относится к математическому и естественно-научному циклу Б.2 – вариативная часть по направлению 010700.62 «Физика» укрупненной группы 010000 «Физико-математические науки и фундаментальная информатика» и ставит своей целью формирование у студентов-бакалавров навыков использования физико-химических подходов к анализу биологических процессов.



Данные методические указания включают содержание лекционного курса, рекомендации по самостоятельному изучению теоретического материала, вопросы и задачи для самостоятельного промежуточного контроля, вопросы для итогового зачетного контроля, списки основной и дополнительной литературы, глоссарий терминов к лекционному курсу, недельный график учебного процесса и самостоятельной работы студентов.

Целью самостоятельных работ является углубление знаний по физической химии, освоение практических навыков для решения задач по изучаемой тематике, получение возможности наилучшей ориентации в области физической химии и смежных науках. Перечень видов самостоятельных работ, входящих в каждый модуль дисциплины, их конкретное наполнение перечислены в [прил. 2](#). Трудоемкость самостоятельной работы и ее обоснование (зачетные единицы, часы) приведены в [табл. 1.1](#). На самостоятельную работу студентов отводится 2 зачетных единицы (72 ч); причем, в 3-м и 4-м семестрах эта нагрузка распределяется поровну по 1 зачетной единице (36 ч).

Выпускник по направлению подготовки «Физика» с квалификацией «бакалавр» в соответствии с целями основной образовательной программы при изучении дисциплины «Физическая химия» должен реализовать следующие компетенции в самостоятельных работах:

а) *общекультурные* (ОК):

– способность использовать в познавательной и профессиональной деятельности базовые знания в области математики и естественных наук (ОК-1);

– способность приобретать новые знания, используя современные образовательные и информационные технологии (ОК-3);

– способность критически переосмысливать накопленный опыт, изменять при необходимости профиль своей профессиональной деятельности (ОК-7);

– способность использовать в познавательной и профессиональной деятельности навыки работы с информацией из различных источников (ОК-16),

б) *общепрофессиональные* (ПК) (по областям деятельности):

– способность использовать базовые теоретические знания для профессиональных задач (ПК-1);

– способность применять на практике базовые профессиональные навыки (ПК-2);

– способность применять на практике базовые общепрофессиональные знания теории и методов физических исследований (в соответствии с профилем подготовки) (ПК-5).

Для успешного освоения данного курса необходимо предварительное освоение общей химии (разделы – строение атомов и молекул, основ неорганической и органической химии) и физики (раздел по физической термодинамике). Основная литература для повторения упомянутых курсов приведена ниже:

1. Глинка, Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – 24-е изд., испр. – Л. : Химия, 1985. – 702 с.
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – 4-е изд. испр. – М. : Высш. шк., 2001. – 744 с.
3. Савельев И. В. Курс общей физики [Электронный ресурс] / И. В. Савельев. – Режим доступа : http://www.vargin.mephi.ru/kurs_ob_ph.html.
4. Савельев, И. В. Курс общей физики : в 5 кн. Кн. 3. Молекулярная физика и термодинамика / И. В. Савельев. – М. : Аст-Пресс, 2005. – 208 с.

Знания, получаемые по данной дисциплине при самостоятельной работе, являются основой для дальнейшего изучения биохимии, биофизики, физической экологии, фотобиофизики

В [прил. 3](#) приводится график выполнения самостоятельных работ, где отражается связь самостоятельных работ с другими видами занятий по дисциплине. В течение 3-го и 4-го семестров на изучение теоретического курса и решение задач отводится по 18 ч. Самостоятельная работа включает закрепление лекционного курса, самостоятельное изучение теоретического материала и решение задач. Содержание модулей и тем лекционного курса представлено в [табл. 2.1](#). Перечень теоретических вопросов, выносимых на самостоятельное изучение, дан в [табл. 2.2](#). Перечень задач для самостоятельной работы по темам, их трудоемкость приведены в [табл. 3.1](#). Вопросы и задачи для самостоятельного промежуточного контроля для 3-го и 4-го семестров представлены в [табл. 3.1](#), [табл. 3.2](#). Задачи оформляются в соответствии с требованиями СТО СФУ [\[8\]](#) и сдаются преподавателю.

1. СТРУКТУРА САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Самостоятельная работа студентов по дисциплине «Физическая химия» предусматривается объемом 72 ч (табл. 1.1) и организуется в соответствии с используемыми в учебном процессе формами учебных занятий.

Основные цели самостоятельной работы – формирование у студентов навыков к самостоятельному творчеству труду, умения решать профессиональные задачи с использованием всего арсенала современных средств, потребности к непрерывному самообразованию и совершенствованию своих знаний, приобретение опыта планирования и организации рабочего времени и расширение кругозора.

Самостоятельная работа по дисциплине «Физическая химия» включает:

- самостоятельное изучение теоретического материала с использованием рекомендуемой литературы [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18];
- решение задач [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18];
- самотестирование [15].

Самостоятельное изучение теоретического материала выполняется с целью тщательного изучения лекционного материала и тем, которые не изложены в лекционном курсе, но предусмотрены рабочей программой дисциплины. Для этого планируется время из расчета 0,5 ч самостоятельной работы на 1 ч лекционного материала и 0,5 ч на изучение материала, не изложенного преподавателем в аудитории. Программой предусматривается 36 ч работы на изучение теоретического материала и 36 ч на решение задач.

Таблица 1.1

Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего зачетных единиц (часов)	Семестр	
		3	4
Общая трудоемкость дисциплины	4 (144)	2 (72)	2 (72)
Аудиторные занятия:	2 (72)	1 (36)	1 (36)
лекции	1 (36)	0,5 (18)	0,5 (18)
практические занятия (ПЗ)	0,67 (24)	0,34 (12)	0,34 (12)
промежуточный контроль (ПК)	0,33 (12)	0,16 (6)	0,16 (6)
Самостоятельная работа:	2 (72)	1 (36)	1 (36)
изучение теоретического курса (ТО)	1 (36)	0,5 (18)	0,5 (18)
решение задач	1 (36)	0,5 (18)	0,5 (18)
Вид итогового контроля (зачет, экзамен)	Зачет		Зачет

В [табл. 1.2](#) перечисляются разделы дисциплины и виды занятий и приводятся отводимое количество часов и зачетных единиц.

Таблица 1.2

Разделы дисциплины и виды занятий в часах
(тематический план занятий)

Номер модуля	Модули дисциплины	Лекции, зачетные единицы (часы)	ПЗ или СЗ, зачетные единицы (часы)	Самостоятельная работа, зачетные единицы (часы)	Формируемые компетенции
1	Химическая термодинамика	0,28 (10)	0,17 (6)	0,67 (24)	ОК-1, ОК-3, ОК-16, ОК-7, ПК-1, ПК-2, ПК-5
2	Фазовые равновесия	0,11 (4)	0,11 (4)	0,11 (4)	ОК-1, ОК-3, ОК-16, ОК-7, ПК-1, ПК-2, ПК-5
3	Химическое равновесие	0,11 (4)	0,06 (2)	0,22 (8)	ОК-1, ОК-3, ОК-16, ОК-7, ПК-1, ПК-2, ПК-5
4	Термодинамика растворов	0,22 (8)	0,11 (4)	0,44 (16)	ОК-1, ОК-3, ОК-16, ОК-7, ПК-1, ПК-2, ПК-5
5	Электрохимические процессы	0,06 (2)	0,06 (2)	0,11 (4)	ОК-1, ОК-3, ОК-16, ОК-7, ПК-1, ПК-2, ПК-5
6	Кинетика химических реакций	0,11 (4)	0,17(6)	0,22 (8)	ОК-1, ОК-3, ОК-16, ОК-7, ПК-1, ПК-2, ПК-5
7	Коллоидные системы	0,11 (4)	–	0,22 (8)	ОК-1, ОК-3, ОК-16, ОК-7, ПК-1, ПК-2, ПК-5

2. МЕТОДИКА РЕАЛИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ИЗУЧЕНИЮ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО КУРСА

Самостоятельное изучение теоретического материала планируется по разделам курса 1–7 ([табл. 1.2](#)). Расширенный список вопросов для самоконтроля при изучении курса приведен после [табл. 2.1](#).

Вопросы для самостоятельного изучения теоретического материала, не изложенного преподавателем в аудитории, представлены в [табл. 2.2](#). Список вопросов для самоконтроля при изучении этого курса также представлен после [табл. 2.2](#).

Таблица 2.1

Содержание модулей и тем лекционного курса

№ п/п	Модули дисциплины	Темы занятий, трудоемкость, з.е. (ч), рекомендуемая литература*
1	Химическая термодина- мика	1.1. Предмет физической химии. Основные понятия и определения 1.2. Идеальные газы. Уравнения состояния газов. Неидеальные газы. Уравнения состояния Клапейрона – Менделеева, Ван-дер-Ваальса 1.3. Внутренняя энергия, теплота, работа 1.4. Первый закон термодинамики и следствия, из него вытекающие. Энтальпия 1.5. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Стандартные тепловые эффекты 1.6. Уравнение Кирхгофа. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры 1.8. Второй закон термодинамики. Изменение энтропии как мера самопроизвольности процессов 1.9. Абсолютное значение энтропии. Постулат Планка 1.10. Фундаментальное уравнение Гиббса. Термодинамические потенциалы. Изохорно-изотермический и изобарно-изотермический потенциалы 1.11. Изменение энергии Гиббса при химических реакциях 1.12. Химический потенциал. Условия самопроизвольности и равновесия в химических реакциях равновесия 0,28 (10) [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] <i>Темы, выносимые на самостоятельное изучение:</i> 1.13. Типы молекулярных орбиталей. Формирование химической связи в молекулах. Типы электронных структур молекул. Закон гомологичных рядов в изменении свойств молекул



Продолжение табл. 2.1

№ п/п	Модули дисциплины	Темы занятий, трудоемкость, з.е. (ч), рекомендуемая литература*
		<p>1.14. Классификация типов люминесценции. Формирование возбужденных состояний при фотохимических и хемиллюминесцентных процессах</p> <p>1.15. Роль карбонильных групп при формировании природной хемиллюминесценции и биоллюминесценции</p> <p>0,33 (12)</p> <p>[10, 11, 12, 13]</p>
2	Фазовые равновесия	<p>2.1. Правило фаз Гиббса</p> <p>2.2. Однокомпонентные системы. Фазовые диаграммы воды и серы</p> <p>2.3. Понятие о двухкомпонентных системах</p> <p>2.4. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона, его применение</p> <p>0,11 (4)</p> <p>[1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18]</p> <p><i>Темы, выносимые на самостоятельное изучение:</i></p> <p>2.5. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем</p> <p>0,06 (2)</p> <p>[10, 11, 12, 13]</p>
3	Химическое равновесие	<p>3.1. Закон действия масс. Константы равновесия</p> <p>3.2. Изотерма химической реакции (Уравнение Вант-Гоффа)</p> <p>3.3. Зависимость константы равновесия от температуры. Изобара и изохора химической реакции</p> <p>0,11 (4)</p> <p>[1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18]</p> <p><i>Темы, выносимые на самостоятельное изучение:</i></p> <p>3.4. Равновесия в сложных сопряженных системах</p> <p>0,11 (4)</p> <p>[10, 11, 12, 13]</p>
4	Термодинамика растворов	<p>4.1. Образование растворов. Растворимость</p> <p>4.2. Растворы неэлектролитов. Разбавленные растворы. Понижение давления насыщенного пара растворителя. Закон Рауля. Зависимость состава пара от состава раствора. Отклонения от закона Рауля. Идеальные и неидеальные растворы</p> <p>4.3. Законы Коновалова. Коэффициент распределения</p> <p>4.4. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент. Коэффициент активности. Ионная сила раствора</p> <p>4.5. Коллигативные свойства растворов (понижение температуры кристаллизации, повышение температуры кипения, осмос, понижение давления насыщенного пара)</p> <p>0,22 (8)</p> <p>[1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18]</p> <p><i>Темы, выносимые на самостоятельное изучение:</i></p> <p>4.6. Экстракция, ректификация. Коллигативные свойства растворов в природных системах</p> <p>0,22 (8)</p> <p>[10, 11, 12, 13]</p>

