



СИБИРСКИЙ
ФЕДЕРАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ

SIBERIAN
FEDERAL
UNIVERSITY

Электронный учебно-методический комплекс

Физическая химия

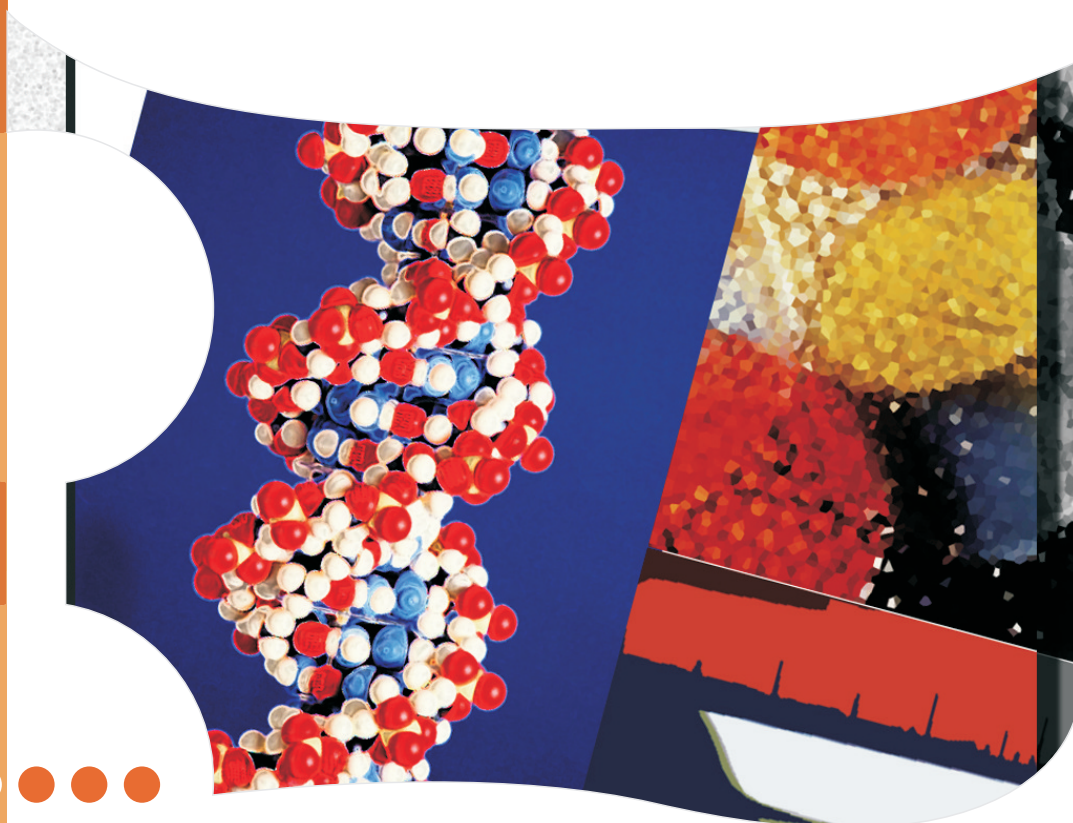
Учебная программа дисциплины

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 к семинарским занятиям / 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 по самостоятельной работе, контрольно-измерительные материалы «Физическая химия. Банк тестовых заданий», наглядное пособие «Физическая химия. Презентационные материалы».

Приведены вопросы и задачи, разбираемые на занятиях, содержание контрольных и самостоятельных работ, рекомендуемая литература.

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. Свидерская**

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

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ	4
СОДЕРЖАНИЕ СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ	6
Самостоятельная работа	6
Контрольная работа 1.....	7
Контрольная работа 2.....	8
Контрольная работа 3.....	9
СПИСОК ВОПРОСОВ И ЗАДАЧ ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОГО КОНТРОЛЯ НА СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЯХ	13
Модуль 1. Химическая термодинамика	13
Модуль 2. Понятие о фазовых равновесиях.....	18
Модуль 3. Химическое равновесие	18
Модуль 4. Термодинамика растворов.....	19
Модуль 5. Электрохимические процессы	21
Модуль 6. Кинетика химических реакций.....	21
Модуль 7. Коллоидные системы	22
ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ СТУДЕНТОВ ПО ЛЕКЦИОННОМУ КУРСУ «ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА»	23
ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЗАЧЕТУ (4-Й СЕМЕСТР) .	29
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК, ИНФОРМАЦИОННЫЕ РЕСУРСЫ.....	31
Основная литература, информационные ресурсы	31
Дополнительная литература, информационные ресурсы.....	32
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	33

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ

Дисциплина «Физическая химия» относится к циклу М.3 – профессиональный цикл (профильная (вариативная) часть) по направлению 010700 физика укрупненной группы 010000 «Физико-математические науки и фундаментальная информатика» и имеет своей целью расширить и углубить знания студентов по вопросам взаимосвязи физических и химических процессов. Данный курс формирует у студентов активный исследовательский подход к анализу химических и более сложных биохимических процессов. Студентами в ходе изучения курса будут следующие основные разделы физической химии – химическая термодинамика, химическая кинетика, электрохимия, фотохимия, учение о газах, растворах, химические и фазовые равновесия, катализ, коллоидная химия.

Методические указания к семинарским занятиям учебно-методического комплекса дисциплины «Физическая химия» составлены в соответствии с проектом Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования 3-го поколения (ГОС ВПО-3).

Основная цель настоящего издания – помочь студентам в практическом освоении курса «Физическая химия», сориентировать их 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.

Для успешного освоения данного курса студентам необходимо иметь знания по общей химии и физической термодинамике.

Курс «Физическая химия» является годовым и изучается в течение двух семестров (3,4) на 2-м курсе.

Форма контроля – «зачет» в 4-м семестре. Для получения зачета в 4-м семестре студенты после изучения теоретического материала и практических занятий должны успешно пройти все тесты, выполнить на положительную оценку контрольные работы и задания, предусмотренные промежуточным контролем в 3-м и 4-м семестрах. Форма проведения зачета: устный ответ на вопросы к зачету и беседа с преподавателем по теоретическому курсу.

