

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Пекаревский Борис Владимирович
Должность: Проректор по учебной и методической работе
Дата подписания: 12.09.2021 20:57:51
Уникальный программный ключ:
3b89716a1076b80b2c167df0f27c09d01782ba84



МИНОБРНАУКИ РОССИИ

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный технологический институт
(технический университет)»

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной и
методической работе

_____ Б.В.Пекаревский

« ____ » _____ 2017 г.

Рабочая программа дисциплины

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки

19.03.01 Биотехнология

Направленности программы

«Молекулярная биотехнология»

Квалификация

Бакалавр

Форма обучения

Заочная

Факультет **химии веществ и материалов**

Кафедра **Технологии электрохимических производств**

Санкт-Петербург

2017

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ

Должность	Подпись	Ученое звание, фамилия, инициалы
Разработчики		Н.В.Евреинова

Рабочая программа дисциплины «Физическая химия» обсуждена на заседании кафедры технологии электрохимических производств
протокол от «02» февраля 2017 № 2
Заведующий кафедрой

Д.В.Агафонов

Одобрено учебно-методической комиссией факультета химической и биотехнологии
протокол от «___» _____ 2017 № __

Председатель

СОГЛАСОВАНО

Руководитель программы по направленности «Молекулярная биотехнология»		Д.О. Виноходов
Руководитель ОПОП «Биотехнология»		Т.Б. Лисицкая
Директор библиотеки		Т.Н. Старостенко
Начальник методического отдела учебно-методического управления		Т.И. Богданова
Начальник УМУ		С.Н. Денисенко

СОДЕРЖАНИЕ

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы	04
2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы	05
3. Объем дисциплины	05
4. Содержание дисциплины	
4.1. Разделы дисциплины и виды занятий	06
4.2. Занятия лекционного типа	07
4.3. Занятия семинарского типа	09
4.3.1. Семинары, практические занятия	09
4.3.2. Лабораторные занятия	10
4.4. Самостоятельная работа	11
5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине	12
6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации	12
7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины	17
8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины	18
9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины	19
10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине	
10.1. Информационные технологии	19
10.2. Программное обеспечение	19
10.3. Информационные справочные системы	19
11. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине	19
12. Особенности освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья	19

Приложения: 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

В результате освоения образовательной программы магистратуры обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Коды компетенции	Результаты освоения ООП (содержание компетенций)	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОПК-3	<p>способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы</p>	<p>Знать: ионные равновесия в растворах электролитов, неравновесные явления и электродное равновесие в химических и электрохимических системах; основы современных методов расчета термодинамических свойств веществ и химического равновесия; кинетику и механизм протекания гомогенных и гетерогенных химических реакций в различных условиях; основы теории фазовых равновесий, понятия о фазовых диаграммах, которые являются графическим представлением соотношений между параметрами состояния системы; основные методы исследования кинетики химических реакций.</p> <p>Уметь: применять полученные знания при решении таких задач, как определение электронных конфигураций атомов, двухатомных молекул и ионов, структурных формул и геометрии молекул; рассчитать из справочных данных термодинамических функций процессов и равновесного состава; вычислять рН и концентраций частиц в растворах кислот, оснований и солей из констант кислотности (основности) и произведений растворимости; находить величины ЭДС из справочных данных по электродным потенциалам; решение задач по химической кинетике с использованием уравнений первого и второго порядка и др. – в соответствии с программой курса</p> <p>Владеть: основными законами естественно-научных дисциплин и обладать способностью применять их в процессе последующего обучения в бакалавриате; способностью применения знаний о современной физической картине мира; пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы</p>

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к дисциплинам базовой части (Б1.Б.10) и изучается на 2 и 3 курсе.

В методическом плане дисциплина опирается на элементы компетенций, сформированные при изучении дисциплин «Общая и неорганическая химия», «Математика», «Органическая химия».

Полученные в процессе изучения дисциплины «Физическая химия» знания, умения и навыки могут быть использованы в научно-исследовательской работе бакалавра и при выполнении выпускной квалификационной работы.

3. Объем дисциплины

Вид учебной работы	Всего, академических часов
	Очная форма обучения
Общая трудоемкость дисциплины (зачетных единиц/ академических часов)	8/288
Контактная работа с преподавателем:	44
занятия лекционного типа	18
занятия семинарского типа, в т.ч.	26
семинары, практические занятия	8
лабораторные работы	18
курсовое проектирование (КР или КП)	-
КСР	-
другие виды контактной работы	-
Самостоятельная работа	218
Форма текущего контроля (Кр, реферат, РГР, эссе)	2 Кр 2 Кр
Форма промежуточной аттестации (КР, КП, зачет, экзамен)	Зачет, экзамен Зачет, экзамен

4. Содержание дисциплины

4.1. Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Занятия лекционного типа, акад. часы	Занятия семинарского типа, академ. часы		Самостоятельная работа, акад. часы	Формируемые компетенции
			Семинары и/или практические занятия	Лабораторные работы		
1	Введение. Основы химической термодинамики. Нулевой закон и первое начало термодинамики. Второе начало термодинамики и химическое равновесие.	8	-	-	28	ОПК-3
	ИТОГО (2 курс)	8	-	-	28	
2	Фазовые равновесия и учение о растворах Термический анализ. Основные понятия о растворах.	5	2	-	55	ОПК-3
3	Растворы электролитов. Электрическая проводимость водных растворов электролитов. Электрохимия. Электродные потенциалы.	5	2	8	54	ОПК-3
4	Химическая кинетика	-	2	6	40	ОПК-3
5	Строение вещества. Оптические методы изучения строения молекул. Молекулярные спектры.	-	2	4	41	ОПК-3
	ИТОГО (3 курс)	10	8	18	162	
	ИТОГО	18	8	18	190	