Продолжение табл. 2.1

№ п/п	Модули дисциплины	Темы занятий, трудоемкость, з.е. (ч), рекомендуемая литература*
5	Электрохимические процессы	<p>5.1. Электрические потенциалы на фазовых границах 5.2. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента 5.3. Электродный потенциал. Уравнение Нернста 5.4. Классификация электродов 0,06 (2) [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] <i>Темы, выносимые на самостоятельное изучение:</i> 5.5. Использование уравнения Нернста. Самопроизвольность окислительно-восстановительных реакций 0,06 (2) [10, 11, 12, 13]</p>
6	Кинетика химических реакций	<p>6.1. Скорость химической реакции 6.2. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости и порядок реакции 6.3. Уравнения односторонних реакций 0-го, 1-го и 2-го порядков 6.4. Молекулярность элементарных реакций 6.5. Методы определения порядка реакции 6.6. Сложные реакции и их классификация 6.7. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса 6.8. Фотохимические реакции 6.9. Катализ 6.10. Ферментативные реакции. Уравнение Михаэлиса 0,11 (4) [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] <i>Темы, выносимые на самостоятельное изучение:</i> 6.11. Фотохимические и хемилюминесцентные процессы. Радиационные процессы. Закономерности фоторазложения карбонильных соединений 0,11 (4) [10, 11, 12, 13]</p>
7	Коллоидные системы	<p>7.1. Основные понятия 7.2. Получение дисперсных систем 7.3. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем 7.4. Оптические свойства коллоидных систем 7.5. Молекулярные взаимодействия и особые свойства поверхности раздела фаз. Гидрофильные и гидрофобные взаимодействия. Поверхностное натяжение 7.6. Адсорбция. Уравнение Гиббса 7.7. Адсорбция на границе твердое тело – газ 7.8. Адсорбция из растворов. Поверхностно-активные вещества (ПАВ) 7.9. Мицеллообразование</p>

Окончание табл. 2.1

№ п/п	Модули дисциплины	Темы занятий, трудоемкость, з.е. (ч), рекомендуемая литература*
		7.10. Двойной электрический слой и электрокинетические явления 0,11 (4) [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] <i>Темы, выносимые на самостоятельное изучение:</i> 7.11. Различные типы классификации коллоидных систем. Явления смачивания. Старение коллоидных систем. Образование осадков. Классификация межмолекулярных взаимодействий 0,11 (4) [10, 11, 12, 13]

*См. [библиографический список](#).

При самостоятельном изучении теоретического курса студентам необходимо:

1) самостоятельно изучить темы теоретического курса в соответствии учебной программой дисциплины с использованием всех компонентов учебно-методического комплекса дисциплины «Физическая химия», в том числе и презентационные материалы, который подготовлены с помощью лицензионного программного обеспечения [9], закупленного по программе развития СФУ, и предназначены для демонстрации с помощью интерактивных технических средств, которыми оснащены аудитории СФУ [19];

2) подготовить устные ответы на контрольные вопросы [3, 14, 15, 18].

При этом помимо основной литературы желательно пользоваться дополнительной литературой [10, 11, 12, 13, 16] и новыми литературными источниками (периодические издания), а также возможностями библиотеки СФУ: <http://lib.sfu-kras.ru/>.

Самостоятельная работа выполняется студентами на основе учебно-методических материалов дисциплины, приведенных в библиографическом списке настоящего пособия.

В [прил. 1](#) приведен глоссарий к лекционному курсу «Физическая химия».

Расширенный список вопросов и задач по модулям 1–7 для самоконтроля при изучении теоретического курса

Модуль 1. Химическая термодинамика

1.1. Понятия и определения

1. Что такое термодинамическая система?
2. Привести классификацию термодинамических систем
3. Что такое термодинамические параметры? Какие параметры являются интенсивными, а какие экстенсивными?
4. Что такое термодинамическая система?
5. Дать определение равновесного состояния.
6. Что такое уравнение состояния?

1.2. Идеальные газы

1. Какие газы называются идеальными?
2. В каких условиях поведение реальных газов описывается уравнением состояния идеальных газов?
3. Почему уравнение Клапейрона – Менделеева является универсальным?
4. Какова величина и размерность универсальной газовой постоянной?
5. Почему уравнение Ван-дер-Ваальса не является универсальным? Каков физический смысл параметров a и b в этом уравнении?

1.3. Внутренняя энергия, теплота, работа.

Первый закон термодинамики

1. Что такое внутренняя энергия?
2. Что такое работа?
3. Чему равна работа расширения идеального газа?
4. Что такое теплота?
5. Что такое функция состояния?
6. Почему в уравнении 1-го закона термодинамики используется дифференциал внутренней энергии и приращение теплоты?
7. Что такое энтальпия?
8. Какой вид имеет первый закон термодинамики в *изобарных* условиях?
9. Какой вид имеет первый закон термодинамики в *изохорных* условиях?
10. Какой вид имеет первый закон термодинамики в *изотермических* условиях?
11. Какой вид имеет первый закон термодинамики в *адиабатических* условиях?
12. Приведите примеры превращения химической энергии в механическую, электрическую, световую.
13. В изобарном или изохорном процессе затрачивается больше тепла при нагревании системы?

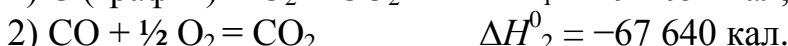
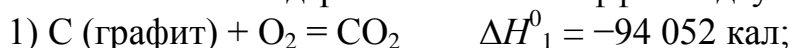


14. Что такое теплоемкость? Удельная теплоемкость?
15. Как изменяется внутренняя энергия вещества с ростом температуры?
16. Как изменяется энтальпия вещества с ростом температуры?
17. Молотком с одинаковой силой ударили по свинцовому и стальному кубикам одинаковой массы. Какой из кубиков нагреется сильнее?
18. Сколько тепла потребуется для нагревания 100 г золота от 298 до 500 К?
19. Как рассчитать тепло, необходимое для нагрева 4 г гелия от 20 до 50 °С: а) при постоянном давлении; б) при постоянном объеме?
20. Сколько угля потребуется для нагревания 5 л воды от комнатной температуры до кипения?

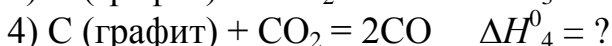
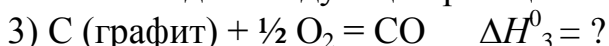
1.4. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса

1. Что такое тепловой эффект химической реакции?
2. Какой знак имеет величина теплового эффекта в эндотермической реакции?
3. В каких случаях изменение энтальпии в ходе реакции является тепловым эффектом этой реакции?
4. В каких случаях изменение внутренней энергии в ходе реакции является тепловым эффектом этой реакции?
5. В каких условиях справедлив закон Гесса?
6. Что такое стандартный тепловой эффект реакции?
7. Что такое теплота (энтальпия) образования вещества?
8. Что такое простое вещество?
9. Чему равны теплоты образования простых веществ?
10. Как рассчитать стандартный тепловой эффект химической реакции, если известны стандартные теплоты образования исходных веществ и продуктов?
11. Что такое теплота (энтальпия) сгорания вещества?
12. Что такое высший оксид?
13. Чему равны теплоты сгорания высших оксидов?
14. Как рассчитать тепловой эффект химической реакции, если известны теплоты сгорания исходных веществ и продуктов?
15. Можно ли вывести организмы, которые будут использовать для питания только воздух и воду? Предполагается, что питание требуется только для получения энергии. Какие вещества реально используются организмами для получения энергии? В чем их преимущества?

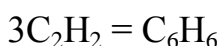
16. Известны стандартные тепловые эффекты двух реакций ΔH^0_1 и ΔH^0_2 :



Найти ΔH^0 для следующих реакций:

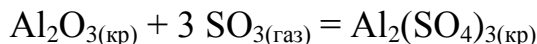


17. Вычислить тепловой эффект реакции



если энтальпии сгорания равны ацетилену ΔH_a и бензолу ΔH_b , соответственно, равны $-1\,298,3$ кДж/моль и $-3\,264,2$ кДж/моль.

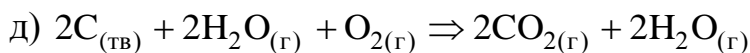
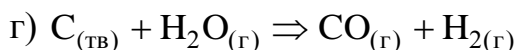
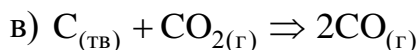
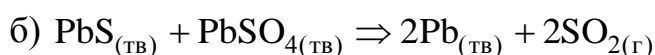
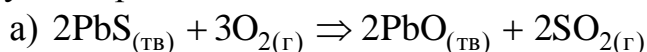
18. Найти стандартный тепловой эффект ΔH^0 реакции получения кристаллического $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ при $25\text{ }^\circ\text{C}$ из кристаллического Al_2O_3 и газообразного SO_3 :



если стандартные энтропии образования веществ, участвующих в данной реакции, составляют: $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1\,674,0$ кДж/моль; $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{SO}_3) = -395,4$ кДж/моль; $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = -3\,439,3$ кДж/моль.

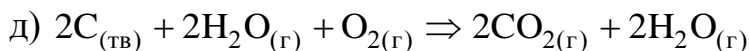
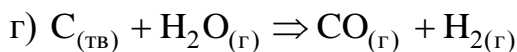
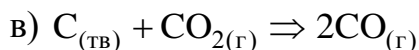
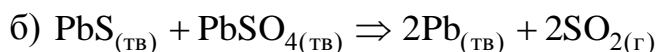
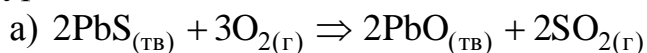
19. Теплота полного сгорания глюкозы составляет $2\,538,6$ КДж/моль. Рассчитайте теплоту образования глюкозы, если известны теплоты образования CO_2 ($-393,5$ КДж/моль) и H_2O ($-241,8$ КДж/моль).

20. Рассчитать стандартные тепловые эффекты следующих реакций, пользуясь термодинамическими таблицами:



1.5. Уравнение Кирхгофа

1. Найдите уравнения зависимости теплового эффекта реакции от температуры:



1.6. Второй закон термодинамики

1. Рассчитайте стандартное изменение энтропии в химических реакциях (а)–(д).

2. Рассчитайте изменение энтропии в химических реакциях (а)–(д) при повышенных температурах.

3. В чем состоят принципиальные различия 1-го и 2-го законов термодинамики?

4. Чем отличается «вечный» двигатель второго рода от «вечного» двигателя первого рода?

5. Что такое самопроизвольный процесс? Несамостоятельный процесс? Приведите примеры.
6. Что такое наиболее вероятное состояние системы?
7. Что такое энтропия?
8. Как изменяется энтропия изолированной системы, если в системе происходит самопроизвольный процесс?

1.7. Третий закон термодинамики

1. Сравните энтропии одного и того же вещества в твердом, жидком и газообразном состояниях при постоянной температуре. В каком состоянии энтропия больше? Объясните.
2. Как можно объяснить рост энтропии системы при повышении температуры?
3. Что такое абсолютная энтропия?