Содержание разделов и тем практического (семинарского) курса в 3-м и 4-м семестрах приведено ниже:

№ п/п	Раздел дисциплины	Темы занятий, трудоемкость – з.е. (ч)
<i>3-й семестр</i>		
1	Модуль 1 Химическая тер- модинамика	1.1. Уравнения состояния газов. Внутренняя энергия, теплота, работа. Первый закон термодинамики – 0,06 (2) 1.2. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса – 0,06 (2) 1.3. Уравнение Кирхгофа. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры – 0,06 (2)
№ п/п	Раздел дисциплины	Темы занятий, трудоемкость – з.е. (ч)
		1.4. Термодинамические потенциалы. Изменение энергии Гиббса при химических реакциях. Химический потенциал – 0,06 (2) <i>Аудиторные часы – 0,24 (8)</i>
2	Модуль 2 Фазовые равновесия	2.1. Однокомпонентные системы, понятие о двухкомпонентных системах – 0,03 (1) 2.2. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона – 0,03 (1) <i>Аудиторные часы – 0,06 (2)</i>
3	Модуль 3 Химическое равновесие	3.1. Константы равновесия. Расчет равновесий – 0,06 (2) 3.2. Изотерма химической реакции. Изобара химической реакции – 0,06 (2) <i>Аудиторные часы – 0,12 (4)</i>
<i>4-й семестр</i>		
4	Модуль 4 Термодинамика растворов	4.1. Концентрации растворов, различные способы выражения – 0,06 (2) 4.2. Коллигативные свойства растворов – 0,06 (2) <i>Аудиторные часы – 0,12 (4)</i>
5	Модуль 5 Электрохимические процессы	5.1. Самопроизвольность электрохимических процессов. Уравнение Нернста – 0,06 (2) <i>Аудиторные часы – 0,06 (2)</i>
6	Модуль 6 Кинетика химических реакций	6.1. Кинетические уравнения 0-го, 1-го и 2-го порядка. Расчет скоростей химических реакций – 0,06 (2) 6.2. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнения Аррениуса и Вант-Гоффа – 0,06 (2) <i>Аудиторные часы – 0,12 (4)</i>

СОДЕРЖАНИЕ СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ

На занятиях рассматриваются приложения теоретического материала (в т.ч. решение задач). Проверяется усвоение отдельных вопросов, проводятся самостоятельные и контрольные работы. Время проведения контрольных и самостоятельных работ указано в учебной программе (см. график учебного процесса и самостоятельной работы студентов).

Самостоятельная работа

В а р и а н т 1

1. Что такое термодинамическая система? Классификация систем?
2. Что такое функция состояния? Уравнение состояния?
3. Что такое энтальпия системы? Как определить изменение энтальпии при нагревании системы?
4. Записать первый закон термодинамики для изобарных процессов.

В а р и а н т 2

1. Какие газы считаются идеальными. При каких температурах и давлениях реальные газы ведут себя как идеальные?
2. Что такое удельная теплоемкость системы?
3. Что такое внутренняя энергия системы? Как определить изменение внутренней энергии системы при изменении температуры?
4. Записать первый закон термодинамики для изохорных процессов.

В а р и а н т 3

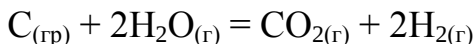
1. Что такое экстенсивные и интенсивные параметры системы? Приведите примеры.
2. В изобарном или изохорном процессе расходуется больше тепла для нагревания системы?
3. Почему в уравнении 1-го закона термодинамики используется дифференциал внутренней энергии и приращение теплоты?
4. Записать первый закон термодинамики для изотермических процессов в идеальных газах.



Контрольная работа 1

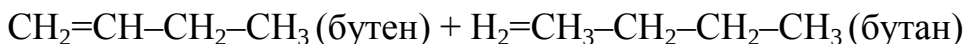
В а р и а н т 1

1. Рассчитать стандартный тепловой эффект химической реакции



при 25 °С, пользуясь стандартными теплотами образования веществ из [табл. 1](#) (см. прил.).

2. Определить стандартный тепловой эффект реакции

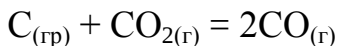


Теплоты сгорания бутена, водорода и бутана, соответственно, равны –291, –242 и –230 кДж/моль

3. Определить стандартную теплоту сгорания метана (CH_4), пользуясь величинами стандартных теплот образования CH_4 , воды и углекислого газа (см. [прил., табл. 1](#)).

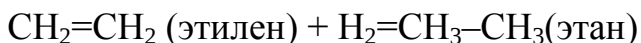
В а р и а н т 2

1. Рассчитать стандартный тепловой эффект химической реакции



при 25 °С, пользуясь стандартными теплотами образования веществ из [табл. 1](#) (см. прил.).

2. Определить ΔH^0 реакции

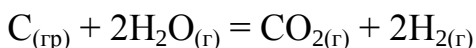


исходя из того, что теплоты сгорания этилена, водорода и этана, соответственно, равны –170, –242 и –200 кДж/моль.

3. Определить стандартную теплоту сгорания этана (C_2H_6), пользуясь величинами стандартных теплот образования C_2H_6 , воды и углекислого газа (см. [прил., табл. 1](#)).

В а р и а н т 3

1. Рассчитать стандартный тепловой эффект химической реакции



при 25 °С, пользуясь стандартными теплотами образования веществ из [табл. 1](#) (см. прил.).



2. Определить ΔH^0 реакции



исходя из того, что теплоты сгорания пропена, водорода и пропана, соответственно, равны 191, -242 и -210 кДж/моль.

3. Определить стандартную теплоту сгорания ацетилена (C_2H_2), пользуясь величинами стандартных теплот образования C_2H_2 , воды и углекислого газа (см. [прил., табл. 1](#)).

Контрольная работа 2

Вариант 1

1. Пользуясь термохимическими таблицами (см. [прил., табл. 1](#)), определить: 1) изменение энергии Гиббса при стандартных условиях (двумя способами); 2) изменение энергии Гиббса при 200°C ; сделать вывод о самопроизвольности процесса при 25 и 200°C



2. Как изменяется влияние энтропийного фактора с ростом температуры?

