

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»
(ВлГУ)

УТВЕРЖДАЮ
Проректор
по образовательной деятельности
А. А. Панфилов
« 30 » 20 19 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки 22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов»

Профиль/программа подготовки Материаловедение и цифровые производственные технологии

Уровень высшего образования бакалавриат

Форма обучения очная

Семестр	Трудоемкость, зач. ед. / час.	Лекций, час.	Практич. занятий, час.	Лаборат. работ, час.	СРС, час.	Форма промежуточной аттестации (экзамен/зачет/зачет с оценкой)
2	2 / 72	18	18		36	Зачет
Итого	3 / 72	18	18		36	Зачет

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель освоения дисциплины: Изучение теоретических основ физической химии.

Задачи: ознакомление студентов с основами химической термодинамики, термохимии, учения о химическом равновесии и химической кинетики; формирование навыков применения теоретических знаний при решении практических задач.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Физическая химия» относится к базовой части ОПОП.

Данный курс опирается на знания студентами таких дисциплин как химия, физика, математика.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Планируемые результаты обучения по дисциплине «Физическая химия», соотнесенные с планируемыми результатами освоения ОПОП

Код формируемых компетенций	Уровень освоения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине характеризующие этапы формирования компетенций (показатели освоения компетенции)
1	2	3
ОПК-3 готов применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общеинженерные знания в профессиональной деятельности	частичное	В результате освоения дисциплины студент должен демонстрировать следующие результаты обучения: Знать: основы химической термодинамики, термохимии, учения о химическом равновесии и химической кинетики; Владеть: методами расчёта энергетических и кинетических характеристик химических процессов; Уметь: определять тепловые эффекты реакций, делать выводы об их направлении, обосновывать условия проведения, оценивать скорость и порядок реакций
ПК-4 способен использовать в исследованиях и расчётах знания о методах исследования, анализа, диагностики и моделирования свойств веществ (материалов), физических и химических процессах, протекающих в материалах при их получении, обработке и модификации	частичное	Знать: основные экспериментальные методы получения данных для проведения термодинамической и кинетической оценки химических процессов; Владеть: навыками получения необходимых данных; Уметь: применять результаты термодинамического и кинетического анализа для решения профессиональных задач
ПК-7 способен выбирать и	частичное	Знать: основы термодинамического и кинетического подходов к моделированию хими-

применять соответствующие методы моделирования физических, химических и технологических процессов		ческих процессов; Владеть: навыками моделирования; Уметь: применять полученные результаты для решения профессиональных задач
---	--	--

4. ОБЪЁМ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 2 зачётные единицы, 72 часа.

№ п/п	Наименование тем и/или разделов/тем дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Объем учебной работы, с применением интерактивных методов (в часах / %)	Формы текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	СРС		
1	Химическая термодинамика. Основные понятия и определения. Первый закон термодинамики. Термохимия. Закон Гесса. Теплоемкость. Второй закон термодинамики. Энтропия. Направление процесса. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.	2	1-8	8	8		9	8/50	Рейтинг-контроль № 1
2	Химическое равновесие.	2	9-10	2	2		9	2/50	
3	Фазовые равновесия. Растворы.	2	11-12	2			9	2/100	Рейтинг-контроль № 2
4	Кинетика химических реакций. Основные понятия химической кинетики. Природа реагирующих веществ и скорость химических реакций. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций. Кинетические уравнения реакций. Влияние температуры на скорость химических реакций. Катализ. Основные механиз-	2	13-18	6	6		9	6/50	Рейтинг-контроль № 3

	мы химических реакций.								
Итого по дисциплине, час.	72		18		18	36		18/50	Зачет

Содержание лекционных занятий по дисциплине

Раздел 1. Химическая термодинамика.

Тема 1: Основные понятия и определения.

Содержание темы:

Термодинамическая система. Термодинамический процесс. Состояние системы. Термодинамические параметры и функции. Внутренняя энергия. Теплота. Работа.

Тема 2: Первый закон термодинамики.

Содержание темы:

Применение для различных процессов. Закон Гесса. Термохимия. Термохимические расчеты. Следствия из закона Гесса.

Молярная и удельная теплоемкость. Изобарная и изохорная теплоемкость. Закон Кирхгоффа. Средняя и истинная теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры.

Тема 3: Второй закон термодинамики.

Содержание темы:

Понятие энтропии. Второй закон термодинамики для необратимых и обратимых процессов. Изменение энтропии в различных процессах.

Тема 4: Направление процесса. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.

Содержание темы:

Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Условия самопроизвольного протекания процессов. Критерии для оценки возможности самопроизвольного протекания процессов.

Раздел 2. Химическое равновесие.

Тема 1: Химическое равновесие.

Содержание темы:

Константа равновесия. Закон действия масс для гомогенных и гетерогенных реакций. Константа равновесия и стандартная энергия Гиббса реакции. Влияние давления на равновесие химической реакции. Уравнение изобары и изохоры реакции.

Раздел 3. Фазовые равновесия. Растворы.

Тема 1: Фазовые равновесия.