1.8. Термодинамические потенциалы

1. Рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса в химических реакциях (а)–(д) двумя способами.
2. Рассчитайте изменение энергии Гиббса в химических реакциях (а)–(д) при повышенных температурах.
3. Какое основное условие самопроизвольности процесса?
4. Что такое максимальная полезная работа?
5. Какие условия определяют возможность процесса при $p, T = \text{const}$? При $V, T = \text{const}$? При $S = \text{const}$?
6. Какое условие необходимо для системы, находящейся в равновесии?
7. Что такое характеристические функции?
8. Экстремальными или интенсивными параметрами являются термодинамические потенциалы? Докажите.
9. Как влияет повышение температуры на ΔG , ΔF , ΔH процессов?
10. Выведите уравнение, связывающие ΔG и ΔF . В чем разница между ними?
11. При каких условиях $\Delta G = \Delta F$? $\Delta H = \Delta U$? $\Delta G = \Delta H$? $\Delta G = \Delta F = 0$?
12. Для некоторых соединений $\Delta G^0 > 0$. Что можно сказать об устойчивости этих соединений? Как их можно получить?
13. Всегда ли устойчивы при нормальных условиях соединения, для которых $\Delta G^0 < 0$?
14. Определите условия возможности протекания экзотермической и эндотермической реакций.
15. Разберитесь с позиции термодинамики процесс растворения соли в воде.
16. В каких случаях изменение энтальпии может служить критерием возможности процесса?
17. В каких случаях изменение энтропии определяет направление процесса?

18. Как изменяется влияние энтропийного фактора при повышении температуры?

19. Как можно рассчитать ΔG^0 процесса?

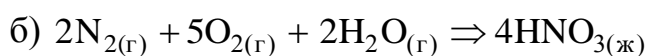
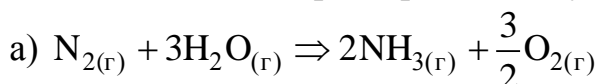
20. При каких условиях ΔG^0 определяет направление процесса?

21. Что такое химический потенциал?

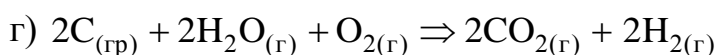
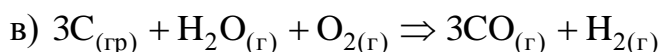
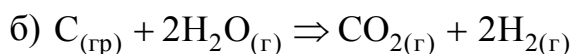
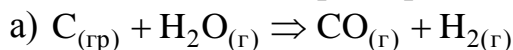
22. Определите понятия: активность, фугитивность, коэффициент активности.

23. По термодинамическим характеристикам белого и серого олова определите, какая форма устойчива при нормальных условиях. При какой температуре эти формы находятся в равновесии?

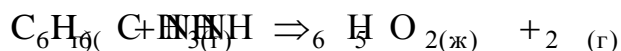
24. Возможны ли при нормальных условиях реакции:



25. Возможны ли при нормальных условиях процессы:



26. Возможно ли получение анилина по реакции



Модуль 2. Понятие о фазовых равновесиях

1. Что такое фаза? Компоненты? Минимальное число компонентов?

2. Сколько фаз может быть в однокомпонентной системе, в двухкомпонентной системе?

3. При каких условиях правило фаз Гиббса может быть описано формулами $F = k - n$; $F = k - n + 1$; $F = k - n + 3$?

4. Сколько фаз может быть в системе $NaCl - H_2O$? Какие фазы могут существовать в этой системе?

5. Система представляет собой насыщенный раствор $NaCl$ твердый $NaCl$, водяной пар. Сколько степеней свободы имеет эта система? Можно ли произвольно менять температуру в системе? Температуру и давление?

6. Жидкая вода находится в равновесии с водяным паром. Сколько степеней свободы в этой системе? Как связаны с ней между собой температура и давление?



7. Одним из методов анализа системы является исследование кривых охлаждения. Постройте кривую охлаждения для воды от $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ до $+150\text{ }^{\circ}\text{C}$ при $p = 1$ атм. Как изменится кривая охлаждения, если процесс идет при $p = 0,5$ атм? $p = 2$ атм?

8. Почему температура тройной точки воды отличается от температуры плавления? Какую информацию о процессе плавления льда можно получить, исходя из температуры плавления и температуры тройной точки?

Модуль 3. Химическое равновесие

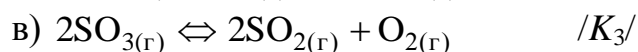
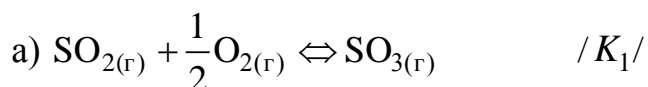
1. Что такое химическое равновесие? Дать определение этого термина, исходя из термодинамических представлений и скоростей химических реакций в системе.

2. Что такое смещение химического равновесия?

3. Какая разница между истинным равновесием и «замороженным» состоянием? Как доказать истинность равновесия?

4. В чем заключается разница между K_p и K_c ? Как связаны эти величины? В каких случаях $K_p = K_c$?

5. Написать уравнения K_p для реакций:



Найти соотношения между K_1 , K_2 , K_3 .

6. Сформулировать принцип Ле-Шателье.

7. Как изменяется химическое равновесие в системе при повышении температуры. Покажите это на основе принципа Ле-Шателье и уравнения Вант-Гоффа.

8. Как зависит константа равновесия от температуры?

9. В сосуде смешали 3 л H_2 и 2 л F_2 при давлении 1 атм. Какое давление установится в сосуде после протекания реакции и установления начальной температуры?

10. В системе протекает реакция $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons 3\text{C}$. Если смешать по 2 моля А и В, то к моменту равновесия прореагирует 0,5 моля А. Найдите константу равновесия.

11. При некоторой температуре в смеси 1 моля H_2 и 1 моля I_2 в 1 л после протекания реакции содержится 1,6 моля HI . Рассчитайте состав смеси, образующейся при этой температуре, если смешаны (2 моля H_2 и 3 моля I_2) 2 моля H_2 , 2 моля I_2 , 2 моля HI ?

12. Рассчитайте равновесные концентрации в системе $2A \rightleftharpoons B + C$
 $K_c = 2$, если смешаны по 3 моля веществ А, В и С.

Модуль 4. Термодинамика растворов

1. Дайте определение разных способов выражения концентрации растворов: молярности, моляльности, мольной доли, массовой доли.

2. Выразите концентрации приведенных ниже водных растворов всеми способами, известными вам. В скобках приведена плотность растворов, г/см³:

а) 6 М раствор HCl (1,10)

б) 2,2 М раствор NaOH (1,25)

в) 90 % раствор H₂SO₄ (1,82)

г) 47 % раствор C₂H₅OH (0,92)

3. Сколько грамм KOH необходимо для приготовления 3 л 20 %-го раствора (плотность раствора – 1,18 г/см³). Рассчитайте моляльность и молярность этого раствора и мольную долю воды в нем.

4. Что такое идеальный раствор? Какие вещества могут образовывать растворы, близкие к идеальным?

5. Сформулируйте первый закон Рауля. Чем объясняются отклонения от него в реальных растворах?

6. Что такое азеотропная смесь? Как ее разделить?

7. Что такое парциальные мольные величины? Как их рассчитать?

8. Что такое коэффициент активности?

9. Под колпаком находится стакан с холодным сладким чаем и стакан с водой. Какой процесс будет происходить? Когда он остановится?

10. Чистоту органических веществ нередко оценивают по температуре плавления и температуре кипения. Что вы думаете о правильности таких оценок?

11. Какой чай в стакане быстрее остынет, сладкий или несладкий?

12. Что такое осмос? Осмотическое давление? Где встречается и используется явление осмоса дома? В биологических явлениях?

13. Какую информацию можно получить из криоскопических измерений?

14. Найти давление паров воды над раствором 30 г сахара в 200 г H₂O при 100 °С. При какой температуре закипит раствор?

15. Почему лед весной становится рыхлым? Почему замороженное мясо перед оттаиванием теряет твердость?

16. Водный раствор некоторого нелетучего вещества замерзает при –1 °С. При какой температуре он будет кипеть? Какое давление пара будет над ним при 100 °С?

17. Найти молекулярный вес растворенного вещества, если водный раствор 1 г вещества в 50 мл воды замерзает при температуре –0,015 °С.



18. В виде каких частиц находится йод в растворе в нитробензоле, если раствор 0,1482 г йода в 22,4051 г нитробензола замерзает при 5,39 °С. Чистый нитробензол замерзает при 5,82 °С. Криоскопическая константа нитробензола – 8,1 К·кг/моль.

19. Для раствора 0,8 г белка в 150 мл воды в осмометре обнаружено при 25 °С повышение уровня раствора на 248 мм. Вычислите молекулярный вес белка. При какой температуре этот раствор будет замерзать? Кипеть?

20. Рассчитайте ΔG^0 процесса диссоциации уксусной кислоты из константы диссоциации. Что можно сказать о самопроизвольности процесса диссоциации?

21. Что такое изотонический коэффициент? В каких пределах может меняться изотонический коэффициент в растворе H_2SO_4 при изменении коэффициента?

22. Что такое кажущаяся степень диссоциации сильного электролита в растворе?

23. Имеются растворы уксусной кислоты и ацетата натрия одинаковой концентрации. Какой раствор замерзнет при более низкой температуре? Какой раствор закипит при более высокой температуре?

24. Раствор тростникового сахара концентрацией 0,8718 М при $T = 291$ К изоосмотичен с раствором HCl концентрацией 0,5М. Рассчитайте изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации в растворе HCl . Что является причиной неточности расчета?

Модуль 5. Электрохимические процессы

Определите направление процессов в таких системах /A = 1/:

а) $KMnO_4$, K_2MnO_4 , KCl , Cl_2 ;

б) $KMnO_4$, $MnCl_2$, HCl , Cl_2 ;

в) Fe^{+3} , Fe^{+2} , NO_3^- , NO_2^- ;

г) $Cr_2O_7^{-2}$, Cr^{+3} , Cl^- , Cl_2 .

Модуль 6. Кинетика химических реакций

1. Что такое порядок химической реакции? Какие вы знаете способы определения?

2. Как найти константу скорости химической реакции?

3. Почему порядок химической реакции отличается от стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции?



4. Что такое последовательные реакции? Как оценить скорость реакции, которая проходит в несколько этапов?
5. Что такое цепные реакции?
6. В некоторых случаях скорость реакции зависит от объема реакционной смеси. Как это можно объяснить?
7. Период полураспада трития – около 12 лет. Рассчитайте время, необходимое для распада 90 % трития, 99 % трития. Сколько трития распадется через 120 лет?
8. При повышении температуры на 30 К скорость реакции выросла в 8 раз. Рассчитайте температурный коэффициент реакции и энергию активации при 300 К.
9. Рассчитайте энергии активации реакций, если их температурные коэффициенты при 300 К равны 0,5; 1; 2; 4.
10. Константы скорости некоторой реакции при 273 и 373 К равны, соответственно, 3,4 и 27,6. Найдите значение константы скорости этой реакции при 298 К.
11. Рассмотрите с позиции химической кинетики процессы разжигания и горения костра:
 - а) Почему для разжигания костра используют тонкие веточки или бересту?
 - б) Почему ветер гасит горящую спичку, но раздувает костер?
 - в) Почему плохо горит костер из сырых дров?