3. Определить условия возможности протекания экзотермических и эндотермических реакций.

4. Каковы отличия в применимости 1-го и 2-го законов термодинамики.

5. В каком случае знак теплового эффекта реакции (ΔH) определяет направление процесса?

Вариант 2

1. Пользуясь термохимическими таблицами (см. [прил., табл. 1](#)), определить: 1) изменение энергии Гиббса при стандартных условиях (двумя способами); 2) изменение энергии Гиббса при 300°C ; сделать вывод о самопроизвольности процесса при 25 и 300°C



2. В каком случае изменение энтропии может служить критерием возможности процесса?

3. Как влияет повышение температуры на ΔG , ΔF , ΔH , ΔU , ΔS химической реакции?

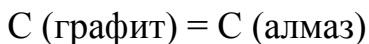
4. Каковы условия самопроизвольности процесса при V , $T = \text{const}$?



5. Физический смысл энтропии. В каких процессах она растет (примеры физических процессов и химических реакций).

В а р и а н т 3

1. Пользуясь термохимическими таблицами (см. [прил., табл. 1](#)), определить: 1) изменение энергии Гиббса при стандартных условиях (двумя способами); 2) изменение энергии Гиббса при 400 °С; сделать вывод о самопроизвольности процесса при 25 и 400 °С



2. При каких условиях ΔG , ΔF , ΔH , ΔU , ΔS являются критериями самопроизвольности процессов?

3. Что такое ΔG образования веществ? Чему равно ΔG образования простых веществ?

4. Что такое стандартная абсолютная энтропия вещества и как ее рассчитать для твердого и жидкого состояния веществ?

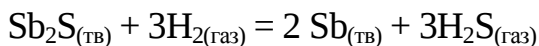
5. В каком случае знак теплового эффекта реакции (ΔH) определяет направление процесса?

Контрольная работа 3

В а р и а н т 1

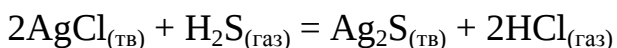
1. Рассчитать константу равновесия в системе $A + 2B = 3C$, если при смешении двух молей вещества А и двух молей вещества В к моменту равновесия остается 1,5 молей вещества А. Считать все вещества газообразными.

2. Определить направление реакции



при 300 К, если при этой температуре создано давление водорода 10^5 Па, а сероводорода – 10^4 Па. Константа равновесия K_p этой реакции при 723 К равна 0,75. Средний тепловой эффект реакции принять равным -150 кДж/моль.

3. Определить K_p реакции



при стандартных условиях, если стандартные энергии образования $\text{AgCl}_{(\text{тв})}$, $\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})}$, $\text{Ag}_2\text{S}_{(\text{тв})}$ и $\text{HCl}_{(\text{газ})}$ равны, соответственно, -109 , -1120 , -11 и -95 кДж/моль.

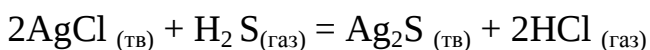
4. Выразить концентрации 2М раствора $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (плотность 0,95) другими способами.

5. В осмометре для раствора 0,8 г белка в 150 мл воды обнаружено при 25 °С повышение уровня раствора на 248 мм. Вычислить молекулярный вес белка.

Вариант 2

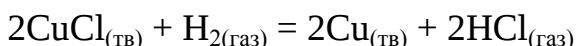
1. Рассчитать константу равновесия в системе $A + 2B = 2C$, если при смешении двух молей вещества А и двух молей вещества В к моменту равновесия прореагирует 1 моль вещества В. Считать все вещества газообразными.

2. Константа равновесия K_p реакции



равна $2,1 \cdot 10^5$ (Па) при 200 К. Определить направление реакции при 700 К, если при этой температуре создано давление сероводорода 10^5 Па, а хлористого водорода – $2 \cdot 10^4$ Па. Средний тепловой эффект реакции принять равным -300 кДж/моль.

3. Определить K_p реакции



при стандартных условиях, если стандартные энергии образования $\text{CuCl}_{(\text{тв})}$ и $\text{HCl}_{(\text{газ})}$ равны, соответственно, -68 и -95 кДж/моль.

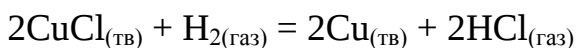
4. Выразить концентрации 3М водного раствора NaOH (плотность 1,3) другими способами.

5. В осмометре при 55 °С для раствора 1 г белка в 150 мл воды обнаружено повышение уровня раствора на 500 мм. Вычислить молекулярный вес белка.

Вариант 3

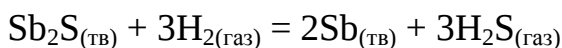
1. Рассчитать константу равновесия в системе $A = 2B + C$, если при смешении двух молей вещества С и двух молей вещества В к моменту равновесия образуется 0,5 молей вещества А. Считать все вещества газообразными.

2. Константа равновесия K_p реакции



при 300 К равна $3 \cdot 10^3$ (Па). Определить направление реакции при 600 К, если при этой температуре создано давление водорода 10^5 Па, а хлористого водорода – 10^4 Па. Средний тепловой эффект реакции принять равным 290 кДж/моль.

3. Определить K_p реакции



при стандартных условиях, если стандартные энергии образования $\text{SbS}_{(\text{тв})}$ и $\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})}$ равны, соответственно, -19 и -95 кДж/моль.

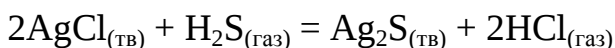
4. Выразить концентрации 2М водного раствора H_2SO_4 (плотность 1,8) другими способами.

5. Найти молекулярный вес растворенного вещества, если водный раствор 1 г вещества в 150 мл воды замерзает при температуре $-0,07$ °С. Какое давление паров воды будет над этим раствором при 100 °С?