Содержание темы:

Гетерогенные системы. Фаза. Условие фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Фазовые переходы первого и второго рода. Фазовые диаграммы состояния однокомпонентных систем. Адсорбционное равновесие. Изотермы адсорбции.

Раздел 4. Кинетика химических реакций.

Тема 1: Основные понятия химической кинетики. Природа реагирующих веществ и скорость химических реакций.

Содержание темы:

Истинная, средняя и мгновенная скорость. Теория активированного комплекса. Энергия активации реакций. Уравнение Аррениуса.

Тема 2: Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций. Кинетические уравнения реакций.

Содержание темы:

Простые и сложные реакции. Порядок реакций. Молекулярность реакций. Кинетические уравнение обратимых реакций первого и второго порядка. Особенности кинетики гетерогенных реакций.

Тема 3: Влияние температуры на скорость химических реакций. Катализ. Основные механизмы химических реакций.

Содержание темы:

Механизм влияния температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа.

Катализ (гомогенный и гетерогенный). Катализаторы (положительные и отрицательные). Каталитические яды. Механизм катализа. Адсорбционная теория гетерогенного катализа. Радикальные цепные реакции. Фотохимические процессы.

Содержание практических занятий по дисциплине

Раздел 1. Химическая термодинамика.

Темы 1, 2: Основные понятия и определения. Первый закон термодинамики.

Содержание занятий:

Расчет тепловых эффектов реакций при стандартных условиях, в т.ч. с использованием 1-го и 2-го следствий из закона Гесса.

Расчет тепловых эффектов реакций с применением закона Кирхгоффа.

Тема 3: Второй закон термодинамики.

Содержание занятий:

Расчет изменения энтропии химических реакций при стандартных условиях и при повышенной температуре.

Тема 4: Направление процесса. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.

Содержание занятий:

Расчет изменений энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в ходе химических реакций. Определение направления их самопроизвольного протекания.

Раздел 2. Химическое равновесие.

Тема 1: Химическое равновесие.

Содержание занятий:

Различные способы расчета констант равновесия реакций: с использованием закона действия масс, через уравнение связи константы равновесия и стандартной энергии Гиббса реакции.

Расчет констант равновесия при температуре отличной от 298 К.

Раздел 4. Кинетика химических реакций.

Тема 1: Основные понятия химической кинетики. Природа реагирующих веществ и скорость химических реакций.

Содержание занятий:

Расчет скоростей химических реакций при различных температурах с использованием уравнения Аррениуса.

Тема 2: Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций. Кинетические уравнения реакций.

Содержание занятий:

Определение порядка реакций. Расчет скорости и константы скорости реакций аналитическим и графическим методами.

Тема 3: Влияние температуры на скорость химических реакций. Катализ. Основные механизмы химических реакций.

Содержание занятий:

Расчет скорости реакций при различных температурах с использованием правила Вант-Гоффа.

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В преподавании дисциплины «Физическая химия» используются различные образовательные технологии как традиционные, так и с применением активных и интерактивных методов обучения.

Активные и интерактивные методы обучения:

- Интерактивная лекция (Разделы 1 (темы № 1-4), 2 (тема № 1), 3 (тема № 1), 4 (тема № 1));
- Групповая дискуссия (Раздел 4 (темы № 2-3)).

6. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ И УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

Рейтинг-контроль №1:

- Под нормальными условиями (н.у.) в химии подразумевают следующие значения давления и температуры:
 - $p=760$ мм рт.ст.; $T=100$ °С
 - $p=1,013$ Па; $T=0$ °С
 - $p=1$ атм; $T=273$ °С
 - $p=101,3$ кПа; $T=273$ К
- Какие процессы из перечисленных можно назвать самопроизвольными:
 - сжатие пружины;
 - работа аккумулятора
 - нейтрализация кислоты щелочью
 - переход тепла от холодного тела к горячему
- Условия, отличающие изолированную термодинамическую систему:
 - совокупность материальных объектов, занимающих ограниченную область пространства
 - совокупность материальных объектов, занимающих неограниченную область пространства
 - исключен обмен веществом и энергией с окружающей средой;
 - возможен обмен энергией с окружающей средой, но исключен обмен веществом
- Математическое выражение первого закона термодинамики для изолированной системы в условиях:
 - изотермического процесса
 - $Q = \Delta U$
 - $Q = \Delta H$
 - $Q = A$
 -
 - изохорного процесса
 - изобарного процесса
- Химическая реакция обязательно сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку ...
 - ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей
 - ее протекание требует столкновения реагирующих частиц
 - для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации
 - при ее протекании перераспределяются электроны
- Укажите формулу, выражающую I следствие из закона Гесса.
 - $\Delta Q = \Delta U + A$
 - $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$
 - $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
 - $\Delta H_{х.р.} = \sum \Delta H_{\text{прод.}} - \sum \Delta H_{\text{исх.}}$
- Чему равны стандартные энтальпии образования простых веществ?
 - 1 кДж
 - 298 Дж
 - нулю
 - 273 ДжД) зависят от природы вещества
- При теплоте образования этилена $C_2H_4(g)=52,28$, водяного пара $H_2O(g)=-241,8$ и газообразного этанола $C_2H_4OH(g)=-234,3$ кДж/моль, тепловой эффект реакции:
 $C_2H_4(g) + H_2O(g) = C_2H_5OH(g)$ составляет:

А)-45,78

Б)-3665,94

В)45,50кДж/моль

9. Стехиометрические коэффициенты в термохимических уравнениях указывают на ...