Модуль 7. Коллоидные системы

1. Что такое дисперсные системы? Дисперсность?
2. Приведите классификации дисперсных систем: а) по размеру частиц дисперсной фазы; б) по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.
3. Чем отличаются коллоидные системы от истинных растворов?
4. За счет каких взаимодействий формируются силы поверхностного натяжения? Каково их направление?
5. Что такое поверхностное натяжение?
6. Каково строение молекул поверхностно-активных веществ?
7. Чем отличается поведение на поверхности раздела фаз поверхностно-активных и поверхностно-инактивных веществ?
8. Что такое критическая концентрация мицеллообразования?
9. Какова физическая природа гидрофильных и гидрофобных взаимодействий?
10. Какова физическая природа выталкивания неполярных фрагментов молекул из полярной среды?



Вопросы для самостоятельного изучения теоретического материала, не изложенного преподавателем в аудитории, представлены в [табл. 2.2](#).

Таблица 2.2

Теоретические вопросы,
 выносимые на самостоятельное изучение

Номер модуля	Модуль дисциплины	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение, рекомендуемая литература	Трудоемкость, з.е. (ч)
1	Химическая термодинамика	Типы молекулярных орбиталей Формирование химической связи в молекулах Типы электронных структур молекул Закон гомологичных рядов в изменении свойств молекул Классификация типов люминесценции. Формирование возбужденных состояний при фотохимических и хемилюминесцентных процессах Роль карбонильных групп при формировании природной хемилюминесценции и биолюминесценции [10, 11, 12, 13]	0,33 (12)
2	Фазовые равновесия	Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем [1, 3, 10, 11, 12, 13]	0,06 (2)
3	Химическое равновесие	Равновесия в сложных сопряженных системах [1, 3, 10, 11, 12, 13]	0,11 (4)
4	Термодинамика растворов	Экстракция, ректификация. Коллигативные свойства растворов в природных системах [1, 3, 10, 11, 12, 13]	0,22 (8)
5	Электрохимические процессы	Использование уравнения Нернста. Самопроизвольность окислительно-восстановительных реакций [1, 3, 10, 11, 12, 13]	0,06 (2)
6	Кинетика химических реакций	Фотохимические и хемилюминесцентные процессы. Радиационные процессы Закономерности фоторазложения карбонильных соединений [1, 3, 10, 11, 12, 13]	0,11 (4)
7	Коллоидные системы	Различные типы классификации коллоидных систем Явления смачивания Старение коллоидных систем Образование осадков Классификация межмолекулярных взаимодействий [1, 3, 10, 11, 12, 13]	0,11 (4)

Вопросы для самоконтроля по темам, выносимым на самостоятельное изучение

1. Что такое волновая функция?
 2. Какой пространственный вид имеют орбитали атомов?
 3. Что такое квантовые числа? Дать определения.
 4. Каков механизм образования молекулярных орбиталей из атомных?
Что такое связывающие и разрыхляющие орбитали?
 5. В чем заключается периодичность свойств атомов?
 6. Что такое люминесценция, флуоресценция, фосфоресценция, фотолюминесценция, хемилюминесценция, биолюминесценция?
 7. Что такое электронная структура молекул?
 8. Какие виды молекулярных орбиталей существуют? Какие электронные переходы и возбужденные состояния они могут формировать?
 9. На какие классы можно разбить молекулы по орбитальному признаку?
 10. Что такое мультиплетность?
 11. Какие электронные переходы молекул являются разрешенными? Запрещенными? Проиллюстрировать на примере молекул класса σ_{π} .
 12. Каков основной принцип классификации молекул по спектрально-люминесцентным свойствам?
 13. Что такое синглет-триплетное расщепление? Внутренняя конверсия? Интеркомбинационная конверсия?
 14. Каковы времена жизни и константы переходов разрешенных переходов? Запрещенных переходов? Привести эмпирическое правило ЭльСаэда.
 15. Охарактеризовать систематику молекул по спектрально-люминесцентным свойствам и ее применение.
 16. Какие физические механизмы тушения люминесценции в растворах вы знаете? Что такое абсорбция света?
 17. Объясните сходство и различие хемилюминесценции и биолюминесценции.
 18. Описать фазовые диаграммы двухкомпонентных систем с ограниченной растворимостью компонентов и с полным отсутствием растворимости, конгруентно и инконгруентно плавящимся соединением.
 19. Каков закон распределения в системе двух несмешивающихся жидкостей?
 20. Каковы условия самопроизвольности в окислительно-восстановительных процессах?
 21. Что такое угол смачивания?
 22. Какие классификации коллоидных систем вы знаете?
- Основные принципы изучения курса «Физическая химия» с помощью учебно-методического комплекса заключаются в следующем:



– изучается теоретический материал курса с использованием электронного учебника [1, 2, 3, 14, 15, 18] и, при необходимости, рекомендуемая литература [4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16];

– для выявления пробелов в знаниях после изучения каждой теоретической главы используется система тестов [15], которые разработаны для каждой главы курса и позволяют оценить степень усвоения теоретического материала.

Изучение теоретического материала проводится по лекциям, представленным, в том числе, и в электронном виде как гипертекстовый ресурс [14], а также в виде демонстрационных презентаций [18, 19] соответствующих глав и тем курса. Использование последних настоятельно рекомендуется при самостоятельном изучении теоретических основ физической химии в качестве иллюстрационного материала, т.к. слайд-лекции (презентации) содержат, как правило, учебный материал в более разнообразных формах: текст, графика (фото, рисунки, диаграммы и др.).

При изучении теоретического материала рекомендуется строго придерживаться календарного плана (см. [прил. 2](#)). Лекционный материал по той или иной теме изучается в том числе и самостоятельно до прохождения тестов. После прочтения лекции рекомендуется самостоятельно воспроизвести ее содержание в виде конспекта с необходимыми схемами, основными определениями и выводами формул. После каждой темы необходимо проверить полученные знания с помощью тестовой программы [15]. В ходе выполнения тестовых заданий [15] студент легко сможет понять, какой из изученных параграфов требует дополнительной проработки.

В конце семестра на консультациях основное внимание будет уделяться изучению наиболее сложных вопросов физической химии и теоретическому обоснованию основных законов и явлений. Поэтому приходиться на эти занятия следует подготовленным, обязательно изучив материал лекций прошедшего семестра.

3. МЕТОДИКА ДРУГИХ ВИДОВ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

В учебной программе дисциплины [3] запланировано решение задач. Самостоятельное решение задач по темам курса «Физическая химия» является необходимым, т.к. практическое использование законов физической химии обеспечивает лучшее усвоение предмета и позволяет ориентироваться при практическом применении законов физической химии. На решение задач и выполнение упражнений по курсу отведено 36 ч (1 з.е.) самостоятельной работы. Решение задач и упражнений в курсе – это один из важных компонентов учебного процесса, который позволяет выработать навыки использования теоретических знаний в практических целях и закреплять их. В ходе выполнения данного вида самостоятельной работы студент усилит свои общепрофессиональные и инструментальные компетенции в понимании основ дисциплины.

В табл. 3.1 приведены задачи, которые рекомендуются для закрепления пройденных разделов в качестве самостоятельной работы, в этой же таблице приведены объемы в зачетных единицах и часах на каждую тему. Таблица завершается списком рекомендуемых задачников. При решении задач необходимо использовать материал учебного пособия [1, 14], а также руководствоваться методическими указаниями к семинарским занятиям и презентациями [2, 18].

Задачи и упражнения составлены для модулей 1–6. Задания выдаются преподавателем в после изучения каждого модуля. Студент обязан сдать на проверку решение задач и упражнений, оформленное в рабочей тетради для самостоятельной работы в соответствии с требованиями СТО СФУ [8].

Таблица 3.1

Перечень задач для самостоятельного решения

Номер модуля	Модуль дисциплины	Задачи для самостоятельной работы по темам, рекомендуемая литература, трудоемкость, з.е. (ч)
1	Химическая термодинамика	1. Уравнения состояния газов. Внутренняя энергия, теплота, работа, первый закон термодинамики – 3 задачи и контрольные вопросы [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 2. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса – 9 задач и контрольные вопросы [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 3. Уравнение Кирхгофа [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 4. Термодинамические потенциалы. Изменение энергии Гиббса при химических реакциях [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 0,33 (12)
2	Фазовые равновесия	Уравнение Клаузиуса – Клапейрона [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 0,06 (2)

3	Химическое равновесие	1. Константы равновесия. Расчет равновесий [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 2. Изотерма химической реакции. Изобара химической реакции [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 0,11 (4)
4	Термодинамика растворов	1. Концентрации растворов, различные способы выражения. 2. Коллигативные свойства растворов [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18] 0,22 (8)
5	Электрохимические процессы	Самопроизвольность электрохимических процессов. Уравнение Нернста [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18]. 3 задачи – в [7, № 6.19 а, б, в] 0,11 (4)
6	Кинетика химических реакций	1. Кинетические уравнения 0-го, 1-го и 2-го порядков. Расчет скоростей химических реакций. 2 задачи – в [7, № 8.7.–8.8] 2. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнения Аррениуса и Вант-Гоффа [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 18]. 3 задачи – в [7, № 8.13–8.15] 0,11 (4)

Промежуточный контроль (ПК) проводится в соответствии с графиком самостоятельной работы (см. [прил. 2](#)). По дисциплине «Физическая химия» промежуточный контроль осуществляется с помощью Банка тестовых заданий [15].

При составлении банков тестовых заданий для самотестирования (репетиционного тестирования) и для контрольного тестирования используются по 40 % оригинальных тестовых заданий из общего банка тестовых заданий по дисциплине. 20 % заданий используется одновременно в тестах для контроля и самотестирования. Таким образом, при контрольном тестировании студент получает (в среднем) 1 тестовое задание, пройденное в самотестировании, и 2 оригинальных тестовых задания ([табл. 3.2](#)).

Общее время на подготовку ответов при тестировании – 60 мин.

Таблица 3.2

Содержание промежуточного контроля

Номер теста ПК	Номера тем, входящие в ПК	Общее количество тестовых заданий, выносящиеся на ПК	Количество тестовых заданий в тесте ПК
1	1	105	30
2	2–3	60	40
3	4–5	46	41
4	6–7	25	22

Результат тестирования определяется по проценту правильно решенных заданий от общего количества заданий в тесте. Тест считается успешно пройденным, если студент правильно решил не менее 60 % заданий.

Значение рейтинга по итогам тестирования определяется по формуле

$$PT = з.е. \cdot Д,$$

где PT – рейтинг по итогам тестирования; з.е. – количество зачетных единиц соответствующего промежуточного тестирования; Д – доля решенных заданий.

К итоговой аттестации допускаются студенты, набравшие не менее 40 % от объема текущей аттестации и после успешной сдачи промежуточного тестирования. При подготовке к промежуточному тестированию можно руководствоваться вопросами, приведенными ниже:

1. Возникновение, развитие и современное состояние физической химии. Термодинамическая система.

2. Классификация термодинамических систем. Термодинамические параметры.

3. Уравнения состояния: Клапейрона – Менделеева, Ван-дер-Ваальса.

4. Внутренняя энергия. Теплота, работа как формы передачи энергии.

5. Первый закон термодинамики и следствия, из него вытекающие.

6. Энтальпия.

7. Закон Гесса. Стандартные тепловые эффекты.

8. Теплоты образования и теплоты сгорания химических веществ. Следствия из закона Гесса.

9. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Теплоемкость. Уравнение Кирхгофа.

10. Второе начало термодинамики. Понятие об энтропии. Математическая запись 2-го закона термодинамики.

11. Изменение энтропии как критерий самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе.

12. Постулат Планка. Вычисление абсолютного значения энтропии.