Вариант 4

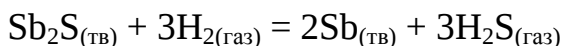
1. Рассчитать константу равновесия в системе $2\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, если при смешении двух молей вещества А и двух молей вещества В к моменту равновесия остается 1,5 молей вещества А. Считать все вещества газообразными.

2. Определить K_p реакции



при стандартных условиях, если стандартные энергии образования $\text{AgCl}_{(\text{тв})}$, $\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})}$, $\text{Ag}_2\text{S}_{(\text{тв})}$ и $\text{HCl}_{(\text{газ})}$ равны, соответственно, -109 , -1120 , -11 и -95 кДж/моль.

3. Определить направление реакции



при 300 К, если при этой температуре создано давление водорода 10^5 Па, а сероводорода – 10^4 Па. Константа равновесия K_p этой реакции при 723 К равна 0,75. Средний тепловой эффект реакции принять равным -150 кДж/моль.

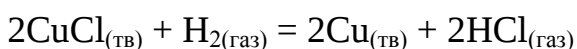
4. Выразить концентрации 2М водного раствора $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (плотность 0,95) другими способами.

5. В осмометре для раствора 0,8 г белка в 150 мл воды обнаружено при 25 °С повышение уровня раствора на 248 мм. Вычислить молекулярный вес белка.

Вариант 5

1. Рассчитать константу равновесия в системе $\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$, если при смешении двух молей вещества А и одного моля вещества В к моменту равновесия образуется 1,5 молей вещества С. Считать все вещества газообразными.

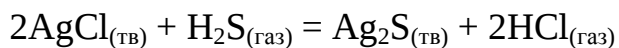
2. Определить K_p реакции



при стандартных условиях, если стандартные энергии образования $\text{CuCl}_{(\text{тв})}$ и $\text{HCl}_{(\text{газ})}$ равны, соответственно, -68 и -95 кДж/моль.

3. Константа равновесия K_p реакции





равна $2,1 \cdot 10^5$ (Па) при 200 К. Определить направление реакции при 700 К, если при этой температуре создано давление сероводорода 10^5 Па, а хлористого водорода – $2 \cdot 10^4$ Па. Средний тепловой эффект реакции принять равным -300 кДж/моль.

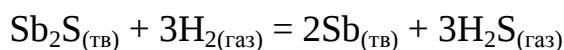
4. Выразить концентрации 3М водного раствора NaOH (плотность 1,3) другими способами.

5. При 55°C для раствора 1 г белка в 150 мл воды обнаружено повышение уровня раствора на 500 мм. Вычислить молекулярный вес белка.

В а р и а н т 6

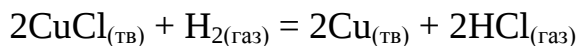
1. Рассчитать константу равновесия в системе $\text{A} + 2\text{B} = 2\text{C} + \text{D}$, если при смешении двух молей вещества А и двух молей вещества В к моменту равновесия остается 1 моль вещества А. Считать все вещества газообразными.

2. Определить K_p реакции



при стандартных условиях, если стандартные энергии образования $\text{SbS}_{(\text{тв})}$ и $\text{H}_2\text{S}_{(\text{газ})}$ равны, соответственно, -19 и -95 кДж/моль.

3. Константа равновесия K_p реакции



при 300 К равна $3 \cdot 10^3$ (Па). Определить направление реакции при 600 К, если при этой температуре создано давление водорода 10^5 Па, а хлористого водорода – 10^4 Па. Средний тепловой эффект реакции принять равным 290 кДж/моль.

4. Выразить концентрации 2М раствора H_2SO_4 (плотность 1,8) другими способами.

5. Найти молекулярный вес растворенного вещества, если водный раствор 1 г вещества в 150 мл воды замерзает при температуре $-0,07^\circ\text{C}$. Какое давление паров воды будет над этим раствором при 100°C ?

СПИСОК ВОПРОСОВ И ЗАДАЧ ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОГО КОНТРОЛЯ НА СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЯХ

Модуль 1. Химическая термодинамика

1.1. Понятия и определения

1. Что такое термодинамическая система?
2. Классификация термодинамических систем
3. Что такое термодинамические параметры? Какие параметры являются интенсивными, а какие экстенсивными?
4. Что такое термодинамическая система?
5. Дайте 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. Каковы 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 используются дифференциал внутренней энергии и приращение теплоты?
7. Что такое энтальпия?
8. Какой вид имеет запись первого закона термодинамики в *изобарных* условиях?
9. Какой вид имеет запись первого закона термодинамики в *изохорных* условиях?



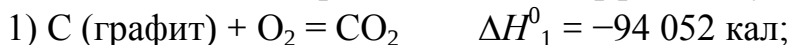
10. Какой вид имеет запись первого закона термодинамики в *изотермических* условиях?
11. Какой вид имеет запись первого закона термодинамики в *адиабатических* условиях?
12. Приведите примеры превращения химической энергии в механическую, электрическую, световую.
13. В каком процессе (изобарном или изохорном) 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? Предположить, что вся энергия переходит в тепло.
18. Сколько тепла потребуется для нагревания 100 г золота от 298 до 500 K?
19. Как рассчитать тепло, необходимое для нагрева 4 г гелия от 20 до 50 °C: 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

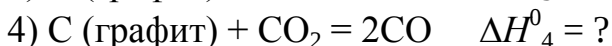
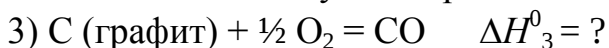
1. Что такое тепловой эффект химической реакции?
2. Какой знак имеет величина теплового эффекта в эндотермической реакции?
3. В каких случаях изменение энтальпии в ходе реакции является тепловым эффектом этой реакции?
4. В каких случаях изменение внутренней энергии в ходе реакции является тепловым эффектом 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?