4.2. Занятия лекционного типа

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
Тема 1.	<p>Введение. Основы химической термодинамики. Нулевой закон и первое начало термодинамики. Состояние системы, внутренняя энергия, работа и теплота, термодинамические процессы. Изотермическое обратимое расширение идеального газа, изохорный процесс, изобарный процесс, изобарно-изотермический процесс. Основы термохимии. Закон Гесса, выводы и следствия.</p> <p>Второе начало термодинамики и химическое равновесие. Энтропия, расчет изменения энтропии в различных условиях. Изменение энтропии при фазовых превращениях.</p>	8	
Тема 2.	<p>Фазовые равновесия и учение о растворах Уравнение Клайперона-Клазиуса. Плавление, испарение и возгонка (сублимация).</p> <p>Термический анализ. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы. Правило рычага</p> <p>Основные понятия о растворах. Основные понятия и определения. Свойства растворов. Растворимость веществ, растворимость газов в жидкости. Диаграммы состояния «температура кипения-состав». Законы Коновалова-Гиббса.</p>	3	
Тема 3.	<p>Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель. Буферные растворы.</p> <p>Электрическая проводимость водных растворов электролитов. Закон Кольрауша. Основные понятия теории электрической проводимости растворов сильных электролитов.</p> <p>Электродные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов. Гальванические элементы. Электролиз. Законы Фарадея. Потенциометрия</p>	3	
Тема 4.	<p>Химическая кинетика. Механизм химической реакции. Скорость химической реакции. Кинетика обратимых и необратимых процессов. Основы формальной кинетики.</p>	2	
Тема 5.	<p>Строение вещества. Элементарные частицы, составляющие атом. Атом водорода. Волновая функция и состояние электрона в атоме. Атомные орбитали. Квантовые числа и их физический смысл. Графическое представление атомных орбиталей. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Правило Хунда. Электронные</p>	2	

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационна я форма
	<p>конфигурации атомов и Периодическая система элементов. Химическая связь. Основные типы многоатомных частиц. Длина связи. Энергия связи.</p> <p>Оптические методы изучения строения молекул. Молекулярные спектры.</p> <p>Электромагнитное излучение и вещество. Физическая сущность и информативность методов электронной спектроскопии, колебательной и вращательной спектроскопий, магнитной радиоспектроскопии, рентгеноструктурного анализа.</p>		

4.3. Занятия семинарского типа

4.3.1. Семинары, практические занятия

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
1	Нулевой закон и первое начало термодинамики. Состояние системы, внутренняя энергия, работа и теплота, термодинамические процессы. Изотермическое обратимое расширение идеального газа, изохорный процесс, изобарный процесс, изобарно-изотермический процесс. Основы термодинамики. Закон Гесса, выводы и следствия. Второе начало термодинамики и химическое равновесие. Энтропия, расчет изменения энтропии в различных условиях. Изменение энтропии при фазовых превращениях.	0,5	<i>групповая дискуссия</i>
2	Фазовые равновесия и учение о растворах Уравнение Клайперона-Клазиуса. Плавление, испарение и возгонка (сублимация). Термический анализ. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы. Правило рычага Основные понятия о растворах. Основные понятия и определения. Свойства растворов. Растворимость веществ, растворимость газов в жидкости. Диаграммы состояния «температура кипения-состав». Законы Коновалова-Гиббса.	1,5	<i>групповая дискуссия</i>
3	Теория о растворах. Сильные и слабые электролиты. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель. Буферные растворы Электродные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов. Гальванические элементы.	2	<i>групповая дискуссия</i>
4	Химическая кинетика. Механизм химической реакции. Скорость химической реакции. Кинетика обратимых и необратимых процессов. Основы формальной кинетики.	2	<i>групповая дискуссия</i>
5	Строение вещества. Элементарные частицы, составляющие атом. Атом	2	<i>групповая дискуссия</i>

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
	<p>водорода. Волновая функция и состояние электрона в атоме. Атомные орбитали. Квантовые числа и их физический смысл. Графическое представление атомных орбиталей.</p> <p>Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Правило Хунда. Электронные конфигурации атомов и Периодическая система элементов. Химическая связь. Основные типы многоатомных частиц. Длина связи. Энергия связи.</p> <p>Оптические методы изучения строения молекул. Молекулярные спектры. Электромагнитное излучение и вещество. Физическая сущность и информативность методов электронной спектроскопии, колебательной и вращательной спектроскопий, магнитной радиоспектроскопии, рентгеноструктурного анализа.</p>		

4.3.2. Лабораторные занятия

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
3	Кондуктометрия. Определение удельной и эквивалентной электрической проводимости сильных и слабых электролитов в зависимости от концентрации раствора	4	
3	Потенциометрия. Определение константы диссоциации слабого электролита (слабой кислоты). Определение константы гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой или слабым основанием и сильной кислотой	4	
4	Изучение скорости реакции иодирования ацетона	6	
5	Молярная рефракция	4	