13. Изохорно-изотермический и изобарно-изотермический потенциалы.

14. Изменение энергии Гиббса при химических реакциях.

15. Изменение термодинамических функций при изменении масс компонентов. Химический потенциал. Условия равновесия и самопроизвольности в химических реакциях.

16. Химическое равновесие. Закон действия масс.

17. Константы равновесия. Равновесия в идеальных и реальных системах.

18. Изотерма химической реакции.

19. Зависимость константы равновесия от температуры (изобара и изохора химической реакции).

20. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса.

21. Фазовое равновесие в однокомпонентных системах. Фазовая диаграмма воды.

22. Представления о фазовом равновесии в двухкомпонентных системах.



23. Термодинамика систем жидкий раствор – пар. Законы Коновалова. Ректификация.
24. Ограниченная растворимость жидкостей. Экстракция.
25. Растворы неэлектролитов. Идеальные и неидеальные растворы.
26. Понижение давления насыщенного пара растворителя. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля.
27. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Коэффициент распределения. Экстракция.
28. Осмос. Осмотическое давление. Биологическое значение осмоса.
29. Понижение температуры кристаллизации разбавленных растворов.
30. Повышение температуры кипения разбавленных растворов.
31. Коллигативные свойства растворов.
32. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент. Коэффициент активности. Ионная сила раствора.
33. Кинетика химических реакций. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакций.
34. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной постулат химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции.
35. Уравнения односторонних реакций 0-го, 1-го и 2-го порядков.
36. Методы определения константы скорости и порядка реакции.
37. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса и правило Вант-Гоффа.
38. Энергия активации.
39. Цепные реакции. Роль свободных радикалов в химической кинетике.
40. Механизм действия катализаторов. Ферменты как биокатализаторы. Кинетика ферментативных реакций. Уравнение Михаэлиса.
41. Основные понятия физикохимии дисперсных систем и явлений. Дисперсность.
42. Получение дисперсных систем.
43. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем (броуновское движение, диффузия).
44. Оптические свойства дисперсных систем.
45. Граница раздела фаз. Поверхностное натяжение.
46. Поверхностно-активные вещества. Их свойства и классификация.
47. Зависимость поверхностного натяжения от концентрации ПАВ.
48. Адсорбционное уравнение Гиббса.
49. Уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра.
50. Состояние вещества в адсорбционном слое. Мицеллообразование. Критическая концентрация мицеллообразования.
51. Гидрофобные и гидрофильные взаимодействия.
52. Электрокинетические явления. Двойной электрический слой. Амфолиты. Коагуляция электролитами

4. РЕАЛИЗАЦИЯ ГРАФИКА САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

График выполнения всех видов самостоятельной работы дан в [прил. 2](#).

На первой неделе преподавания курса будет осуществляться входящий контроль. Промежуточный контроль будет осуществляться на 10-й и 18-й неделях 3-го семестра и 2-й и 8-й неделях 4-го семестра.



5. МЕТОДИКА ПРИМЕНЕНИЯ КРЕДИТНО-РЕЙТИНГОВОЙ СИСТЕМЫ

«Положение об организации учебного процесса в Сибирском федеральном университете с использованием зачетных единиц (кредитов) и балльно-рейтинговой системы»

В соответствии с «Положением об организации учебного процесса в Сибирском федеральном университете с использованием зачетных единиц (кредитов) и балльно-рейтинговой системы» организация учебного процесса с использованием системы зачетных единиц (з.е.) и балльно-рейтинговой системы (БРС) характеризуется следующими особенностями:

- использование Европейской системы переноса и накопления зачетных единиц (кредитов ECTS) и БРС для оценки успешности освоения студентами учебных дисциплин;

- использование основных инструментов ECTS: учебного договора «Learning agreement», программы курсов «Course Catalogue», зачетной книжки «Transcript of Records»;

- полная обеспеченность учебного процесса всеми необходимыми методическими материалами в печатной и электронной формах: учебниками, методическими пособиями, учебно-электронными материалами, доступом к локальным и глобальным сетевым образовательным ресурсам;

- вовлечение в учебный процесс академических консультантов (тьюторов), содействующих студентам в формировании индивидуального учебного плана и контролирующим регистрацию учебных достижений;

- личное участие каждого студента в формировании своего индивидуального учебного плана на основе большой свободы выбора дисциплин.

Трудоемкость всех видов учебной работы в планах бакалавров и специалистов устанавливается в з.е., как правило, 1 з.е. = 36 академ. часам общей трудоемкости или 27 астроном. часам. Трудоемкость всех видов работы в учебных планах магистров устанавливается в з.е. (кредитах) и, как правило, соответствует 30 часам общей нагрузки. Трудоемкость может корректироваться в ходе мониторинга учебного процесса по особому регламенту.

Таким образом, зачетная единица (кредит) является условным параметром, рассчитываемым на основе реалистичных экспертных оценок совокупных трудозатрат среднего студента, необходимых для достижения целей обучения. Зачетные единицы (кредиты) назначаются всем образовательным компонентам учебного плана.

Рекомендуемые нормативы расчета трудоемкости дисциплин и видов работы учебных планов:

Наименование	Расчет трудоемкости в з.е.
Общая трудоемкость; трудоемкость дисциплины, включающая зачет и трудоемкость курсовых проектов (работ)	1 з.е. = 36 академ. ч
Максимальная недельная трудоемкость; трудоемкость 1 недели практики, трудоемкость 1 недели итоговой аттестации	1,5 з.е. = 54 академ. ч
Трудоемкость семестрового экзамена (3 дня подготовки и 1 день на экзамен) при выделении этой трудоемкости в учебном плане	1 з.е.
Общая семестровая трудоемкость	30 з.е.
Общая годовая трудоемкость	60 з.е.

Перевод баллов 100-балльной шкалы в их числовые коэффициенты и буквенные оценки:

Оценка в 100-балльной шкале	Оценка в традиционной шкале	Буквенные эквиваленты оценок в шкале ECTS – % успешно аттестованных
84–100	5 (отлично)	A (отлично) – 10 % B (очень хорошо) – 25 %
67–83	4 (хорошо)	C (хорошо) – 30 % D (удовлетворительно) – 25 %
50–66	3 (удовлетворительно)	E (посредственно) – 10 %
0–49	2 (неудовлетворительно)	FX – неудовлетворительно, с возможной пересдачей F – неудовлетворительно, с повторным изучением дисциплины

Текущая аттестация – аттестация во время семестра, включающая аттестацию на практических, семинарских занятиях, контрольных неделях, тестирование, защиту курсовых проектов (работ). Форма аттестации, ее программа и трудоемкость определяется кафедрой и вносится в ЛКМ студента по дисциплине.

Оценка в 100-балльной шкале за выполнение и защиту курсового проекта (работы) может вноситься в ведомость, зачетную книжку и приложение к диплому.

Промежуточная аттестация – аттестация в период сессии включает зачеты и экзамены, предусмотренные учебным планом и действующим в СФУ Положением о промежуточной аттестации. Трудоемкость промежуточной аттестации устанавливается кафедрой в соответствии с п. 3.11 настоящего Положения.

При наличии в учебном плане по дисциплине двух и более видов промежуточной аттестации (зачет и экзамен, распределенный экзамен) распределение трудоемкостей устанавливается кафедрой и вносится в ЛКМ по дисциплине.

Неучастие в промежуточной аттестации в установленный срок без уважительной причины приравнивается к неудовлетворительной оценке. Если причина неучастия студента в промежуточном контрольном мероприятии является уважительной, преподаватель переносит это мероприятие для данного студента на другое время.

Итоговая аттестация (сдача государственных экзаменов), **оценка практик, защита дипломных проектов и работ**, предусмотренные учебным планом по направлению (специальности), осуществляются в установленном порядке. В перечисленных видах аттестаций используется 100-балльная шкала и учитываются отведенные учебными планами трудоемкости.

Для удобства и ясности планирования и оценки работы студентов в течение семестра кафедры составляют таблицу трудоемкостей или **лист контрольных мероприятий** (ЛКМ). ЛКМ по дисциплине включает наименования разделов, модулей, видов учебной работы и их трудоемкости.

Трудоемкость дисциплины учебного плана представляется суммой трудоемкостей всех оцениваемых видов учебной работы.

Трудоемкости могут выражаться:

- в зачетных единицах (кредитах);
- в % и(или) долях общей трудоемкости.

Трудоемкости z_i , определенные в % от общей трудоемкости, дают максимальное количество баллов, которое студент может набрать по данному виду учебной работы.

Максимальное количество баллов, которое студент может набрать за текущую и промежуточную аттестации (зачет, экзамен) по дисциплине в семестре распределяется в пропорции:

- текущая работа – 50 баллов;
- промежуточная аттестация – 50 баллов.

Решением кафедры допускается изменение пропорции в пределах ± 10 баллов при сохранении 100 баллов по дисциплине в целом.

Средневзвешенная оценка (b) по дисциплине устанавливается, как сумма оценок (b_i), умноженных на трудоемкость (z_i) оцениваемых видов учебной работы за период аттестации, деленная на общую трудоемкость дисциплины за период аттестации (округляется до целых, может принимать значения от 0 до 100):

$$b = \frac{b_1 z_1 + b_2 z_2 + \dots + b_m z_m}{z_1 + z_2 + \dots + z_m},$$

где $i = 1, 2, \dots, m$ – номера оцениваемых видов учебной работы; m – количество оценок.

Если общую трудоемкость по дисциплине за период аттестации считать равной 1 ($z_1 + z_2 + \dots + z_m = 1$), то трудоемкости z_i становятся весовыми коэффициентами оценок b_i в расчете средневзвешенной оценки. Произведение весовых коэффициентов на оценки b_i дает количество баллов, набирае-

мых студентом по данному виду работ, а сумма баллов по всем видам работ и будет средневзвешенной оценкой.

Средневзвешенная оценка может переводиться в традиционную четырехбалльную шкалу или буквенную шкалу ECTS и выставляется:

- за период аттестации по модулю (по видам работы);
- за период аттестации по дисциплине (по модулям);
- за текущую работу в семестре по результатам прошедших аттестаций;
- за семестр в целом с учетом баллов за зачет;
- за семестр в целом с учетом баллов за экзамен;
- за учебный год и весь срок освоения основной образовательной программы.

Если по дисциплине имеется несколько средневзвешенных оценок (например, если дисциплина изучается несколько семестров), то итоговая оценка по дисциплине рассчитывается также как средневзвешенная.

Таблица трудоемкости модулей и видов учебной работы в относительных единицах приведена в [прил. 2](#).

Трудоемкость по модулям распределена неравномерно в связи с их ролью при формировании компетенций. На первый модуль выделено 15 % трудоемкости, т.к. он в меньшей степени влияет на формирование компетенций, на второй и третий модули выделено по 42,5 % в связи с их равным влиянием.

По отдельным видам трудоемкость распределена следующим образом:

20 % – посещаемость лекционных занятий для обеспечения непосредственного контакта преподавателя со студентами при изучении теоретического материала и определения направленности самостоятельной работы;

25 % – выполнение лабораторных работ на аудиторных занятиях в связи с практической направленностью дисциплины;

5 % – выполнение реферата;

50 % – сдача экзамена.

Применение кредитно-рейтинговой системы по дисциплине

Трудоемкость отдельных модулей и других видов учебной работы по дисциплине «Физическая химия» оценивается в относительных единицах и представлена в [прил. 2](#).