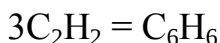
16. Известны стандартные тепловые эффекты двух реакций ΔH^0_1 и ΔH^0_2 :



Найти ΔH^0 для следующих реакций:

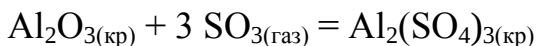


17. Вычислить тепловой эффект реакции



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

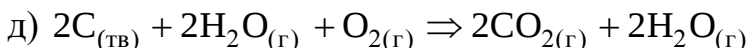
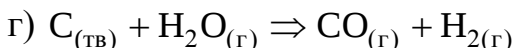
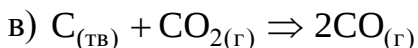
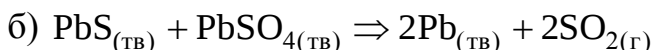
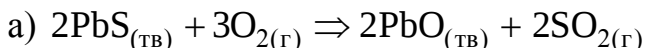
18. Найти стандартный тепловой эффект ΔH^0 реакции получения кристаллического $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ при 25°C из кристаллического Al_2O_3 и газообразного SO_3 :



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.

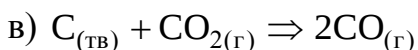
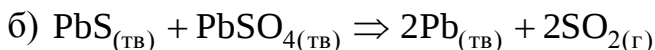
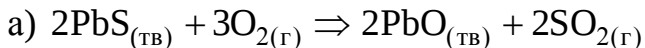
19. Теплота полного сгорания глюкозы составляет $2\,538,6$ кДж/моль. Рассчитайте теплоту образования глюкозы, если известны теплоты образования CO_2 ($-393,5$ кДж/моль) и H_2O ($-241,8$ кДж/моль).

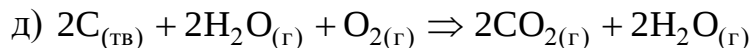
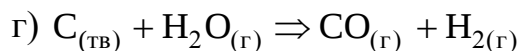
20. Рассчитать стандартные тепловые эффекты следующих реакций, пользуясь термодинамическими таблицами (см. прил. 1, табл. 1):



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?

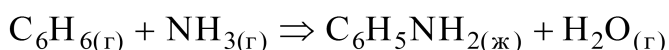
7. Что такое характеристические функции?

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 (TS) в величину ΔG 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:
 - а) $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \Rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})} + \frac{3}{2}\text{O}_{2(\text{г})}$
 - б) $2\text{N}_{2(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \Rightarrow 4\text{HNO}_{3(\text{ж})}$
25. Возможны ли при нормальных условиях процессы:
 - а) $\text{C}_{(\text{гр})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \Rightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$
 - б) $\text{C}_{(\text{гр})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \Rightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$
 - в) $3\text{C}_{(\text{гр})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \Rightarrow 3\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$
 - г) $2\text{C}_{(\text{гр})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \Rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$
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 $\text{NaCl} - \text{H}_2\text{O}$? 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°C до $+150^\circ\text{C}$ 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:
 - а) $\text{SO}_{2(\text{г})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(\text{г})} \quad /K_1/$
 - б) $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})} \quad /K_2/$
 - в) $2\text{SO}_{3(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \quad /K_3/$



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 $A + 2B \rightleftharpoons 3C$. 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 H_2SO_4 (1,82)
 - г) 47 % раствор C_2H_5OH (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 H_2O 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) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, Cr^{+3} , Cl^- , Cl_2 .

Модуль 6. Кинетика химических реакций

1. Что такое порядок химической реакции? Какие вы знаете способы его 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 температуре 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 ТЕСТИРОВАНИЯ СТУДЕНТОВ ПО ЛЕКЦИОННОМУ КУРСУ «ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА»

В а р и а н т 1

1. Как изменяется влияние энтропийного фактора на ΔG с ростом температуры?
2. Определить условия протекания экзотермических реакций.
3. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, T = \text{const}$?

В а р и а н т 2

4. Определить условия протекания эндотермических реакций.
5. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, T = \text{const}$?
6. Каковы отличия в применимости 1-го и 2-го законов термодинамики.

В а р и а н т 3

7. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, S = \text{const}$?
8. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔH) с с ростом температуры?
9. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, S = \text{const}$?

В а р и а н т 4

10. Как изменяется ΔS реакции с ростом температуры?
11. Что такое стандартная абсолютная энтропия вещества? Как ее рассчитывать для твердого и жидкого состояния?
12. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔU) с ростом температуры?

В а р и а н т 5

13. В каком случае изменение энтропии химической реакции может служить критерием возможности процесса?
14. В каком случае $\Delta U = \Delta H$ химической реакции.
15. В каком случае знак теплового эффекта реакции (ΔH) определяет направление процесса?



Вариант 6

16. Пояснить физический смысл энтропии.
17. Как зависит ΔG химической реакции от температуры?
18. Привести примеры процессов с ростом энтропии.

Вариант 7

19. Как зависит ΔF химической реакции от температуры?
20. В каком случае ΔG химической реакции равно нулю?
21. В каком случае для химической реакции $\Delta G = \Delta F$?

Вариант 8

22. Каково изменение энтропии в химической реакции при стандартной температуре и при температуре T ?
23. Каково условие самопроизвольности реакции при нулевых тепловых эффектах реакции ($\Delta H = 0$ или $\Delta U = 0$)?
24. Что такое ΔG реакции образования соединения?

Вариант 9

25. В каких условиях ΔF используется в качестве критерия самопроизвольности и равновесности химической реакции?
26. Как изменяется влияние энтропийного фактора на ΔG с ростом температуры?
27. Определите условия протекания экзотермических реакций.

Вариант 10

28. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, T = \text{const}$?
29. Определить условия протекания эндотермических реакций.
30. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, T = \text{const}$?

Вариант 11

31. Каковы различия в применимости 1-го и 2-го законов термодинамики.
32. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, S = \text{const}$?
33. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔH) с ростом температуры?

В а р и а н т 12

34. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, S = \text{const}$?
35. Как изменяется ΔS реакции с ростом температуры?
36. Что такое стандартная абсолютная энтропия вещества? Как ее считать для твердого и жидкого состояния?

В а р и а н т 13

37. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔU) с ростом температуры?
38. В каком случае изменение энтропии химической реакции может служить критерием возможности процесса?
39. В каком случае $\Delta U = \Delta H$ химической реакции.