4.4. Самостоятельная работа обучающихся

№ раздела дисциплины	Перечень вопросов для самостоятельного изучения	Объем, акад. часы	Форма контроля
1	Нулевой закон и первое начало термодинамики. Состояние системы, внутренняя энергия, работа и теплота, термодинамические процессы. Изотермическое обратимое расширение идеального газа, изохорный процесс, изобарный процесс, изобарно-изотермический процесс. Основы термохимии. Закон Гесса, выводы и следствия. Второе начало термодинамики и химическое равновесие. Энтропия, расчет изменения энтропии в различных условиях. Изменение энтропии при фазовых превращениях.	28	
2	Термический анализ. Диаграмма плавкости двухкомпонентной системы. Основные понятия о растворах. Диаграммы состояния «температура кипения-состав». Законы Коновалова-Гиббса.	55	Кр
3	Теория о растворах. Сильные и слабые электролиты. Электролитическая диссоциация. Электродные потенциалы Гальванические элементы.	54	Кр
4	Химическая кинетика	40	Кр
5	Строение вещества	41	Кр
	Подготовка к сдаче зачета и экзамена		

5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

Методические указания для обучающихся по организации самостоятельной работы по дисциплине, включая перечень тем самостоятельной работы, формы текущего контроля по дисциплине и требования к их выполнению размещены в электронной информационно-образовательной среде СПбГТИ(ТУ) на сайте: <http://media.technolog.edu.ru>

6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

Своевременное выполнение обучающимся мероприятий текущего контроля позволяет превысить (достигнуть) пороговый уровень («удовлетворительно») освоения предусмотренных элементов компетенций.

Результаты дисциплины считаются достигнутыми, если для всех элементов компетенций превышен (достигнут) пороговый уровень освоения компетенции на данном этапе.

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме зачета по лабораторному практикуму и экзамена.

К сдаче экзамена допускаются студенты, выполнившие все формы текущего контроля (сдача контрольных работ).

Экзамен предусматривают проверку освоения предусмотренных элементов компетенций и комплектуются вопросами (заданиями) двух видов: теоретический вопрос (для проверки знаний) и комплексная задача (для проверки умений и навыков).

При сдаче экзамена, студент получает три вопроса из перечня вопросов, время подготовки студента к устному ответу - до 30 мин.

Пример варианта вопросов на экзамене:

Вариант № 1

1. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как мера работоспособности системы и как критерий направления процесса $A f(T,V); G = f(T,P)$
2. Что такое раствор? Могут ли образовать раствор два газообразных вещества? Два жидких? Два твердых? Твердое и жидкое? Приведите примеры.
3. Дайте определение понятиям растворимость и произведение растворимости. Найдите растворимость L и концентрацию ионов M^{2+} в насыщенном растворе: а) MX ; б) MY_2 . $K_L(MX) = K_L(MY_2) = 4 \cdot 10^{-30}$.

Фонд оценочных средств по дисциплине представлен в Приложении № 1

Пример заданий контрольных работ

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1

Задание 1.1.

Рассчитать тепловой эффект реакции $C_2H_4 + H_2O (г) = C_2H_5OH (г)$ в стандартных условиях ($t = 25 \text{ C}$, $P = 101325 \text{ Па}$) на основании справочных значений теплот образования (или сгорания): а) с учетом агрегатного состояния всех веществ, участвующих в реакции; б) полагая, что все участники реакции находятся в идеальном газообразном состоянии.

Задание 1.2. Определить изменение энтропии в ходе химической реакции $C_2H_4 + H_2O (г) = C_2H_5OH (г)$ при 298 К.

Задание 1.3. Определить изменение средней теплоемкости для реакции $C_2H_4 + H_2O (г) = C_2H_5OH (г)$ в интервале температур 298–900 К. Определить тепловой эффект при

заданной температуре $T=900$ К для реакции. Провести анализ влияния температуры на константу равновесия. Определить изменение энтропии для реакции $C_2H_4 + H_2O (г) = C_2H_5OH (г)$ при $T= 900$ К

Задание 1.4. Определить изменение энергии Гиббса при $T= 298$ К и $T= 900$ К и давлении $p=1$ атм. Рассчитать константу равновесия K_a для нашей реакции $C_2H_4 + H_2O (г) = C_2H_5OH (г)$ при $T= 298$ К и $T= 900$ К.

Задание 1.5. Выразить константу равновесия через химическую переменную ξ . Определить глубину превращения для реакции при стехиометрическом соотношении исходных веществ, атмосферном давлении и $T= 298$ К и $T= 900$ К. Определить глубину превращения ξ при $T = 298$ К и $T = 900$ К для реакции при $p = 1$ атм. и нестехиометрическом соотношении исходных веществ (По заданию в-во В – CO , в-во С – H_2 . Соотношение $n_B:n_C$ составляет 1:2. Это означает, что количества исходных веществ $n_{CO} = 1,0$ моль, $n_{H_2} = 2,0$ моль).

Задание 1.6. Определить выход продуктов реакции $C_2H_4 + H_2O (г) = C_2H_5OH (г)$ при температуре T и стехиометрической и нестехиометрическом соотношении.

Задание 1.7. Определить равновесный состав (в мольных долях) при $T = 298$ К и $T = 900$ К при стехиометрическом и нестехиометрическом соотношении реагентов.