По результатам промежуточных аттестаций студенту засчитывается трудоемкость дисциплины в зачетных единицах и выставляется дифференцированная оценка по 100-балльной шкале, которая характеризует качество освоения студентом знаний, умений и навыков по данной дисциплине. Сто-балльная шкала основывается на распределении трудоемкости в процентном соотношении между текущей работой студента в семестре и аттестацией как 60 % и 40 % соответственно.

Нагрузка студента при изучении дисциплины распределена максимально равномерно. Это необходимо для того, чтобы студент мог оптимально реализовывать как учебную, так и научную работу, связанную с изучением данной дисциплины. Также должен быть установлен график выполнения и проверки всех видов работы, преподаватель должен вовремя выдавать и проверять задания для самостоятельной работы.

Текущая работа студента в 3-м и 4-м семестрах складывается из посещаемости лекций, решения задач, а также промежуточного контроля и оценивается в 60 % трудоемкости всей дисциплины, причем посещаемость лекций оцениваются в 12 % каждая, трудоемкость промежуточного контроля – 36 %. Текущая работа студента в каждом семестре (3 или 4) оценивается в 30 %: посещаемость лекций – 6 %, решение задач – 6 %, промежуточный контроль – 18 %. Так как промежуточных аттестаций в каждом семестре по плану – два, то успешное выполнение каждого рубежного контроля оценивается в 9 %. Трудоемкость каждого вида работы в зачетных единицах, которые может получить студент за каждый вид работы, приведены в [прил. 2](#).

Посещение лекций, как видно из [прил. 2](#) не приносит студентам значительное количество баллов, но является условием успешной сдачи зачета, поскольку на лекциях освещаются наиболее сложные проблемы физхимии, дается информация о новых направлениях и тенденциях развития современной науки.

Итоговая аттестация по курсу «Физическая химия» представляет собой зачет в 4-м семестре. При сдаче зачета студент получает до 50 % зачетных единиц от всей трудоемкости дисциплины.

Итоговая аттестация в виде зачета в 4-м семестре, как правило, проходит в устной форме и требует от студентов не только хорошего, глубокого знания проблематики курса и текстов рекомендованных источников и литературы, но и понимания практической значимости изучаемых в рамках дисциплины подходов и методов.

При подготовке к рубежному контролю и зачету логическим завершением этого процесса могут служить тестовые задания разного уровня сложности, предназначенные для отработки новых понятий и умений, и алгоритмы их решения.

6. МЕТОДИКА ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Контрольно-измерительные материалы по дисциплине «Физическая химия» включают электронный банк тестовых заданий [15] в адаптированном к системе тестирования UniTest 3.3.0 виде.

По дисциплине предусматривается входной, промежуточный и итоговый контроль. Входной контроль предшествует началу изучения теоретического материала, при этом вопросы входного контроля направлены на определение уровня знаний и компетенций, полученных студентами на предыдущих курсах обучения.

На базе банка тестовых заданий [15] организуется промежуточный контроль знаний.

Сроки проведения указанных видов контроля приведены в [прил. 3](#), где представлен график учебного процесса и самостоятельной работы студентов.

Промежуточный контроль степени усвоения теоретического материала по дисциплине осуществляется после изложения теоретического материала каждого модуля (см. [прил. 3](#)).

В сроки, указанные в [прил. 3](#), в рамках часов самостоятельной работы на основе согласованного с преподавателем расписания в определенном компьютерном классе (или классах) индивидуально или для группы в целом организуется работа с банком тестовых заданий [15] с помощью системы компьютерной проверки знаний тестированием UniTest. Количество тестовых заданий, выдаваемых каждому студенту в рамках промежуточного контроля, в зависимости от объема модуля составляет от 25 до 45 тестовых заданий.

Банк тестовых заданий в адаптированном к системе тестирования UniTest 3.3.0 [www.unitest.lab.sfu-kras.ru] виде доступен для студентов в трех вариантах:

- 1) на отдельном электронном оптическом диске, прилагаемом к печатному учебному пособию;
- 2) в составе полнокомплектного электронного учебно-методического комплекса [14];
- 3) на сервере контрольно-измерительных материалов на базе Интернет-портала автоматизированных и виртуальных лабораторных практикумов Сибирского федерального университета [www.storage.lab.sfu-kras.ru].

Руководство пользователя системы UniTest доступно по электронному адресу www.lab.sfu-kras.ru/pdf/unitest3manual.pdf, а также представлено в качестве самостоятельного документа в составе электронного учебно-методического комплекса по дисциплине «Физическая химия» [14].



Электронный банк тестовых заданий объемом не менее 10 заданий на 1 час лекционного курса дисциплины предназначен для самоконтроля, контроля знаний, умений, навыков и компетенций (входное, промежуточное, итоговое тестирование) и разработан в системе Unitest.

После каждой изученной темы (посеместровый список тем приведен в [табл. 1.2](#), [табл. 2.1](#)) студенту предлагается проверить уровень усвоения пройденного теоретического материала. Для этого после каждой темы выполняют тестовые задания с помощью специальной тестовой программы UniTest [17], разработанной в лаборатории по разработке мультимедийных электронных образовательных ресурсов ИАД СФУ.

Структура банка тестовых заданий по дисциплине «Физическая химия» приведена в [табл. 6.1](#).

Таблица 6.1

Структура банка тестовых заданий по дисциплине

1	2	М:1	М:М	С	П	Д	Все-го
Модуль 1 Химическая термодинамика	1.1. Предмет физической химии. Основные понятия и определения	10	4	2	0	2	18
	1.2. Идеальные газы. Уравнения состояния газов. Неидеальные газы. Уравнения состояния Клапейрона – Менделеева, Ван-дер-Ваальса	5	1	0	0	0	6
	1.3. Внутренняя энергия, теплота, работа	1	2	1	0	2	6
	1.4. Первый закон термодинамики и следствия, из него вытекающие. Энтальпия	5	3	2	0	1	11
	1.5. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Стандартные тепловые эффекты	8	3	0	0	2	13
	1.6. Уравнение Кирхгофа. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры	5	0	0	0	3	8
	1.8. Абсолютное значение энтропии. Постулат Планка	3	1	0	0	1	5
	1.9. Фундаментальное уравнение Гиббса. Термодинамические потенциалы. Изохорно-изотермический и изобарно-изотермический потенциалы	6	3	3	0	1	13
	1.10. Изменение энергии Гиббса при химических реакциях	5	5	1	0	0	11
	1.11. Химический потенциал. Условия самопроизвольности и равновесия в химических реакциях равновесия	3	0	2	0	1	6

Продолжение табл. 6.1

1	2	М:1	М:М	С	П	Д	Всего
Модуль 2 Фазовые равновесия	2.1. Правило фаз Гиббса	5	1	0	0	4	10
	2.2. Однокомпонентные системы. Фазовые диаграммы воды и серы	5	0	2	2	2	11
	2.3. Понятие о двухкомпонентных системах	9	0	1	0	0	10
	2.4. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона, его применение	3	1	0	0	1	5
Модуль 3 Химическое равновесие	3.1. Закон действия масс. Константы равновесия	6	5	0	0	0	11
	3.2. Изотерма химической реакции (Уравнение Вант-Гоффа)	9	2	2	0	1	14
	3.3. Зависимость константы равновесия от температуры. Изобара и изохора химической реакции	9	2	1	0	2	14
Модуль 4 Термодинамика растворов	4.1. Образование растворов. Растворимость	4	4	1	1	10	20
	4.2. Растворы неэлектролитов. Разбавленные растворы. Понижение давления насыщенного пара растворителя. Закон Рауля. Зависимость состава пара от состава раствора. Отклонения от закона Рауля. Идеальные и неидеальные растворы	5	2	1	0	2	10
	4.3. Законы Коновалова. Коэффициент распределения	6	0	0	0	2	8
	4.4. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент. Коэффициент активности. Ионная сила раствора	8	2	4	3	6	23
	4.5. Коллигативные свойства растворов (понижение температуры кристаллизации, повышение температуры кипения, осмос, понижение давления насыщенного пара)	10	0	0	7	7	24
Модуль 5 Электрохимические процессы	5.1. Электрические потенциалы на фазовых границах	2	0	1	0	0	3
	5.2. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента	3	3	0	0	2	8
	5.3. Электродный потенциал. Уравнение Нернста	4	0	2	0	0	6
	5.4. Классификация электродов	1	3	2	0	0	6

1	2	М:1	М:М	С	П	Д	Все- го
Модуль 6 Кинетика химических реакций	6.1. Скорость химической реакции	0	2	0	0	0	2
	6.2. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости и порядок реакции	1	1	1	2	2	7
	6.3. Уравнения односторонних реакций 0-го, 1-го и 2-го порядков	2	0	2	2	0	6
	6.4. Молекулярность элементарных реакций	0	1	0	0	1	2
	6.5. Методы определения порядка реакции	1	0	0	0	0	1
	6.6. Сложные реакции и их классификация	2	1	2	0	0	5
	6.7. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса	1	1	3	0	2	7
	6.8. Фотохимические реакции	1	0	0	1	2	4
	6.9. Катализ	0	1	0	0	1	2
	6.10. Ферментативные реакции. Уравнение Михаэлиса	4	3	2	0	1	10
Модуль 7 Коллоидные системы	7.1. Основные понятия	2	1	1	0	2	6
	7.2. Получение дисперсных систем	2	0	0	0	0	2
	7.3. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем	1	0	0	0	1	2
	7.4. Оптические свойства коллоидных систем	1	0	1	0	3	5
	7.5. Молекулярные взаимодействия и особые свойства поверхности раздела фаз. Гидрофильные и гидрофобные взаимодействия. Поверхностное натяжение	2	1	0	0	1	4
	7.6. Адсорбция. Уравнение Гиббса	4	0	1	0	1	6
	7.8. Адсорбция из растворов. Поверхностно-активные вещества (ПАВ)	0	1	0	0	0	1
	7.9. Мицеллообразование	1	1	0	0	1	3
	7.10. Двойной электрический слой и электрокинетические явления	3	3	1	1	2	10
	Итого		177	71	43	19	72
Итого в %		46,3	18,6	11,3	5	18,8	100

Тестовые задания, используемые для проверки знаний по курсу «Физическая химия» можно разделить на 5 типов, ниже приведена их краткая характеристика и примеры применения системы компьютерного тестирования UniTest в курсе «Физическая химия»:

1) тестовое задание типа «Выбор одного правильного ответа» состоит из неполного суждения с одним ключевым элементом и множеством альтернативных ответов, один из которых является верным. Студенту необходимо выбрать один правильный ответ, чтобы суждение стало полным и верным;

2) тестовое задание на дополнение является неполным суждением, в котором отсутствует ключевой элемент. В качестве ключевого элемента может быть: число, слово или (как исключение) словосочетание, поэтому в программе UniTest это тестовое задание делится на два типа: «Текстовый ввод с клавиатуры» и «Ввод числа с клавиатуры», кроме вводимого символа других принципиальных отличий эти типы тестовых заданий не имеют;

3) тестовое задание на установление правильной последовательности или типа «Последовательность» требует упорядочения каких-либо однородных элементов;

4) тестовое задание типа «Выбор нескольких правильных ответов» состоит из неполного суждения и множества ответов, из которых два или более являются верными, которые и нужно выбрать;

5) тестовое задание на соответствие или типа «Соответствие множеств» состоит из двух групп элементов и формулировки критерия выбора соответствия между ними. Соответствие устанавливается по принципу: одному элементу первой группы соответствует только один элемент второй группы и наоборот.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основная литература

1. Кудряшева, Н. С. Физическая химия : учеб. пособие / Н. С. Кудряшева. – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – 136 с. – (Физическая химия : УМКД № 144-2008 / рук. творч. коллектива Н. С. Кудряшева).
2. Физическая химия : метод. указания к семинарским занятиям / сост. : Н. С. Кудряшева, В. А. Кратасюк, Е. В. Немцова [и др.]. – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – 32 с. – (Физическая химия : УМКД № 144-2008 / рук. творч. коллектива Н. С. Кудряшева).
3. Физическая химия : учеб. программа дисциплины / сост. Н. С. Кудряшева. – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – 34 с. – (Физическая химия : УМКД № 144-2008 / рук. творч. коллектива Н. С. Кудряшева).
4. Горшков, В. И. Физическая химия / В. И. Горшков, И. А. Кузнецов, М. : Изд-во Моск. ун-та, 1991. – 264 с.
5. Физическая химия. Принципы и применение в биологических науках / И. Тиноко, К. Зауэр, Д. Вэнг, Д. Паглиси ; пер. с англ. Е.Р. Разумова ; под ред. В. И. Горшкова. – М. : Техносфера, 2005. – 743 с.
6. Гельфман, М. И. Коллоидная химия / М. И. Гельфман, О. В. Ковалевич, В. П. Юстратов. – 3-е изд., стереотип. – СПб. : Лань, 2005. – 332 с.
7. Контрольные вопросы и задачи по физической химии / метод. пособие / сост. Л. Н. Ефанов ; КГУ. – Красноярск, 1990. – 22 с.