В а р и а н т 14

40. В каком случае знак теплового эффекта реакции (ΔH) определяет направление процесса?
41. Пояснить физический смысл энтропии.
42. Как зависит ΔG химической реакции от температуры?

В а р и а н т 15

43. Привести примеры процессов с ростом энтропии.
44. Как зависит ΔF химической реакции от температуры?
45. В каком случае ΔG химической реакции равно нулю?

В а р и а н т 16

46. В каком случае для химической реакции $\Delta G = \Delta F$?
47. Каково изменение энтропии в химической реакции при стандартной температуре и при температуре T ?
48. Каково условие самопроизвольности реакции при нулевых тепловых эффектах реакции ($\Delta H = 0$ или $\Delta U = 0$)?

Вариант 17

49. Что такое ΔG реакции образования соединения?
50. Как изменяется влияние энтропийного фактора на ΔG с ростом температуры?
51. Определить условия протекания экзотермических реакций.

Вариант 18

52. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, T = \text{const}$?
53. Определить условия протекания эндотермических реакций.
54. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, T = \text{const}$?

Вариант 19

55. Каковы отличия в применимости 1-го и 2-го законов термодинамики.
56. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, S = \text{const}$?
57. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔH) с с ростом температуры?

Вариант 20

58. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, S = \text{const}$?
59. Как изменяется ΔS реакции с ростом температуры?
60. Что такое стандартная абсолютная энтропия вещества? Как ее рассчитывать для твердого и жидкого состояния?

Вариант 21

61. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔU) с ростом температуры?
62. В каком случае изменение энтропии химической реакции может служить критерием возможности процесса?
63. В каком случае $\Delta U = \Delta H$ химической реакции.

Вариант 22

64. В каком случае знак теплового эффекта реакции (ΔH) определяет направление процесса?
65. Пояснить физический смысл энтропии.
66. Как зависит ΔG химической реакции от температуры?

Вариант 23

- 67. Привести примеры процессов с ростом энтропии.
- 68. Как зависит ΔF химической реакции от температуры?
- 69. В каком случае ΔG химической реакции равно нулю?

Вариант 24

- 70. В каком случае для химической реакции $\Delta G = \Delta F$?
- 71. Каково изменение энтропии в химической реакции при стандартной температуре и при температуре T ?
- 72. Каково условие самопроизвольности реакции при нулевых тепловых эффектах реакции ($\Delta H = 0$ или $\Delta U = 0$)?

Вариант 25

- 73. Как изменяется влияние энтропийного фактора на ΔG с ростом температуры?
- 74. Определить условия протекания экзотермических реакций.
- 75. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, T = \text{const}$?

Вариант 26

- 76. Определить условия протекания эндотермических реакций.
- 77. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, T = \text{const}$?
- 78. Каковы различия в применимости 1-го и 2-го законов термодинамики.

Вариант 27

- 79. Каковы условия самопроизвольности процесса при $V, S = \text{const}$?
- 80. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔH) с с ростом температуры?
- 81. Каковы условия самопроизвольности процесса при $p, S = \text{const}$?

Вариант 28

- 82. Как изменяется ΔS реакции с ростом температуры?
- 83. Что такое стандартная абсолютная энтропия вещества? Как ее считать для твердого и жидкого состояния?
- 84. Как изменяется тепловой эффект реакции (ΔU) с ростом температуры?

Вариант 29

85. В каком случае изменение энтропии химической реакции может служить критерием возможности процесса?
86. В каком случае $\Delta U = \Delta H$ химической реакции.
87. В каком случае знак теплового эффекта реакции (ΔH) определяет направление процесса?

Вариант 30

88. Пояснить физический смысл энтропии.
89. Как зависит ΔG химической реакции от температуры?
90. Привести примеры процессов с ростом энтропии.

Вариант 31

91. Как зависит ΔF химической реакции от температуры?
92. В каком случае ΔG химической реакции равно нулю?
93. В каком случае для химической реакции $\Delta G = \Delta F$?

Вариант 32

94. Каково изменение энтропии в химической реакции при стандартной температуре и при температуре T ?
95. Каково условие самопроизвольности реакции при нулевых тепловых эффектах реакции ($\Delta H = 0$ или $\Delta U = 0$)?
96. Что такое ΔG реакции образования соединения?

ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЗАЧЕТУ (4-Й СЕМЕСТР)

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 и 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 хим. 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 физико-химии 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.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК, ИНФОРМАЦИОННЫЕ РЕСУРСЫ

Основная литература, информационные ресурсы

1. Горшков, В. И. Физическая химия / В. И. Горшков, И. А. Кузнецов. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1991. – 264 с.
2. 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.
3. Чанг, О. Физическая химия с приложениями к биологическим системам / О. Чанг. – М. : Мир, 1980. – 662 с.
4. Стромберг, А. Г. Физическая химия : учеб. для вузов по хим. спец. / А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко ; под ред. А. Г. Стромберг. – 6-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2006. – 527 с.
5. Сумм, Б. Д. Основы коллоидной химии / Б. Д. Сумм. – М. : Издат. центр «Академия», 2006. – 236 с.
6. Гельфман, М. И. Коллоидная химия / М. И. Гельфман, О. В. Ковалевич, В. П. Юстратов. – 3-е изд., стер. – СПб. : Лань, 2005. – 332 с.
7. Захарченко, В. Н. Коллоидная химия / В. Н. Захарченко. – М. : Химия, 1985. – 300 с.
8. Киреев В. А. Курс физической химии / В. А. Киреев. – М. : Химия, 1975. – 775 с.
9. Левченков, С. И. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс] / С. И. Левченков ; каф. физ. и коллоид. химии Ростов. гос. ун-та. – Режим доступа : http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/PhCol_Lc.html.
10. Кожевникова, О. В. Лекции по энзимологии [Электронный ресурс] : учеб. для студентов фак. мед. биотехнологии / О. В. Кожевникова ; фак. мед. биотехнологии УдГУ. – Режим доступа : <http://www.distedu.ru/edu2/index.php>.
11. Коллоидная химия и химия высокомолекулярных соединений : метод. указания / сост. В. Н. Измайлова, В. С. Пшежецкий. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1988. – 48 с.
12. Захарченко, В. Н. Сборник задач и упражнений по физической химии : учеб. пособие для пед. институтов / В. Н. Захарченко. – М. : Просвещение, 1978. – 175 с.
13. Киселева, Е. В. Сборник примеров и задач по физической химии : учеб. пособие для химико-технологических вузов / Е. В. Киселева, Г. С. Каретников, И. В. Кудряшов. – М. : Высш. шк., 1976. – 381 с.
14. Контрольные вопросы и задачи по физической химии : метод. пособие / сост. Л. Н. Ефанов ; КГУ. – Красноярск, 1990. – 22 с.