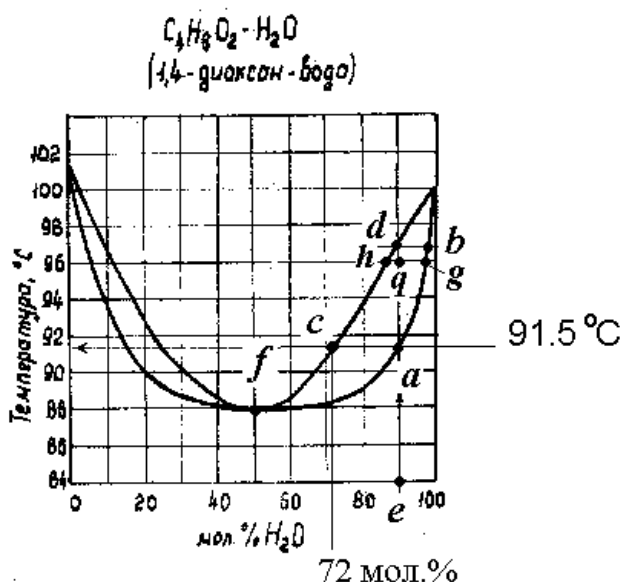
Задание 1.8. Провести анализ влияния добавления инертного компонента и давления на равновесие.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2

Задание 2.1. Однокомпонентные системы. Расчеты с использованием уравнения Клапейрона-Клаузиуса.

На основании справочных данных для температурной зависимости давления насыщенного пара над жидкостью бензола ($t = 20^\circ C$) определите: а) коэффициенты A и B в уравнении Клапейрона-Клаузиуса $\lg P = A - B/T$; б) теплоту испарения жидкости; в) температуру кипения при атмосферном давлении.

Задание 2.2. Используя диаграммы «температура кипения – состав»



При давлении $P = 1,01325 \cdot 10^5$ Па, определите:

- число фаз и состав фаз в системах составов X_1 и X_2 при температурах t_1, t_2, t_3, t_4
- как будет изменяться состав жидкой и газообразной фазы по мере повышения температуры исходной жидкости?

— соотношение между количеством жидкой фазы и газообразной фазы и каково количество молей веществ в фазах при температуре t_B для системы состава X_1 , если исходная масса смеси равна 25 кг?

— какие вещества и в каком количестве можно получить при ректификации 7 кг жидкости состава X_1 ?

— каким будет состав первых капель жидкости при конденсации пара состава X_1 ?

— парциальные давления компонентов в смеси состава X_1 при температуре кипения, если раствор считать идеальным.

— подчиняется ли система состава X_1 при температуре кипения закону Рауля и объясните причины отклонения от идеального раствора?

Задание 2.3. По основании диаграммы состояния «температура плавления – состав» для двухкомпонентной системы веществ $TiNO_3$ и $TiNO_2$:

1. Определите тип диаграммы плавкости;
2. Объясните значение всех линий полей диаграммы;
3. Определите число компонентов, число и состав фаз, рассчитайте число степеней свободы для системы в состояниях, которым соответствуют фигуративные точки, отмеченные арабскими цифрами.
4. Постройте кривые охлаждения для расплавов, состав и температура которых на диаграмме соответствуют точкам, указанным римскими цифрами (I, II, III), рассчитайте число степеней свободы на каждом участке кривой охлаждения. Укажите, как будет меняться состав жидкой фазы в процессе кристаллизации (показать на диаграмме путь кристаллизации).
5. Определите, при какой температуре начинается плавление сплава, состав которого на диаграмме задаётся точкой 8.
6. Рассчитайте массовое количество фаз в состоянии, которому соответствует фигуративная точка 2, если известно, что суммарная масса равновесной системы составляет 19 кг.
7. Для систем, образующих химические соединения, определите формулы соединений.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №3

Задание 3.1 . Определите ионную силу водного раствора электролита $NaCl$, если: а) молярная концентрация электролита $NaCl$ в растворе равна $m = 0,025$ моль/кг; б) молярная концентрация электролита $NaCl$ в растворе равна m и в растворе присутствует электролит $Ca(NO_3)_2$ с концентрацией $m_1 = 0,020$ моль/кг; в) запишите уравнение предельного закона Дебая и Хюккеля и на основании справочных данных о средних ионных коэффициентах активности вычертите график зависимости $\lg \Gamma_{\pm} = f(\sqrt{I})$ от $m = 0$ до $m = 3,0$. На график нанесите зависимость $\lg \Gamma_{\pm} = f(\sqrt{I})$ по предельному закону Дебая и Хюккеля. Сделайте заключение. г) по предельному закону Дебая и Хюккеля вычислите средний ионный коэффициент активности Γ_{\pm} при 298 К для раствора электролита $NaCl$ с концентрацией m и раствора электролита $NaCl$ с концентрацией m , в присутствии электролита $Ca(NO_3)_2$ с концентрацией 0,020 М.