А) соотношение между количествами веществ;

Б) реальные количества реагирующих и образующихся веществ;

В) массы веществ;

Г) скорость расщедования и образования продуктов

10. Процесс перехода системы из одного состояния в другое при постоянном давлении называется

А) адиабатическим;

Б) изотермическим;

В) изобарным;

Г) изохорным.

11. Если теплота сгорания $C_2H_5OH(ж) = -1366,7$ кДж/моль; $CH_3COOH(ж) = -873,79$ кДж/моль и $CH_3COOC_2H_5(г) = -2254,2$ кДж/моль, то тепловой эффект реакции:

$C_2H_5OH(ж) + CH_3COOH(ж) = CH_3COOC_2H_5(г) + H_2O(ж)$ равен:

А) -449,4

Б) 13,7

В) -13,75кДж/моль

12. В экзотермической реакции ...

А) энтальпия реакционной системы повышается

Б) тепловой эффект реакции отрицательный

В) энтальпия реакционной смеси уменьшается

Г) давление реакционной смеси повышается

13. При стандартных условиях теплота сгорания водорода в кислороде равна 286,2 кДж/моль, а теплота сгорания водорода в озоне равна 333,9 кДж/моль. Чему равна теплота образования озона из кислорода при стандартных условиях?

А) нулю;

В) 143,1 кДж/моль;

С) -47,7 кДж/моль;

Д) 100 кДж/моль;

Е) -143,1 кДж/моль

14. Определите, какие из нижеприведенных термохимические уравнений относятся к экзотермическим реакциям;

а) $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$

б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$

в) $2H_2O = 2H_2 + O_2$

15. В соответствии с термохимическим уравнением $FeO(г) + H_2(г) \leftrightarrow Fe(г) + H_2O(г)$, $\Delta H = 23$ кДж для получения 560 г железа необходимо затратить ____ кДж тепла.

А) 560

Б) 23

В) 115

Г) 230

Примеры задач:

1. Вычислите тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях по стандартным теплотам образования: $2Mg(NO_3)_2(г) = 2MgO(г) + 4NO_2(г) + O_2(г)$. Рассчитайте изменение внутренней энергии гелия (одноатомный идеальный газ) при изобарном расширении от 5 до 10 л под давлением 196 кПа.

2. Газ, расширяясь от 10 до 16 л при постоянном давлении 101,3 кПа, поглощает 126 Дж теплоты. Определите изменение внутренней энергии газа.

3. Определить количество теплоты, необходимое для нагревания 5 г азота от 15 до 25°C, если объем газа не изменяется.

4. Вычислите тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях по стандартным теплотам образования: $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 4\text{NO}(\text{г})$.
5. Стандартная теплота сгорания метана равна $-890,3$ кДж/моль. Определите стандартную теплоту образования метана, если стандартные теплоты образования углекислого газа и жидкой воды равны $-393,5$ и $-285,8$ кДж/моль соответственно.
6. Вычислите тепловой эффект образования аммиака из простых веществ при стандартном давлении и 298К по тепловым эффектам реакций.
7. Определите тепловой эффект приведенной реакции при 500К $\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + 3/2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.
8. Определить стандартный тепловой эффект реакции, протекающей по уравнению $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$, если стандартные теплоты образования метана, диоксида углерода и оксида углерода при 298 К соответственно равны: $-74,85$; $-393,51$ и $-110,5$ кДж/моль.
9. Вычислите тепловой эффект химической реакции при стандартных условиях по стандартным теплотам образования: $2\text{AgNO}_3(\text{т}) = 2\text{Ag}(\text{т}) + 2\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$.
10. Пользуясь справочными данными, рассчитайте тепловой эффект реакции $3\text{Cu}(\text{т}) + 8\text{HNO}_3(\text{aq}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{NO}(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ при 298 К .
11. Рассчитайте теплоту образования $\text{N}_2\text{O}_5(\text{г})$ при 298 К на основании следующих данных:
- | | |
|---|------------------------------------|
| $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г}),$ | $\Delta_r H_1^\circ = -114,2$ кДж; |
| $\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2\text{O}_5(\text{г}),$ | $\Delta_r H_2^\circ = -110,2$ кДж; |
| $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}),$ | $\Delta_r H_3^\circ = 182,6$ кДж. |
12. Вычислите теплоту образования C_3H_8 , если известно, что при сгорании 11 г его выделилось 552 кДж.
13. Вычислите теплоту сгорания этилена C_2H_4 , если известно, что теплота его образования $52,3$ кДж/моль. Каков тепловой эффект сгорания 10 л C_2H_4 (27°C и $98,4$ кПа).
14. Вычислите тепловой эффект реакции $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г})$, если теплоты образования этилена, водяного пара и газообразного этанола соответственно равны $52,28$; $-241,8$; $-235,3$ кДж/моль.
15. Рассчитайте теплоту образования газообразного аммиака на основании следующих данных:
- | | |
|---|------------------------------------|
| $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}),$ | $\Delta_r H_1^\circ = -1266,9$ кДж |
| $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}),$ | $\Delta_r H_2^\circ = -483,7$ кДж |
16. Определите стандартную энтальпию образования N_2O , если известна стандартная энтальпия образования CO_2 ($-393,3$ кДж/моль) и стандартная энтальпия реакции: $\text{C}(\text{г}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{N}_2(\text{г})$, где $\Delta_r H_1^\circ = -556,5$ кДж.
17. Рассчитать тепловой эффект реакции при 1000 К : $1,5\text{H}_2(\text{г}) + 0,5\text{N}_2(\text{г}) = \text{NH}_3(\text{г})$.
18. Определите тепловой эффект реакции $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ при 700 К и стандартном давлении.
19. Вычислить тепловой эффект приведенной реакции при 298 К : а) при $P = \text{const}$; б) при $V = \text{const}$. Тепловые эффекты образования веществ при стандартных условиях следует взять из справочника: $2\text{Mg}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{MgO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит})$.
20. Вычислить, сколько моль CH_3OH (н.у.) нужно сжечь, чтобы выделилось 2500 кДж тепла, исходя из уравнения: $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2\text{ O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{ H}_2\text{O}(\text{ж})$.