Дополнительная литература

8. СТО 4.2-07-2008. Система менеджмента качества. Общие требования к построению, изложению и оформлению документов учебной и научной деятельности / разработ. : Т. В. Сильченко, Л. В. Белошاپко, В. К. Младенцева, М. И. Губанова. – Введ. впервые 09.12.2008. – Красноярск : ИПК СФУ, 2008. – 47 с.
9. Каталог лицензионных программных продуктов, используемых в СФУ / сост. : А. В. Сарафанов, М. М. Торопов. – Красноярск : Сиб. федер. ун-т; 2008. – Вып. 3.
10. Кудряшева, Н. С. Физико-химические основы биолюминесцентного анализа / Н. С. Кудряшева, В. А. Кратасюк, Е. Н. Есимбекова. – Красноярск : Графити, 2002. – 154 с.
11. Кудряшева, Н. С. Физико-химические основы биолюминесцентного анализа [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Н. С. Кудряшева, В. А. Кратасюк, Е. Н. Есимбекова. – Красноярск : Изд-во КрасГУ, 2002 // Электронная библиотека системы образовательных порталов Министерства образования и науки Российской Федерации. – Рег. №. 08-06/2491. – Режим доступа : <http://window.edu.ru/window/library>.
12. Кольман, Я. Наглядная биохимия / Я. Кольман, К.-Г. Рем. – М. : Мир, 2000.
13. Кожевникова, О. В. Лекции по энзимологии : учеб. для студентов фак. мед. биотехнологии / О. В. Кожевникова ; УдГУ. – Ижевск, 2003.



Электронные и интернет-ресурсы

14. Физическая химия [Электронный ресурс] : электрон. учеб.-метод. комплекс по дисциплине / Н. С. Кудряшева, Е. В. Немцева, В. А. Кратасюк [и др.]. – Электрон. дан. (89 Мб). – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – (Физическая химия : УМКД № 144-2007 / рук. творч. коллектива Н. С. Кудряшева). – 1 электрон. опт. диск (DVD). – Систем. требования : *Intel Pentium* (или аналогичный процессор других производителей) 1 ГГц ; 512 Мб оперативной памяти ; 149 Мб свободного дискового пространства ; привод *DVD* ; операционная система *Microsoft Windows 2000 SP 4 / XP SP 2 / Vista* (32 бит) ; *Adobe Reader 7.0* (или аналогичный продукт для чтения файлов формата *pdf*) ; *Microsoft PowerPoint 2003* или выше. – (Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320902460).

15. Кудряшева, Н. С. Физическая химия. Банк тестовых заданий [Электронный ресурс] : контрольно-измерительные материалы / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Богдарева. – Электрон. дан. (47 Мб). – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – (Физическая химия : УМКД № 144-2007 / рук. творч. коллектива Н. С. Кудряшева). – 1 электрон. опт. диск (DVD). – Систем. требования : *Intel Pentium* (или аналогичный процессор других производителей) 1 ГГц ; 512 Мб оперативной памяти ; 107 Мб свободного дискового пространства ; привод *DVD* ; операционная система *Microsoft Windows 2000 SP 4 / XP SP 2 / Vista* (32 бит) ; *Adobe Reader 7.0* (или аналогичный продукт для чтения файлов формата *pdf*). – (Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320902462).

16. Левченков, С. И. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс] / С. И. Левченков ; Каф. физич. и коллоид. химии Ростов. гос. ун-та. – Режим доступа : http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/PhCol_Lc.html.

17. Унифицированная система компьютерной проверки знаний тестированием UniTest версии 3.0.0 : руководство пользователя / сост. А. Н. Шниперов, Б. М. Бидус. – Красноярск, 2008.

Перечень наглядных пособий и материалов по техническим средствам обучения

18. Физическая химия. Презентационные материалы [Электронный ресурс] : наглядное пособие / Н. С. Кудряшева, Е. В. Немцева, В. А. Кратасюк [и др.]. – Электрон. дан. (3 Мб). – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – (Физическая химия : УМКД № 144-2007 / рук. творч. коллектива Н. С. Кудряшева). – 1 электрон. опт. диск (DVD). – Систем. требования : *Intel Pentium* (или аналогичный процессор других производителей) 1 ГГц ; 512 Мб оперативной памяти ; 3 Мб свободного дискового пространства ; привод *DVD* ; операционная система *Microsoft Windows 2000 SP 4 / XP SP 2 / Vista* (32 бит) ; *Microsoft PowerPoint 2003* или выше. – (Номер гос. регистрации в ФГУП НТЦ «Информрегистр» 0320902461).

19. Интерактивные технические средства обучения: практическое руководство / сост. А. Г. Суковатый, К. Н. Захарьин, А. В. Казанцев, А. В. Сарафанов. – Красноярск : ИПК СФУ, 2009. – 84 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Глоссарий

Адсорбция – явление самопроизвольного сгущения в поверхностном слое массы вещества, понижающего своим присутствием поверхностное натяжение.

Азеотропные смеси – смеси, на диаграммах состояния (раствор – пар) которых имеется максимум или минимум.

Активность a – «эффективная концентрация», эмпирическая величина, заменяющая концентрацию, связанная с концентрацией C через коэффициент активности f : $a = f \cdot C$. Этот коэффициент является мерой отклонения свойств реального раствора от идеального.

Величина адсорбции (Γ , моль/м²) – избыток адсорбирующегося компонента, приходящегося на единицу площади поверхностного слоя, т.е. избыточная концентрация адсорбированного вещества в объеме поверхностного слоя (V , м³) по сравнению с концентрацией в таком же объеме в глубине фазы.

Водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, омываемую газообразным водородом, погруженную в раствор, содержащий ионы водорода.

Время полупревращения – время, за которое прореагирует половина исходного вещества.

Гальванический элемент – химический источник электрического тока, названный в честь Луиджи Гальвани. Принцип действия гальванического элемента основан на взаимодействии двух металлов через электролит, приводящем к возникновению в замкнутой цепи электрического тока. ЭДС гальванического элемента зависит от материала электродов и состава электролита.

Гетерогенный катализ – каталитические реакции, идущие на поверхности раздела фаз, образуемых катализатором и реагирующими веществами.

Гомогенный катализ – каталитические реакции, в которых реагенты и катализатор находятся в одной фазе.

Дисперсность (S) представляет собой удельную поверхность дисперсной фазы и определяется соотношением $S = S_{1,2} / V$, где $S_{1,2}$ – площадь по-



верхности раздела между дисперсной фазой (1) и дисперсионной средой (2); V – объем дисперсной фазы.

Дисперсные системы – системы, состоящие из 2 или более фаз, одна из которых состоит из отдельных мелких частиц (*дисперсная фаза*), распределенных в другой фазе (*дисперсионной среде*). Каждая частица состоит из достаточно большого числа молекул.

Идеальный раствор – это раствор, в котором энергия взаимодействия разнородных частиц E_{A-B} близка к энергиям взаимодействия одинаковых частиц E_{A-A} и E_{B-B} .

Изотонический коэффициент (i) – это величина, которая показывает, на сколько частиц распадается молекула в результате диссоциации в растворе.

Ионная сила раствора (I) – равна полусумме концентраций всех ионов, умноженных на квадрат их заряда: $I = 0,5 \sum (C_i z_i^2)$.

Катализ – явление изменения скорости химической реакции в присутствии веществ, состояние и количество которых после реакции остаются неизменными.

Катализатор – вещество, входящее в структуру активированного комплекса, но не являющееся реагентом.

Квантовый выход фотохимической реакции γ – отношение числа частиц, претерпевших превращение, к числу поглощенных веществом квантов света.

Кинетическая кривая – графическое изображение зависимости концентрации реагентов от времени.

Кинетическое уравнение химической реакции – зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ, определяемая экспериментально.

Коллигативные свойства растворов – свойства, зависящие только от концентрации растворенных частиц и не зависящие от их природы. К ним относят: 1) понижение давления пара; 2) повышение температуры кипения – эбулиоскопия; 3) понижение температуры замерзания – криоскопия; 4) осмотическое давление.

Коллоидная химия – физхимия поверхностных явлений; раздел физической химии, изучающий двух- или многофазные системы, в которых хотя бы одна из фаз находится в высокодисперсном состоянии.

Коллоидные системы (другое название – *золи*) – дисперсные системы с размером частиц 10^{-7} – 10^{-9} м.

Константа химического равновесия – математическое выражение, связывающее равновесные концентрации (давления) компонентов реакции и сохраняющее постоянное значение при неизменной температуре. Например,

для реакции: $aA + bB = cC + dD$, константы равновесия, выраженные через равновесные концентрации или давления равны, соответственно, K_C и K_p :

$$K_C = \frac{C_C^c C_D^d}{C_A^a C_B^b}, \quad K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}.$$

Концентрационная цепь – гальванический элемент, состоящий из двух одинаковых металлических электродов, опущенных в растворы соли этого металла с различными активностями $a_1 > a_2$.

Метастабильная система – система, находящаяся в состоянии относительной устойчивости.

Молекулярность реакции – число частиц, которые участвуют в элементарном акте химического взаимодействия.

Молярная доля X – отношение числа молей данного компонента к общему числу молей всех компонентов в системе: $X_B = \frac{v_B}{v_A + v_B}$.

Молярная концентрация m – число молей v_B растворенного вещества в одном килограмме растворителя.

Молярная концентрация C – число молей v_B растворенного вещества в одном литре раствора.

Насыщенный раствор – раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом.

Нормальная концентрация N – число эквивалентов растворенного вещества в одном литре раствора.

Общий порядок реакции – сумма показателей степени в кинетическом уравнении химической реакции.

Окислительно-восстановительный электрод (или редокс-электрод) – электрод, состоящий из инертного проводника, помещенного в раствор электролита, содержащего один элемент в различных степенях окисления. Потенциал окислительно-восстановительного электрода также определяют относительно стандартного водородного электрода:



Осмоз – процесс перехода растворителя через полупроницаемую мембрану из области с меньшей концентрацией в область с большей концентрацией раствора.

Осмотическое давление (π) – это давление, которое оказывает растворитель на полупроницаемую мембрану при переходе из области с меньшей концентрацией в область с большей концентрацией.

Поверхностно-активные вещества (ПАВ) – вещества, уменьшающие поверхностное натяжение.