Задание 3.2 Пользуясь справочными данными для зависимости молярной электрической проводимости (μ) раствора слабого электролита $HCOOH$ концентрацией $2,38 \cdot 10^{-3}$ моль/л от разведения ($1/C$, л/моль): а) постройте график зависимости концентрационной зависимости; б) напишите уравнения, связывающие молярную, эквивалентную и удельную электрические проводимости раствора электролита $HCOOH$ и рассчитайте величины удельной электрической проводимости раствора электролита $HCOOH$ при известных концентрациях; в) постройте график концентрационной зависимости удельной электрической проводимости $\kappa = f(C)$; г) графически определите удельную (κ в $Om^{-1} \cdot cm^{-1}$) электрическую проводимость раствора электролита $HCOOH$ при концентрации $2,38 \cdot 10^{-3}$ моль/л и рассчитайте эквивалентную электрическую проводимость раствора электролита

при этой концентрации; *д*) напишите уравнение электролитической диссоциации электролита А; *е*) пользуясь справочными данными на основании закона Кольрауша определите предельную эквивалентную электрическую проводимость в растворе электролита при бесконечном разбавлении ($C_A \rightarrow 0$); *ж*) рассчитайте степень диссоциации α электролита в растворе с концентрацией $2,38 \cdot 10^{-3}$ моль/л, используя величины эквивалентной электрической проводимости при концентрациях $2,38 \cdot 10^{-3}$ моль/л и 0 и определите рН водного раствора с концентрацией $2,38 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Задание 3.3 Для гальванического элемента



а) напишите уравнения потенциалопределяющих реакций и уравнение Нернста для расчета равновесных потенциалов левого и правого электродов; *б*) определите средне-ионные активности электролитов в левом и правом электродах и рассчитайте равновесные значения потенциалов этих электродов, величины средних ионных коэффициентов активности при $T = 298\text{K}$ и стандартных электродных потенциалов возьмите из справочника; *в*) напишите электродные реакции, протекающие на левом и правом электродах гальванического элемента G, полагая, что в электродной реакции участвует один электрон; *г*) найдите ЭДС гальванического элемента G при стандартной температуре и вычислите константу равновесия реакции, протекающей самопроизвольно в элементе при температуре 298 К. В реакции участвует только один электрон.

Задание 3.4

Составьте гальванический элемент, в котором протекает самопроизвольно химическая реакция $\text{Pb} + 2\text{AgI} = \text{PbI}_2 + 2\text{Ag}$. Напишите уравнение, связывающее стандартное изменение энергии Гиббса в ходе химической реакции, протекающей в гальваническом элементе, со стандартным значением ЭДС гальванического элемента при температуре $T = 288\text{ K}$. Определите: 1. стандартное значение ЭДС, в котором протекает химическая реакция, при температуре 298 К на основании значений стандартных электродных потенциалов из справочника, 2. стандартное значение ЭДС E°_T при температуре T на основании значения E°_{298} при 298 К и величины $(\partial E^\circ / \partial T)_P = -1,38 \cdot 10^{-4}$ приняв, что в указанном интервале температур зависимость $E^\circ = f(T)$ линейна. 3. изменение энтальпии (тепловой эффект) ΔH_T (кДж), энтропии ΔS_T (Дж/К), энергию Гиббса ΔG_T (кДж) и константу равновесия K_a для реакции, протекающей в гальваническом элементе при температуре T.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №4

Задание 4.1 В реакторе при постоянном объеме $V = 1\text{ м}^3$ и температуре T протекает газофазная реакция $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ ($T = 598\text{ K}$ $t_1 = 200\text{ с}$). В для этой реакции приведены результаты измерений общего давления реакционной смеси P в зависимости от времени её протекания t

Время t , с	0	60	120	150	180	300
Общее давление P , кПа $t \cdot 10^{-3}$	4,972	5,114	5,240	5,299	5,354	5,550

На основании данных исследуйте кинетику реакции А и определите кинетические параметры: порядок реакции, константу скорости, период полупревращения. Выполняя задание, придерживаясь следующего плана действий: *а*) используя понятие о химической переменной ξ , выведите формулу, связывающую парциальное давление исходного вещества с общим давлением реакционной смеси; *б*) рассчитайте парциальное давление и молярную концентрацию исходного вещества в реакции А указанные промежутки времени t ; *в*) на основании результатов вычислений постройте графики зависимостей $C = f(t)$, $\ln C = f(t)$, $1/C = f(t)$, $1/C^2 = f(t)$; *г*) проведите анализ графических зависимостей и определите порядок реакции А; *д*) определите порядок реакции методом подстановки; *е*) напишите кинетическое уравнение для реакции А в дифференциальной и интегральной формах, вычислите значения константы скорости k реакции А в указанные промежутки

времени. Проанализируйте полученные результаты и сделайте вывод. Если k меняется мало – усредните ее значение; ж) определите период полупревращения $t_{1/2}$ и время $t_{15\%}$ за которое прореагирует 15 % исходного вещества при температуре T ; з) найдите концентрацию исходного вещества в момент времени t_1 от начала реакции.

Задание 4.2. Определение параметров температурной зависимости скорости химической реакции. В таблице приведены значения констант скоростей k_1 и k_2 для реакции А (см. 4.1) при температурах T_1 и T_2 , соответственно.

T_1, K 656	k_1 7,700	T_2, K 592	k_2 0,844	T_3, K 676	ΔT 18
-----------------	----------------	-----------------	----------------	-----------------	------------------

Используя величины k_1 и k_2 , а также значение константы скорости k , полученное при выполнении предыдущего задания для температуры T , постройте график в координатах $\lg k = f(1/T)$ и определите: а) коэффициенты A и B в интегральной форме уравнения Аррениуса вида $\lg k = A - B/T$ и составьте это уравнение с численными значениями A и B для химической реакции А; б) графически и аналитически энергию активации ($E_{\text{акт}}$, кДж/моль) химической реакции А; в) величину предэкспоненциального множителя в экспоненциальной форме уравнения температурной зависимости скорости (уравнение Аррениуса) и составьте это уравнение с численными значениями параметров для химической реакции А; г) температурный коэффициент скорости химической реакции А для интервала температур от T_1 до T_2 ; д) константу скорости k_3 реакции В при температуре T_3 ; е) как изменится скорость химической реакции А, если температуру T_1 изменить на ΔT .