Рейтинг-контроль №2:

- Термодинамической функцией, которая характеризует степень неупорядоченности состояния системы, является
 - энтальпия
 - внутренняя энергия

- В) энтропия
Г) теплоемкость
2. Какая формулировка 2 закона термодинамики принадлежит Больцману:
 А) единственным результатом любой совокупности процессов не может быть переход теплоты от менее нагретого тела к более нагретому
 Б) каждый физический или химический процесс в природе протекает таким образом, чтобы увеличить сумму энтропий всех тел, участвующих в этом процессе.
 В) наиболее устойчивым состоянием изолированной системы является состояние с максимальной энтропией.
 Г) любой самопроизвольный процесс протекает в направлении, в котором система переходит из менее вероятного состояния в более вероятное.
3. Математическое выражение второго начала термодинамики в наиболее общем виде:
 А) $\Delta S > 0$
 Б) $\Delta S = \Delta H / T$
 В) $dS \geq \delta Q / T$
 Г) $TdS = dU + PdV$
4. При самопроизвольном приближении к равновесию энтропия изолированной системы
 А) стремится к нулю
 Б) достигает минимума
 В) линейно убывает
 Г) достигает максимума
5. Если для реакции $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{т}) = \text{N}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H = -124,2$ кДж; $\Delta G = -186,7$ кДж, то она является
 А) экзотермической и при стандартных условиях протекает в обратном направлении;
 Б) эндотермической и при стандартных условиях протекает в обратном направлении
 В) экзотермической и при стандартных условиях протекает в прямом направлении
 Г) эндотермической и при стандартных условиях протекает в прямом направлении
6. Уравнение реакции, происходящей с увеличением энтропии, имеет вид:
 а) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г})$
 б) $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$
 в) $\text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{т})$
 г) $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{т}) = \text{N}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
7. Что является признаком равновесия системы?
 А) $\Delta G = 0$
 Б) $\Delta H < 0$
 В) $\Delta G > 0$
 Г) $T = \text{const}$
 Д) $\Delta G < 0$
8. Для смещения равновесия в системе $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightarrow \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г})$, где $\Delta H < 0$, в сторону продуктов реакции необходимо...
 А) понизить температуру
 Б) понизить давление
 В) ввести катализатор
 Г) понизить концентрацию SO_2
9. Укажите формулу для расчета энергии Гиббса (изобарно-изотермического потенциала)
 А) $\Delta Q = \Delta U + A$

Б) $\Delta F = \Delta U + T\Delta S$

В) $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$

Г) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Д) $\Delta S = \sum S_{\text{прод.}} - \sum S_{\text{исх.}}$

10. Не производя вычислений, установить знак ΔS^0 для следующего процесса $\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

А) $\Delta S^0 \leq 0$

Б) $\Delta S^0 \geq 0$

В) $\Delta S^0 = 0$

Г) $\Delta S^0 > 0$

Д) $\Delta S^0 < 0$

11. Не производя вычислений, установить знак ΔS^0 для следующего процесс: $2\text{NH}_3(\text{г}) \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$

А) $\Delta S^0 \leq 0$

Б) $\Delta S^0 \geq 0$

В) $\Delta S^0 = 0$

Г) $\Delta S^0 > 0$

Д) $\Delta S^0 < 0$

12. Укажите выражение для расчёта энтальпии в условиях равновесия:

А) $\Delta G = \Delta H - T S$

Б) $\Delta H = T\Delta S$

В) $\Delta F = \Delta U - TS$

Г) $\Delta H = \Delta U + PV$

Д) $\Delta H = \Delta Q$

13. Критерием равновесия и возможности самопроизвольного протекания процессов при $p = \text{const}$, $T = \text{const}$ и заданных начальных парциальных давлениях реагентов является величина ΔG , если $\Delta G > 0$, то