Дополнительная литература, информационные ресурсы

1. Курс физической химии : в 2 т. / под ред. Я. И. Герасимова. – М. : Химия, 1969. – 314 с.
2. Эмануэль, Н. М. Курс химической кинетики / Н. М. Эмануэль, Д. Г. Кнорре. – М. : Высш. шк., 1969.
3. Панченков, Г. М. Химическая кинетика и катализ / Г. М. Панченков, В. П. Лебедев. – М. : Химия, 1985.
4. Карапетьянц, М. Х. Химическая термодинамика / М. Х. Карапетьянц. – М. : Химия, 1995. – 984 с.
5. Семиохин, И. А. Кинетика гомогенных химических реакций / И. А. Семиохин, В. В. Страхов, И. А. Осипов. – М. : Изд-во Моск. ун-та, 1986.
6. Полторац, О. М. Лекции по химической термодинамике / О. М. Полторац. – М. : Высш. шк., 1971. – 256 с.
7. Кудряшева, Н. С. Физико-химические основы биолюминесцентного анализа / Н. С. Кудряшева, В. А. Кратасюк, Е. Н. Есимбекова. – Красноярск : Графити, 2002. – 154 с.
8. Кудряшева, Н. С. Физико-химические основы биолюминесцентного анализа [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Н. С. Кудряшева, В. А. Кратасюк, Е. Н. Есимбекова ; КГУ. – Красноярск, 2002 // Электронная библиотека системы образовательных порталов министерства образования и науки Российской Федерации. Рег. №. 08-06/2491. – Режим доступа : <http://window.edu.ru/window/library>.
9. Кольман, Я. Наглядная биохимия [Электронный ресурс] / Я. Кольман, К.-Г. Рем. – М. : Мир, 2000. – Режим доступа : http://yanko.lib.ru/books/biolog/nagl_biochem/index.htm.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Термодинамические величины для некоторых веществ

Вещество	ΔH^0	ΔG^0	S^0	C_p^0	a	$10^{+3}b$	$10^5c'$
<i>Неорганические вещества</i>							
Ag	0	0	42,7	25,5	23,97	5,28	-0,25
AgCl	-127,0	-109,7	96,1	50,8	62,3	4,18	-1,30
Al	0	0	28,3	24,4	20,7	12,38	
Al ₂ O ₃	-1669,8	-2213,2	0,99	79,0	92,4	37,5	-21,86
Al ₂ (SO ₄) ₃	-3435,0	-3728,7	239,3	259,4	366,6	61,9	-113,4
Au	0	0	47,4	25,2	23,7	5,2	
C (алмаз)	1,896	2,866	2,439	6,07	9,1	13,2	-6,19
C (графит)	0	0	5,694	8,7	17,2	4,3	-8,79
CO _(г)	-110,5	-137,3	197,9	29,1	27,6	5,0	
CO _{2(г)}	-393,5	-394,4	213,7	37,1	44,1	9,0	-8,54
CaCO ₃	-1206,9	-1128,8	92,8	81,8	104,5	21,9	-25,9
CaO	-635,6	-604,2	39,8	48,5	48,8	4,5	-6,5
CuO	-155,2	-127,2	43,5	44,4	36,8	20,1	
Cu ₂ O	-166,7	146,4	100,8	69,8	62,3	23,8	
CuSO ₄	-769,9	-662,0	113,4	103,3	107,5	18,0	-19,0
CuSO ₄ · 5H ₂ O	-2278,0	-1879,9	313,8	281,2			
Fe	0	0	27,2	25,2	17,3	26,7	
Fe ₂ O ₃	-822,1	-741,0	90,0	104,6	98,7	72,1	-12,89
Fe ₃ O ₄	-1 117,1	-1014,2	146,4	143,4	167,0	78,9	-41,88
H _{2(г)}	0	0	130,6	28,8	29,1	-0,84	
HNO _{3(ж)}	-173,2	-79,9	155,6	109,9	105,7		
HNO _{3(г)}	-133,8	-73,6	266,2	58,5	58,6		
H ₂ O _(г)	-241,8	-228,6	188,7	33,6	30,1	11,3	
H ₂ O _(ж)	-285,8	-237,2	69,9	75,3			
H ₂ O _{2(ж)}	-187,6	-118,1	102,3	82,3			
H ₂ SO _{4(ж)}	-811,3	-866,5	156,9	137,6			
KMnO ₄	-813,4	-713,8	171,7	119,2			
MnO ₂	-521,9	-466,1	53,2	54,01	69,5	10,2	-16,20
NH _{3(г)}	-46,2	-16,6	192,5	35,7	25,8	25,5	-1,67
NO _(г)	89,9	90,4	210,2	29,9	25,6	3,8	-0,59
NO _{2(г)}	33,9	51,8	240,5	37,9	42,9	8,5	-6,73
N ₂ O _{4(г)}	9,7	998,3	304,3	79,0	83,9	39,7	14,90
O _{2(г)}	0	0	205,0	29,4	31,5	3,3	-3,77
O _{3(г)}	142,3	163,4	237,6	38,1			
Pb	0	0	64,9	26,8	23,9	8,7	
PbO	-217,9	-188,5	69,4	48,6	44,4	16,7	
PbS	-94,3	-92,7	91,2	49,5	44,5	16,8	