Задание 4.3. В таблице для $t = 20^\circ\text{C}$ приведены следующие значения: 1) показатель преломления n_D и плотность ρ раствора вещества А в веществе В с массовой долей растворенного вещества равной $\omega(A)$, 2) поляризация $P_{A,\infty}$ бесконечно разбавленного раствора вещества А в неполярном растворителе.

Формула вещества		$\omega(A)$, масс %	n_D	$\rho_{20^\circ\text{C}}$, кг/м ³	$P_{A,\infty} \cdot 10^6$, м ³ /моль
А	В				
C ₂ H ₅ OH	H ₂ O	30	1,3535	0,9538	70,202

На основании данных таблицы, привлекая в необходимых случаях информацию из справочников, определите: а) удельную рефракцию раствора $r_{A,B}$ (м³/кг и см³/г); б) удельную рефракцию чистого вещества В r_B (м³/кг и см³/г), используя справочные данные о его показателе преломления и плотности в) удельную рефракцию вещества А r_A (м³/кг и см³/г) на основании правила аддитивности, исходя из количественного состава раствора ω_A , значений удельной рефракции раствора $r_{A,B}$ и чистого вещества В r_B ; г) молярную рефракцию вещества А (м³/моль и см³/моль), пользуясь значениями его молярной массы и удельной рефракции; д) молярную рефракцию вещества А (м³/моль и см³/моль) по правилу аддитивности, исходя из предположений о возможном существовании у молекулы вещества А изомеров I_3 на основании справочных значений атомных рефракций и инкрементов рефракций связей, а затем подтвердите или опровергните структуру молекулы вещества А; е) момент электрического диполя вещества А (Кл·м и Д) и сопоставьте его со справочными данными.

Задание 4.4. Химическая связь. А) Запишите электронные конфигурации: 1) атомов С и N; 2) молекулы С–N (за основу примите энергетические уровни - молекулярные орбитали гомоядерных молекул). Б) Нарисуйте схематически энергетическую диаграмму молекулы С–N и распределите электроны на энергетических уровнях. В) Определите: 1) терм основного электронного состояния молекулы CN; 2) порядок связи в молекуле С–N. Г). Установите, обладает ли: 1) вещество CN диамагнитными или парамагнитными свойствами? 2) молекула С–N электрическим диполем. Д). Как изменится: 1) энергия связи, если молекулу CN перевести в состояние иона CN⁺; 2) равновесное междуядерное расстояние, если молекулу С–N перевести в состояние иона CN⁺; 3) энергия связи, если молекулу CN перевести в состояние иона CN⁻; 4) равновесное междуядерное расстояние, если молекулу CN перевести в состояние иона CN⁻.

7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

а) основная литература:

- 1 Теоретическая электрохимия: учебник для вузов/А.Л.Ротинян [и др.] - 2-ое изд. перераб. и доп. – М.: «Студент», 2013, -496с.
- 2 Агафонов, Д.В. Никель-кадмиевые аккумуляторы : Практикум / Д. В. Агафонов, М. А. Микрюкова, Н. В. Евреинова ; СПбГТИ(ТУ). Каф. технологии электрохим. пр-в. - СПб. : [б. и.], 2016. - 16 с. : ил. - Библиогр.: с. 15.
- 3 Евреинова, Н. В. Введение в специальность по электрохимии [] : учебное пособие /, И. А. Шошина ; СПбГТИ(ТУ). Каф. технологии электрохим. производств. - Электрон. текстовые дан. - СПб. : [б. и.], 2016. - 51 с. : ил. - Библиогр.: с. 50.
- 4 Дамаскин, Б.Б. Электрохимия : учебное пособие для студентов по направлению подготовки "Химия" / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина. - 3-е изд., испр. - Электрон. текстовые дан. - СПб. ; М. ; Краснодар : Лань, 2015. - 672 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - Библиогр.: с. 659-665.
- 5 Химическая кинетика : Практикум для студентов заочной формы обучения / Н. В. Евреинова, М. А. Микрюкова, Д. В. Агафонов ; СПбГТИ(ТУ). Каф. технологии электрохим. пр-в. - Электрон. текстовые дан. - СПб. : [б. и.], 2016. - 18 с. : ил. - Библиогр.: с. 16.
- 6 Матузенко, М.Ю. Диаграммы равновесия жидкость-пар двухкомпонентных систем: методические указания / М. Ю. Матузенко ; СПбГТИ(ТУ). Каф. физ. химии. - Электрон. текстовые дан. - СПб. : [б. и.], 2014. - 20 с. : ил.