А) в системе установилось химическое равновесие

Б) реакция может самопроизвольно протекать в прямом направлении

В) реакция не может самопроизвольно протекать в прямом направлении

Г) реакция при любых условиях невозможна

14. Химическое равновесие в системе $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}_{(\text{тв})} \rightarrow 2\text{CO}(\text{г}) - Q$ сместится вправо при

1) повышении давления

2) понижении температуры

3) повышении концентрации CO

4) повышении температуры

15. Уравнение изотермы Вант-Гоффа для химической реакции $2\text{AsH}_3(\text{г}) = 2\text{As}_{(\text{тв})} + 3\text{H}_2(\text{г})$ (газы - идеальные, твердая фаза - чистое вещество)

А) $\Delta G_{p,T} = \Delta G_T^0 + RT \ln \frac{P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{AsH}_3}^2}$

Б) $\Delta G_{p,T} = \Delta G_T^0 + RT \ln \frac{P_{\text{AsH}_3}^2}{P_{\text{H}_2}^3}$

В) $\Delta G_{p,T} = \Delta G_T^0 + RT \ln(P_{\text{As}} P_{\text{H}_2} P_{\text{AsH}_3})$

16. Если для реакции $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$, $\Delta_r H_{298}^\circ = -128,2 \text{ кДж}$ и $\Delta_r S_{298}^\circ = -332,1 \text{ Дж/К}$, то температура, при которой возможно ее протекание в прямом и обратном направлениях, равна _____ °С (зависимостью термодинамических функций от температуры пренебречь).
- А) 386
 Б) 113
 В) 226
 Г) 772
17. Уравнение реакции, проходящей с увеличением энтропии, имеет вид...
- А) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{т}) = \text{N}_2(\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 Б) $\text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{т})$
 В) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2 \text{NO}(\text{г})$
 Г) $2 \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3 \text{O}_2(\text{г}) = 2 \text{SO}_2(\text{г}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
18. Равновесие в системе $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$, $\Delta H < 0$ сместится вправо при ...
- А) уменьшении давления
 Б) увеличении температуры
 В) уменьшении температуры
 Г) повышении давления
19. Повышение давления смещает равновесие в сторону продуктов для реакции...
- А) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$
 Б) $\text{PCl}_5(\text{ж}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{ж}) + \text{Cl}_2(\text{г})$
 В) $2\text{HI}(\text{г}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г})$
 Г) $\text{BaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{BaCO}_3(\text{к})$
20. Определите, как изменяется энтропия при протекании химического процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$
- А) уменьшится
 Б) увеличится
 В) не изменится
21. Уравнение константы равновесия для реакции $2\text{C}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{г})$ имеет вид...
- А) $K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$
 Б) $K_p = \frac{[\text{C}] \cdot [\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$
 В) $K_p = \frac{2 \cdot [\text{CO}]}{[\text{CO}_2]}$
 Г) $K_p = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$

Примеры задач:

1. В каком состоянии 1 моль вещества имеет большую энтропию: кристаллическом или в виде пара при той же температуре? Ответ обоснуйте.
2. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$.

3. На основании энтальпий и энтропий веществ вычислите $\Delta G_{x.p}$ реакции, протекающей по уравнению $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$.
4. Восстановление Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H = +96,61$ кДж. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S = 0,1387$ кДж/моль·К? При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?
5. Рассчитайте величину ΔS°_{298} для процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$, используя значения стандартных энтропий веществ.
6. По изменению энтропии реакции определите, может ли реакция протекать самопроизвольно при постоянной температуре $2\text{C}(\text{графит}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$.
7. Будут ли следующие реакции самопроизвольно протекать в прямом направлении при 298 К? 1) $\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{HI}(\text{г}) \leftrightarrow \text{I}_2(\text{к}) + 2\text{HCl}(\text{г})$; 2) $\text{I}_2(\text{к}) + \text{H}_2\text{S}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г}) + \text{S}(\text{к})$.
8. На основании стандартных значений ΔH и ΔS вычислить стандартное изменение свободной энергии Гиббса при 298 К для реакции: $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к})$.
9. Найдите изменение энтропии при плавлении 250 г свинца, если его удельная теплота плавления 23040 Дж/кг, а температура плавления составляет 327,4 °С.
10. Рассчитайте изменение энергии Гиббса (ΔG°_{298}) для процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$ по значениям стандартных энергий Гиббса образования веществ. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях и 298К?
11. При какой температуре наступит равновесие системы: $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$; $\Delta H = -114,42$ кДж.
12. Реакция горения ацетилена протекает по уравнению $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 2,5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Вычислите ΔG и ΔS и объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.
13. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.
14. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция, протекающая по уравнению $\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$; $\Delta H = -2,85$ кДж. Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG этой реакции.
15. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$? Ответ обоснуйте, вычислив ΔG прямой реакции.
16. Определите, возможно ли при 95°С самопроизвольное протекание процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$. Ответ обоснуйте, рассчитав величину изменения энергии Гиббса при данной температуре.
17. Исходя из значений стандартных энтальпий и стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG реакции, протекающей по уравнению $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к})$. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?
18. При какой температуре наступит равновесие системы $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$; $\Delta H = -128,05$ кДж?
19. Эндотермическая реакция взаимодействия метана с диоксидом углерода протекает по уравнению $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$; $\Delta H = +247,37$ кДж. При какой температуре начнется эта реакция?