Продолжение табл. 1

Вещество	ΔH^0	ΔG^0	S^0	C_p^0	a	$10^{+3}b$	$10^5c'$
PbSO ₄	–918,4	–811,2	146,4	104,2	45,9	129,7	17,57
SO _{2(г)}	–296,9	–300,4	248,5	39,8	47,7	7,2	–8,54
Sn(белый)	0	0	51,5	26,4	21,1	20,1	
Sn(серый)	2,5	4,6	44,8	25,7			

Органические соединения

CH _{4(г)}	–74,8	–50,8	186,2	35,7	17,5	60,5	1,1
C ₂ H _{2(г)}	226,7	209,2	200,8	43,9	23,4	85,8	–58,3
C ₂ H _{6(г)}	–84,7	–32,9	229,5	52,6	4,5	182,2	–74,6
C ₆ H _{6(г)}	82,9	129,6	269,2	81,7			
C ₆ H _{6(ж)}	49,0	124,5	172,8	135,8			
C ₆ H ₅ NO _{2(ж)}	15,9	146,2	244,3	185,4			
C ₆ H ₅ NH _{2(ж)}	35,3	153,2	191,6	199,6	338,3	–1068,6	2022,1

Примечание: ΔH^0 – стандартная энтальпия образования кДж/моль; ΔG^0 – стандартная энергия образования Гиббса кДж/моль; S^0 – стандартная энтропия Дж/(моль·К); C_p^0 – теплоемкость Дж/(моль · К); a, b, c, c' – коэффициенты в формулах для вычисления теплоемкостей.

Таблица 2

Криоскопические (К) и эбулиоскопические (Е) константы

Растворитель	К, град кг/моль	Е, град кг/моль
Анилин	5,87	3,22
Ацетон	2,4	1,48
Бензол	5,1	2,57
Вода	1,85	0,518
Камфора	40,0	6,09
Четыреххлористый углерод	2,98	5,3

Таблица 3

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Константа	Электролит	Константа
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$	HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$
H ₃ BO ₃ (K ₁)	$5,8 \cdot 10^{-10}$	H ₂ CO ₃ (K ₁)	$4,5 \cdot 10^{-7}$
HIO ₃	$1,6 \cdot 10^{-1}$	H ₂ CO ₃ (K ₂)	$4,7 \cdot 10^{-11}$
HIO	$4,5 \cdot 10^{-13}$	CH ₃ COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$
HCOOH	$1,7 \cdot 10^{-4}$	HClO	$3,0 \cdot 10^{-8}$
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H ₂ SO ₄ (K ₁)	$1,3 \cdot 10^{-2}$	CH ₃ NH ₂	$4,8 \cdot 10^{-4}$
H ₂ SO ₃ (K ₂)	$6,3 \cdot 10^{-8}$	CO(NH ₂) ₂	$1,5 \cdot 10^{-14}$
H ₂ S(K ₁)	$8,9 \cdot 10^{-8}$	C ₂ H ₅ NH ₂	$4,7 \cdot 10^{-4}$
H ₂ S(K ₂)	$1,3 \cdot 10^{-13}$		

Таблица 4

Произведения растворимости труднорастворимых веществ, 25 °С

Вещество	Произведение растворимости	Вещество	Произведение растворимости
AgB ₂	$6,3 \cdot 10^{-13}$	Cu ₂ S	$2 \cdot 10^{-47}$
Ag ₂ CO ₃	$6,15 \cdot 10^{-12}$	CuS	$4 \cdot 10^{-38}$
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₂	$4,8 \cdot 10^{-16}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,05 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-51}$	KClO ₄	$1,07 \cdot 10^{-2}$
As ₂ S ₃	$4,1 \cdot 10^{-29}$	MgF ₂	$6,4 \cdot 10^{-9}$
BaCO ₃	$7 \cdot 10^{-9}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
BaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-10}$	PbCO ₃	$15 \cdot 10^{-13}$
BaSO ₄	$1,08 \cdot 10^{-10}$	PbF ₂	$3,7 \cdot 10^{-8}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-8}$
CaF ₂	$3,95 \cdot 10^{-11}$	S ₂ CO ₃	$9,42 \cdot 10^{-10}$
CaSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-4}$	S ₂ SO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$

Таблица 5

Нормальные окислительные потенциалы

Полуреакция	Нормальные окислительные потенциал, В	Полуреакция	Нормальные окислительные потенциал, В
F ₂ + 2H ⁺ / 2HF	+3,06	I ₂ / 2I ⁻	+0,5355
F ₂ / 2F ⁻ –	2,87	Cu ⁺² / Cu	+0,34
H ₂ O ₂ + 2H ⁺ / 2H ₂ O	+1,77	Cu ⁺² / Cu ⁺¹	+0,153
MnO ₄ ⁻ + 4H ⁺ / MnO ₂ + 2H ₂ O	+1,695	Sn ⁺⁴ / Sn ⁺²	+0,15
MnO ₄ ⁻ + 3H ⁺ / Mn ⁺² + 4H ₂ O	+1,51	2H ⁺ / H ₂	+0,000
Au ⁺³ / Au	+1,50	Pb ⁺² / Pb	–0,126
Cl ₂ / 2Cl ⁻	+1,359	Sn ⁺² / Sn	–0,136
Cr ₂ O ₇ ⁻² + 14H ⁺ / 2Cr ₂ ⁺³ + 7H ₂ O	+1,33	Cd ⁺² / Cd	–0,403
O ₂ + 4H ⁺ / 2H ₂ O	+1,229	Fe ⁺² / Fe	–0,440
NO ₃ + 4H ⁺ / NO ₂ + H ₂ O	+0,96	Zn ⁺² / Zn	–0,763
Hg ⁺² / Hg	+0,854	Mn ⁺² / Mn	–1,16
Ag ⁺ / Ag	+0,799	Al ⁺³ / Al	–1,70
NO ₃ + 2H ⁺ / NO ₂ + H ₂ O	+0,79	Na ⁺ / Na	–2,714
Fe ⁺³ / Fe ⁺²	+0,771	K ⁺ / K	–2,925
MnO ₄ ⁻ / Mn ₄ ⁻²	+0,564	Li ⁺ / Li	–3,045