Дополнительная литература

1. Стромберг, А.Г. Физическая химия: Учебник для вузов по химическим спец. / А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко; Под ред. А. Г. Стромберга. - 7-е изд., стер. - М. : Высш. шк., 2009. - 527 с.
2. Ягодковский, В.Д. Статистическая термодинамика в физической химии: Учебное пособие для вузов по направлению - Химия / В. Д. Ягодковский. - 2-е изд., испр. и доп. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2009. - 495 с.
3. Нараев, В.Н. Термодинамические расчеты статистическим методом: Учебное пособие для заочного отделения / В. Н. Нараев, М. А. Микрюкова, И. В. Сафронова; под ред. В. Н. Нараева ; СПбГТИ(ТУ). Каф. технологии электрохим. пр-в. - СПб., 2009. - 63 с. **(ЭБ)**
4. Матузенко, М.Ю. Изучение строения молекул спектральными методами. Теоретические основы. Решение задач: учебное пособие / М. Ю. Матузенко, М. Ю. Зубкова, А. Н. Храмов - СПб. : СПбГТИ(ТУ), 2009. - 56 с.
5. Теория и практика электрохимических методов анализа: Кондуктометрия. Потенциометрия : методические указания к лабораторным работам / В.Н. Нараев, Д.В. Агафонов, Н.В. Евреинова, М.А. Микрюкова. – СПб.: СПбГТИ(ТУ), 2013. – 38 с. **(ЭБ)**
6. Черепкова, И.А. Вопросы к лабораторным коллоквиумам и правила оформления отчетов: методические указания / И. А. Черепкова, О. В. Проскурина, Е. А. Павлова – СПб.: СПбГТИ(ТУ), 2011. - 20 с. **(ЭБ)**
7. Нараев, В.Н. Физическая химия: учебное пособие для заочного отделения / В. Н. Нараев; СПбГТИ(ТУ). Каф. технологии электрохим. производств. - СПб., 2007.
Часть 1 : Химическая термодинамика. Фазовые равновесия и учение о растворах. Электрохимия. - 259 с.
Часть 2 : Химическая кинетика. Строение вещества. Спектроскопия. - 62 с.
8. Морачевский, А.Г. Физическая химия: поверхностные явления и дисперсные системы: Учебное пособие / А. Г. Морачевский. - СПб. : Изд-во Политехн. ун-та, 2011. - 152 с. **(ЭБС) 2015**

Вспомогательная литература

1. Касаткина, И.В. Физическая химия: Учебное пособие / И. В. Касаткина, Т. М. Прохорова, Е. В. Федоренко. - М.: РИОР, 2007. - 250 с.
2. Матузенко, М.Ю. Задачи по физической химии. Химическая термодинамика. Фазовые равновесия. Термодинамика гальванических элементов (Часть 1): Учебное пособие / М. Ю. Матузенко, М. Ю. Зубкова, А. Н. Храмов ; СПбГТИ(ТУ). Каф. физ. химии. - СПб., 2008. - 21с.
3. Матузенко, М.Ю. Задачи по физической химии. Электрическая проводимость растворов электролитов. Электрические и оптические свойства молекул. Кинетика химических реакций (Часть 2): Учебное пособие / М. Ю. Матузенко, М. Ю. Зубкова, А. Н. Храмов ; СПбГТИ(ТУ). Каф. физ. химии. - СПб., 2008. - 17 с.
4. Основы электрохимии гальванических элементов: методические указания / Г. И. Евстропьева [и др.]; СПбГТИ(ТУ). Каф. физ. химии. - СПб, 2004. - 26 с.

8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины

учебный план, РПД и учебно-методические материалы:
<http://media.technolog.edu.ru>

Российское общество гальванотехников и специалистов в области обработки поверхности <http://www.galvanicrus.ru/site.php>

«Электронный читальный зал – БиблиоТех» <https://technolog.bibliotech.ru/>;

«Лань (Профессия)» <https://e.lanbook.com/books/>.

ЗАРУБЕЖНЫЕ ИНТЕРНЕТ-РЕСУРСЫ

<http://www.springerlink.com/?MUD=MP>

The Electrochemical Society

<http://www.electrochem.org/>The Electrochemical Society of Japan

<http://www.electrochem.jp/index-e.html>

<http://www.ise-online.org/>

<http://electrochem.cwru.edu/>

www.interscience.wiley.com

www.rsc.org

Royal Society of Chemistry Journals – Ресурсы издательства, принадлежащего Королевскому Химическому обществу (Великобритания), охватывают следующие предметные области: органическая, аналитическая, физическая химия; биохимия; электрохимия; химические технологии и т. д. Доступ открыт по ip-адресам.

www.thieme-connect.com/ejournals

Thieme Chemistry Package включает авторитетные научные журналы по химии. Самые ранние выпуски журналов предоставляются с 1953 года (для *Planta Medica*). Просмотр журналов возможен по годам, томам и выпускам, а также присутствует детальный поиск по полям описания статей.

www.chemweb.com

Крупнейший он-лайнный химический портал в мире. С 2003 года владелец - компания Elsevier Ltd. Содержит информацию по исследованиям в области химии и химической промышленности. Тематика: аналитическая химия, биохимия, катализ, электрохимия, топливо, неорганическая химия, химические материалы, органическая химия, фармакология, физическая химия, полимеры. Доступ к 350 журналам различных издательств и базам данных.

www.pubs.acs.org

American Chemical Society (ACS) Научные и научно-практические журналы по химии Американского химического общества на английском языке. Ресурс содержит журналы по основным разделам химии и смежным областям знаний, включая химию широкого профиля, медицинскую химию, физическую химию, органическую химию, а также биохимию, биотехнологию и т.д. Полные тексты в формате html и PDF.