20. Установите знак ΔS следующих процессов: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$; $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$; $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$.

Рейтинг-контроль №3:

1. Химическая кинетика это...

- А) наука о механизме химических реакций
- Б) наука о скорости химических реакций
- В) наука, изучающая соотношения и превращения теплоты и других форм энергии
- В) наука, изучающая возможный механизм химических реакций с учётом строения молекул участвующих в них веществ.

2. Какие из приведенных реакций относятся к необратимым:

- А) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$
- Б) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- В) $3\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Г) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{KOH}$

3. Скорость гомогенной химической реакции измеряется в:

- А) моль/с;
- Б) моль/ л·с
- В) моль·с/л
- Г) моль/ м²·с

4. От чего не зависит скорость химической реакции?

- А) температуры
- Б) давления
- В) катализаторов
- Г) зависит от всех перечисленных факторов

5. При увеличении концентрации вещества А в 3 раза скорость химической реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{C}$ возрастает в:

- А) 3 раза
- Б) 6 раз
- В) 8 раз
- Г) 9 раз.

6. При увеличении давления в 2 раза скорость химической реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{C}$ возрастает в:

- А) 2 раза
- Б) 4 раза
- В) 6 раз
- Г) 8 раз

7. Во сколько раз нужно увеличить давление в системе, чтобы скорость химической реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз:

- А) в 10 раз;
- Б) в 20 раз;
- В) в 50 раз;
- Г) в 100 раз

8. Правило Вант-Гоффа имеет следующую формулировку. Выберите правильный вариант ответа.

- А) при изменении температуры на каждые 5°C скорость химической реакции изменяется в 2 раза
- Б) при изменении температуры на каждые 8°C скорость химической реакции изменяется в 3 раза
- В): при изменении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции изменяется в 2-4 раза

- Г) при изменении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции не изменяется
9. Для ускорения медленно протекающих химических реакций добавляют вещества, способные снижать энергию активации молекул, ослабляя связи между атомами в молекулах. Их называют:
- А) активаторами
 - Б) катализаторами
 - В) ингибиторами
 - Г) стимулирующими агентами
10. В каких условиях скорость реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени, в единице пространства?
- А) в случае, если реакция протекает в растворе
 - Б) в случае, если реакция идет при постоянном давлении
 - В) во всех случаях
 - Г) в случае, если объем системы постоянен
 - Д) в случае, когда реакция идет при постоянной температуре.
11. Кинетическая кривая химической реакции - это
- А) кривая, выражающая зависимость скорости реакции от температуры;
 - Б) кривая, выражающая зависимость скорости реакции от влияющих на нее факторов;
 - В) кривая, выражающая изменение концентрации какого-либо вещества со временем в ходе химического превращения
 - Г) кривая, выражающая зависимость константы скорости от температуры
12. Порядком химической реакции является:
- А) сумма коэффициентов у исходных веществ в уравнении реакции
 - Б) сумма показателей степеней при концентрациях в кинетическом уравнении реакции;
 - В) число элементарных стадий, из которых состоит данная реакция
 - Г) число молекул, участвующих в элементарном акте химической реакции
 - Д) произведение концентрации реагирующих веществ в кинетическом уравнении реакции
13. Реакция протекает по уравнению: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{S}$. Как изменится скорость реакции после разбавления реагирующей смеси в 4 раза?
- А) уменьшится в 16 раз
 - Б) не изменится
 - В) увеличится в 8 раз
 - Г) увеличится в 64 раза
14. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25°C ?
- А) не изменится
 - Б) увеличиться в 2 раза
 - В) увеличиться в 4 раза
 - Г) увеличиться в 8 раза
15. Найдите скорость реакции между растворами хлорида калия и нитрата серебра, концентрации которых равны 0,2 и 0,3 моль/л соответственно, а $k=1,5 \cdot 10^{-3}$ л/моль·с, равна _____ моль/л·с
- А) $9 \cdot 10^{-5}$
 - Б) $6 \cdot 10^{-2}$
 - В) $9 \cdot 10^{-1}$
 - Г) $9 \cdot 10^{-3}$
16. Скорость прямой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + \text{Q}$ возрастает при:
- А) увеличении концентрации азота
 - Б) уменьшении концентрации азота

- В) увеличении концентрации аммиака
- Г) уменьшении концентрации аммиака
- Д) повышении температуры

17. Из предложенного перечня внешних воздействий выберите те, от которых не зависит скорость реакции $C(тв)+CO_2(г)=2CO(г)$

- А) степень измельчения угля
- Б) температура
- В) количество угля
- Г) концентрация CO
- Д) концентрация CO₂

Примеры задач:

1. Написать выражения закона действия масс для реакций:

- а) $2NO(г)+O_2(г)=2NO_2(г)$;
- б) $FeO(к)+CO(г) = Fe(к)+CO_2(г)$.