Поверхностное натяжение σ – избыток энергии (по сравнению со свободной энергией в глубине каждой из соприкасающихся фаз) на единицу площади раздела фаз S . Поверхностное натяжение представляет собой частные производные термодинамических потенциалов по площади раздела фаз:

$$\sigma = \left(\frac{\partial F}{\partial S_{1,2}} \right)_{V,T} ; \sigma = \left(\frac{\partial U}{\partial S_{1,2}} \right)_{p,T_i}$$

$$\sigma = \left(\frac{\partial U}{\partial S_{1,2}} \right)_{V,S} ; \sigma = \left(\frac{\partial H}{\partial S_{1,2}} \right)_{p,S} ;$$

или работу W , необходимую для увеличения площади раздела фаз на единицу:

$$\sigma = \frac{\delta W}{\delta S_{1,2}}$$

Поверхностное натяжение σ – сила поверхностного натяжения F' , действующая на единицу длины поверхностного слоя l :

$$\sigma = \frac{\partial F'}{\partial l}$$

Процентная концентрация ω – число граммов растворенного вещества в 100 граммах раствора.

Раствор – гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в некоторых пределах без скачкообразного изменения её свойств.

Растворимость – концентрация компонента в насыщенном растворе.

Ректификация – разделение компонентов жидкого раствора, имеющих различные температуры кипения, за счёт многократного повторения циклов испарения.

Силы поверхностного натяжения – силы, возникающие на поверхности раздела фаз в результате различных межмолекулярных взаимодействий; направлены от поверхности внутрь фазы перпендикулярно касательной к поверхности.

Скорость химической реакции – изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени (при постоянном объеме).

Сольюбилизация – гидрофобное связывание.

Теплота (энтальпия) образования соединения – количество теплоты, выделяемой или поглощаемой при образовании 1 моля этого соединения из

простых веществ, находящихся в наиболее устойчивом состоянии при данных условиях.

Теплота (энтальпия) сгорания соединения – теплота, выделяющаяся при сгорании одного моля вещества в кислороде до высших оксидов.

Фазовая диаграмма – диаграмма, выражающая зависимость состояния системы от внешних условий или от состава системы.

Ферментативный катализ – каталитические реакции, протекающие с участием ферментов – биологических катализаторов белковой природы.

Фотохимические реакции – реакции, в которых активация частиц является результатом их взаимодействия с квантами света видимой области спектра.

Функция состояния – такая термодинамическая функция, изменение которой не зависит от пути перехода системы из начального состояния в конечное, а зависит только от параметров этих состояний.

Химический потенциал μ – частная производная термодинамического потенциала (G , F , H или U) по числу молей.

Химическое равновесие – такое состояние системы, при котором концентрации всех реагирующих веществ не меняются во времени при постоянстве внешних условий. Химическое равновесие является динамическим; при этом скорости прямой и обратной реакций равны.

Частный порядок реакции по компонентам А или В – показатель степени при концентрации каждого из реагирующих веществ в кинетическом уравнении химической реакции.

ЭДС – электродвижущая сила.

Электродный потенциал электрода ε – ЭДС элемента, составленного из данного электрода и стандартного водородного электрода, электродный потенциал которого принят равным нулю.

Электролиты – вещества, которые при растворении или в расплавах проводят электрический ток.

Энергия активации E_A – необходимый избыток энергии (по сравнению со средней энергией реагирующих веществ), которым должны обладать молекулы, чтобы их столкновение могло привести к химическому взаимодействию.

Приложение 2

Пример заполнения таблицы по структуре
и содержанию модулей дисциплины

№ п/п	Наименование модуля, срок его реализации	Перечень тем лекционного курса, входящих в модуль	Перечень практических и семинарских занятий, входящих в модуль	Перечень самостоятельных видов работ, входящих в модуль, их конкретное наполнение	Формируемые компетенции	Умения	Знания
1	Модуль 1 Химическая термодинамика (1–10-я недели)	Темы: 1.1–1.13	Практические занятия: 1.1–1.4	Решение 12 задач Самостоятельное изучение теоретического курса по темам: 1.1–1.13 Подготовка к ПК	ОК-1, ОК-3, ОК-7, ОК-16, ПК-1, ПК-2, ПК-5	Уметь использовать теоретические положения физико-химии и основные понятия и модели химической термодинамики; владеть методами обработки и анализа экспериментальной и теоретической информации в области химической термодинамики	Теоретические основы, основные понятия, законы, модели химической термодинамики; методы, теоретические и экспериментальные исследования в химической термодинамике
2	Модуль 2 Фазовые равновесия (11–14-я недели)	Темы: 2.1–2.4	Практические занятия: 2.1, 2.2	Решение 2 задач Самостоятельное изучение теоретического курса по темам: 2.1–2.4 Подготовка к ПК	ОК-1, ОК-3, ОК-7, ОК-16, ПК-1, ПК-2, ПК-5	Уметь использовать теоретические положения физико-химии, основные понятия и модели фазовых равновесий; владеть методами обработки и анализа экспериментальной и теоретической информации в области фазовых равновесий	Теоретические основы, основные понятия, законы, модели фазовых равновесий; методы, теоретические описания фазовых равновесий

№ п/п	Наименование модуля, срок его реализации	Перечень тем лекционного курса, входящих в модуль	Перечень практических и семинарских занятий, входящих в модуль	Перечень самостоятельных видов работ, входящих в модуль, их конкретное наполнение	Формируемые компетенции	Умения	Знания
3	Модуль 3 Химические равновесия (15–18-я недели)	Темы: 3.1–3.5	Практические занятия: 3.1, 3.2	Решение 4 задач Самостоятельное изучение теоретического курса по темам: 3.1–3.5 Подготовка к ПК	ОК-1, ОК-3, ОК-7, ОК-16, ПК-1, ПК-2, ПК-5	Уметь использовать теоретические положения физико-химии, основные понятия и модели химических равновесий; владеть методами обработки и анализа экспериментальной и теоретической информации в области химических равновесий	Теоретические основы, основные понятия, законы, модели химических равновесий; методы, теоретические и экспериментальные исследования химических равновесий
4	Модуль 4 Термодинамика растворов (19–26-я недели)	Темы: 4.1– 4.5	Практические занятия: 4.1, 4.2	Решение 6 задач Самостоятельное изучение теоретического курса по темам: 4.1–4.5 Подготовка к ПК	ОК-1, ОК-3, ОК-7, ОК-16, ПК-1, ПК-2, ПК-5	Уметь использовать теоретические положения физико-химии, основные понятия и модели термодинамики растворов; владеть методами обработки и анализа экспериментальной и теоретической информации в области термодинамики растворов	Теоретические основы, основные понятия, законы, модели термодинамики растворов; методы, теоретические и экспериментальные исследования в термодинамики растворов
5	Модуль 5 Электрохимические процессы (27–28-я недели)	Темы: 5.1– 5.4	Практические занятия: 5.1	Решение 3 задач Самостоятельное изучение теоретического курса по темам: 5.1–5.4 Подготовка к ПК	ОК-1, ОК-3, ОК-7, ОК-16, ПК-1, ПК-2, ПК-5	Уметь использовать теоретические положения физико-химии, основные понятия и модели электрохимии	Теоретические основы, основные понятия, законы, модели электрохимии.

Окончание таблицы

№ п/п	Наименование модуля, срок его реализации	Перечень тем лекционного курса, входящих в модуль	Перечень практических и семинарских занятий, входящих в модуль	Перечень самостоятельных видов работ, входящих в модуль, их конкретное наполнение	Формируемые компетенции	Умения	Знания
6	Модуль 6 Кинетика химических реакций (29–32-я недели)	Темы: 6.1– 6.10	Практические занятия: 6.1, 6.2	Решение 5 задач Самостоятельное изучение теоретического курса по темам: 6.1–6.10 Подготовка к ПК	ОК-1, ОК-3, ОК-7, ОК-16, ПК-1, ПК-2, ПК-5	Уметь использовать теоретические положения физико-химии, основные понятия и модели химической кинетики; владеть методами обработки и анализа экспериментальной и теоретической информации в области химической кинетики.	Теоретические основы, основные понятия, законы, модели химической кинетики; методы, теоретические и экспериментальные исследования в химической кинетике
7	Модуль 7 Коллоидные системы (33–36-я недели)	Темы: 7.1–7.10		Самостоятельное изучение теоретического курса по темам: 7.1–7.10 Подготовка к ПК	ОК-1, ОК-3, ОК-7, ОК-16, ПК-1, ПК-2, ПК-5	Уметь использовать теоретические положения физико-химии, основные понятия и модели коллоидной химии; владеть методами обработки и анализа экспериментальной и теоретической информации в области коллоидной химии	Теоретические основы, основные понятия, законы, модели коллоидной химии; методы, теоретические и экспериментальные исследования в коллоидной химии

Приложение 3

Трудоемкость модулей и видов учебной работы в относительных единицах по дисциплине «Физическая химия», образовательной программы 010700.62 «Физика», 2-го курса на 3–4-й семестры

Номер модуля	Срок реализации модуля	Текущая работа (60 %), конкретные виды текущей работы определяются преподавателем, ведущим занятия по данной дисциплине и утверждаются на заседании кафедры									Аттестация (40 %)		Итого
		Виды текущей работы									Сдача зачета	Сдача экзамена	
		Посещаемость лекций	Выполнение и защита лабораторных работ	Практические и семинарские занятия	Выполнение и защита курсовых проектов	Выполнение и защита РГЗ	Подготовка и сдача рефератов	Решение комплектов задач	Промежуточный контроль	Другие виды (по решению кафедры)			
Всего зачетных единиц		9		9				12	32		40		100
Модуль 1		2		2				4	9		15		32
Модуль 2		1		1				1	3		3		9
Модуль 3		1		1				2	3		4		11
Модуль 4		1		1				2	5		5		13
Модуль 5		1		1				1	2		2		7
Модуль 6		1		1				2	5		5		14
Модуль 7		2							6		6		14

Приложение 4

ГРАФИКИ

учебного процесса и самостоятельной работы студентов
по дисциплине «Физическая химия» направления 010700.62 «Физика»

2-й курс, 3-й семестр

Наименование дисциплины	Семестр	Число аудиторных занятий		Форма контроля	Часов на самостоятельную работу	Недели учебного процесса семестра																		
		Всего	По видам			Всего	По видам	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
Физическая химия	3	36	Лекции – 18	Зачет	36	ТО – 18	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	
			Практические – 12			З – 18	ВЗ	СЗ	ВЗ	СЗ	ВЗ	СЗ	ВЗ	СЗ	–	–	ВЗ	СЗ		ВЗ	СЗ			
			Промеуточный контроль – 6			ПК		ВК									ПК							

2-й курс, 4-й семестр

Наименование дисциплины	Семестр	Число аудиторных занятий		Форма контроля	Часов на самостоятельную работу	Недели учебного процесса семестра																		
		Всего	По видам			Всего	По видам	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
Физическая химия	4	36	Лекции – 18	Зачет	36	ТО – 18	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	ТО	
			Практические – 12			З – 18	ВЗ	СЗ	ВЗ	СЗ	–	ВЗ	СЗ	–	ВЗ	СЗ	ВЗ	СЗ	ВЗ	СЗ	–	–	–	–
			Промеуточный контроль – 6			ПК		ПК									ПК							

Условные обозначения: ТО – изучение теоретического курса; З – задачи; РЗ – решение задач; СЗ – сдача задач, ВК – входной контроль (тестирование), ПК – промежуточный контроль (тестирование).

Заведующий кафедрой:

« _____ » _____ 2009 г.