2. Как изменяется скорость реакции образования аммиака $N_2(г) + 3H_2(г) \leftrightarrow 2NH_3(г)$ при уменьшении объема реакционного сосуда в 5 раз?

3. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе $2SO_2(г)+O_2(г) \leftrightarrow 2SO_3(г)$, если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

4. Температурный коэффициент реакции равен 3. Найдите, во сколько раз увеличится скорость этой реакции при увеличении температуры на 30 градусов.

5. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент реакции равен 2.

6. Вычислить, при какой температуре реакция закончится в течение 20 мин., если при 20°C на это требуется 3 ч. Температурный коэффициент равен 3.

7. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80 °C.

Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

8. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60 °C, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен двум?

9. При изучении кинетики некоторой реакции первого порядка были получены следующие данные:

Время, мин	0	7	13	15
Концентрация, моль/л	0,20	0,13	0,09	0,08

Рассчитайте константу скорости реакции и время полупревращения.

10. Оцените порядок данной реакции по каждому веществу и общий порядок реакции: $2NO+ Cl_2=2NOCl$. Запишите уравнение, связывающее общую скорость реакции со скоростями по отдельным веществам.

11. Активность изотопа Po уменьшается за 14 дней на 6,85 %. Определите константу скорости распада, период полураспада и время, в течение которого распадется 90 % исходного количества изотопа.

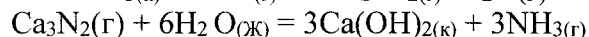
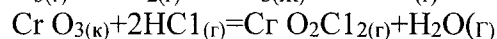
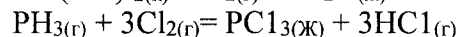
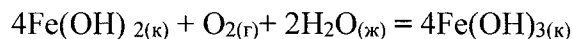
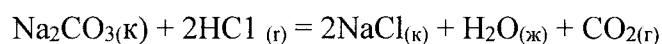
12. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $N_2(г)+3H_2(г) \rightleftharpoons 2NH_3(г)$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

13. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 30°C ($\gamma=3$)?
14. Для реакции первого порядка АВ определите время за которое прореагировало на 90% вещества А. Константа скорости реакции $1 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$.
15. Как изменится скорость реакции $2A + B_2 = 2AB$, протекающей и закрытом сосуде, если увеличить давление в 4 раза?
16. Написать выражение закона действия масс для реакций
 - а) $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NOCl}_{(г)}$;
 - б) $\text{CaCO}_{3(к)} \rightarrow \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$.
17. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75°C?
18. При 30 °С реакция протекает за 3 минуты. Сколько времени будет происходить эта реакция при 60 °С? Температурный коэффициент равен 3.
19. Во сколько раз нужно повысить давление, чтобы скорость реакции образования оксида азота согласно реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ увеличилась в 1000 раз?
20. Скорость разложения вещества А описывается кинетическим уравнением первого порядка. Определить концентрацию вещества А через 100 с после начала реакции, если известно, что начальная концентрация его составляла 0,01 моль/л, а константа скорости равна $0,023 \text{ с}^{-1}$.
21. Взаимодействие оксида углерода (II) с хлором выражается уравнением: $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$. Концентрация оксида углерода (II) равна 0,3 моль/л, а хлора - 0,2 моль/л. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить концентрацию оксида углерода (II) до 1,2 моль/л, а концентрацию хлора до 0,6 моль/л?
22. Определите скорость химической реакции $A + B = AB$, если начальная концентрация вещества А была равна 1 моль/л, а через 4 секунды концентрация этого вещества стала равна 0,6 моль/л.
23. При температуре 80°C реакция заканчивается за 20 минут. Сколько времени потребуется для прохождения реакции при температуре 50°C, если температурный коэффициент реакции равен 2?
24. Реакция при температуре 50° С протекает за 2 мин 15 с. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 70° С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

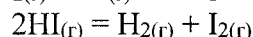
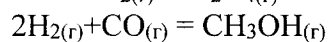
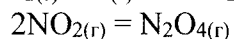
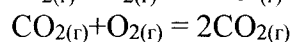
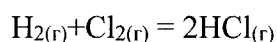
Контрольные вопросы для проведения промежуточной аттестации (зачета):

1. Первый закон термодинамики. Его применение для различных процессов. Энтальпия термодинамической системы.
2. Тепловой эффект химической реакции. Экзотермические и эндотермические реакции. Закон Гесса.
3. Расчет теплового эффекта химической реакции. Следствия из закона Гесса.
4. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
5. Второй закон термодинамики Энтропия термодинамической системы.
6. Расчет изменения энтропии в различных процессах.
7. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса.
8. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гельмгольца.
9. Необратимые и обратимые химические реакции. Изменение скорости прямой и обратной реакций в ходе реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Связь константы равновесия с изменением энергии Гиббса.

10. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие: влияние изменения концентрации веществ, принимающих участие в реакции, внешнего давления и температуры на состояние химического равновесия.
11. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие: влияние температуры на значение константы равновесия реакции.
12. Растворы. Растворение. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов: давление насыщенных паров растворителя над раствором (закон Рауля), температура замерзания и температура кипения растворов (следствия из закона Рауля).
13. Растворы. Растворение. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов: осмотическое давление (закон Вант-Гоффа).
14. Фазовое равновесие. Правило фаз Гиббса.
15. Фазовые переходы первого и второго рода.
16. Фазовые диаграммы состояния однокомпонентных систем.
17. Адсорбционное равновесие. Изотермы адсорбции.
18. Химическая кинетика. Понятие скорости реакции. Мгновенная и средняя скорость.
19. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Природа реагирующих веществ. Энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса.
20. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Концентрации реагирующих веществ. Кинетические уравнения. Понятие простых и сложных реакций.
21. Химическая кинетика. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры.
22. Химическая кинетика. Катализ. Механизм катализа. Влияние катализатора на энергию активации реакции.
23. Для предложенных реакций определить ΔH , ΔS , ΔG и сделать вывод о направлении их протекания при $T = 298 \text{ K}$:



24. Рассчитать тепловой эффект реакции, протекающей в изобарно-изотермических условиях при стандартном давлении и температурах 298 К и 500 К.
Рассчитать изменение энтропии в ходе реакции при данных температурах.
Установить возможность самопроизвольного протекания реакции в рассматриваемых условиях.
Написать выражения для константы равновесия.
Проанализировать возможность смещения равновесия в сторону прямой реакции.



Вопросы для проведения контроля самостоятельной работы:

1. Растворы. Растворимость. Способы выражения.
2. Идеальные и неидеальные растворы.
3. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Уравнение Рауля.
4. Растворимость газов. Уравнение Генри.
5. Понижение температуры замерзания растворов. Следствие из закона Рауля.
6. Повышение температуры кипения растворов. Следствие из закона Рауля.

7. Растворимость твердых веществ.
8. Осмотическое давление растворов.
9. Растворимость жидкостей.
10. Распределение растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Экстракция.

Фонд оценочных средств для проведения аттестации уровня сформированности компетенций обучающихся по дисциплине оформляется отдельным документом.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

7.1. Книгообеспеченность

Наименование литературы: автор, название, вид издания, издательство	Год издания	КНИГООБЕСПЕЧЕННОСТЬ	
		Количество экземпляров изданий в библиотеке ВлГУ в соответствии с ФГОС ВО	Наличие в электронной библиотеке ВлГУ
1	2	3	4
Основная литература			
1. Еремин В.В. Основы физической химии (ч. 1, 2). М.: Лаборатория знаний.	2019		http://znanium.com/catalog/product/1040735
2. Борщевский А.Я. Физическая химия : учебник. В 2 т. Т. 1 : Общая и химическая термодинамика. М. : ИНФРА-М.	2020		http://znanium.com/catalog/product/1062085
3. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономарёвой. Л.: Химия	1983	21	
Дополнительная литература			
1. Батраков В.В., Савиткин Н.И., Авдеев Я.Г. Физическая химия. Сборник вопросов и задач. М.: ФЕНИКС.	2014		http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785704223405.html
2. Кухтин Б.А., Подгорнова Г.А. Задания для самостоятельной работы по физической химии. Владимир: Издательство ВлГУ	2004	8	
3. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. М.: Высш. шк.	2003	7	

7.2. Периодические издания

Журналы:

«Успехи химии»

«Химия и химическая технология»

«Химическая технология»

7.3. Интернет-ресурсы.

1. <http://www.scirus.com/>
2. <http://www.abc.chemistry.bsu.by/current/fulltext.htm>
3. <http://www.anchem.ru/literature/>
4. <http://www.sciencedirect.com>
5. <http://chemteq.ru/lib/book>
6. <http://www.chem.msu.su/rus>
7. <http://djvu-inf.narod.ru/nclib.htm>
8. <http://www.elsevier.com/>
9. <http://www.uspkhim.ru/>
10. <http://www.strf.ru/database.aspx>

8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Для реализации данной дисциплины имеются специальные помещения для проведения занятий лекционного типа, практических занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, а также помещения для самостоятельной работы.

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов.

Рабочую программу составил Смирнов Н.Н. д.х.н. профессор кафедры химии Смирнова Н.Н.

Рецензент Большаков Д.С. к.х.н. ст.н.с. лаборатории химического анализа ФГБУ «Федеральный центр охраны здоровья животных» Большаков Д.С.

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 1 от 30.08 2019 года

Заведующий кафедрой Кухтин Б.А. /Кухтин Б.А./

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии направления 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов.

Протокол № 1 от 30.08 2019 года

Председатель комиссии Кечин В.А. /Кечин В.А./

(ФИО, подпись)

**ЛИСТ ПЕРЕУТВЕРЖДЕНИЯ
РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ ДИСЦИПЛИНЫ**

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

Рабочая программа одобрена на _____ учебный год

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ года

Заведующий кафедрой _____