Глубина полнотекстового доступа - с 1996 года. Коллекции ретроспективных выпусков с 1879 по 1995 гг.

www.rsc.org/Publishing/Journals/Index.asp RSC Publishing journal

RSC Publishing некоммерческое издательство, принадлежащее крупнейшей европейской организации, обеспечивающей информационное обеспечение в области химии - The Royal Society of Chemistry (Королевскому химическому обществу (Cambridge,UK)). Издательство, известное с 1841г., занимается выпуском научных и популярных журналов, книг, созданием баз данных, распространением деловой информации для химиков.

www.uspto.gov

www.sagepub.com

9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Все виды занятий по дисциплине «Физическая химия» проводятся в соответствии с требованиями следующих СТП:

СТП СПбГТИ 040-02. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Лекция. Общие требования;

СТО СПбГТИ 018-2014. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Семинары и практические занятия. Общие требования к организации и проведению.

СТП СПбГТИ 048-2009. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Самостоятельная планируемая работа студентов. Общие требования к организации и проведению.

Планирование времени, необходимого на изучение данной дисциплины, лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала.

Основными условиями правильной организации учебного процесса для студентов является:

- плановость в организации учебной работы;
- серьезное отношение к изучению материала;
- постоянный самоконтроль.

На занятия студент должен приходить, имея багаж знаний и вопросов по уже изученному материалу.

10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине

10.1. Информационные технологии

В учебном процессе по данной дисциплине предусмотрено использование информационных технологий:

- чтение лекций с использованием слайд-презентаций;
- взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты.

10.2. Программное обеспечение

Microsoft Office (Microsoft Excel);

10.3. Информационные справочные системы

Справочно-поисковая система «Консультант-Плюс»

11. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине

Для ведения лекционных и практических занятий используется аудитория, оборудованная средствами оргтехники, на 18 посадочных мест.

12. Особенности освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья

Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями учебный процесс осуществляется в соответствии с Положением об организации учебного процесса для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья СПбГТИ(ТУ), утвержденным ректором 28.08.2014г.

**Фонд оценочных средств
для проведения промежуточной аттестации по
дисциплине «Физическая химия»**

1. Перечень компетенций и этапов их формирования

Компетенции		
Индекс	Формулировка	Этап формирования
ОПК-3	способностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания	промежуточный

2 Показатели и критерии оценивания компетенций на различных этапах их формирования, шкала оценивания.

Показатели оценки результатов освоения дисциплины	Планируемые результаты	Критерий оценивания	Компетенции
Освоение раздела № 1	Знает основы современных методов расчета термодинамических свойств веществ и химического равновесия; Умеет рассчитать из справочных данных термодинамических функций процессов и равновесного состава; Владеет основными законами естественно-научных дисциплин и обладать способностью применять их в процессе последующего обучения в бакалавриате;	Правильные ответы на вопросы № 1-17, 23-33	ОПК-3
Освоение раздела №2	Знает основы теории фазовых равновесий, понятия о фазовых диаграммах, которые являются графическим представлением соотношений между параметрами состояния системы;	Правильные ответы на вопросы № 18-22, 34-36	ОПК-3
Освоение раздела № 3	Знает ионные равновесия в растворах электролитов, неравновесные явления и электродное равновесие в химических и электрохимических системах; Умеет вычислять рН и концентраций частиц в растворах кислот, оснований и солей из констант кислотности (основности) и произведений растворимости; находить величины ЭДС из справочных данных по электродным потенциалам;	Правильные ответы на вопросы № 37-50	
Освоение раздела №4	Знает кинетику и механизм протекания гомогенных и гетерогенных химических реакций в различных условиях; основные методы исследования кинетики химических реакций	Правильные ответы на вопросы № 32, 51-52	

Показатели оценки результатов освоения дисциплины	Планируемые результаты	Критерий оценивания	Компетенции
	Умеет решать задачи по химической кинетике с использованием уравнений первого и второго порядка и др. – в соответствии с программой курса		
Освоение раздела № 5	Умеет применять полученные знания при решении таких задач, как определение электронных конфигураций атомов, двухатомных молекул и ионов, структурных формул и геометрии молекул; Владеет способностью применения знаний о современной физической картине мира; пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы	Правильные ответы на вопросы № 53-79	

Шкала оценивания соответствует СТО СПбГТИ(ТУ):
промежуточная аттестация проводится в форме зачета и экзамена, результат оценивания «зачтено/незачтено» и «отлично», «хорошо» или «удовлетворительно».

3. Типовые контрольные задания для проведения промежуточной аттестации.

а) Вопросы для оценки сформированности элементов компетенции ОПК-3:

1. Закон Гесса. Примеры расчета тепловых эффектов на его основе из теплот образования, сгорания, растворения, из энергий связи.
2. Теплоемкости средние и истинные. Связь между ними. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры.
3. Второе начало термодинамики. Энтродия идеального газа как функция объема (давления) и температуры.
4. Изменение энтропии как критерий направления процесса в изолированной системе. Изменение энтропии в различных процессах (фазовые переходы, нагревание, расширение). Термодинамическая вероятность и энтропия.
5. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как мера работоспособности системы и как критерий направления процесса $A = f(T, V)$; $G = f(T, P)$.
6. Свободная и связанная энергия. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
7. Зависимость энергии Гиббса системы от T , P и ее состава. Химический потенциал.
8. Химические потенциалы идеальных и реальных газов. Фугитивность газа. Способы ее определения.
9. Химическое равновесие. Вывод и анализ уравнения изотермы химической реакции.
10. Различные способы выражения констант равновесия K_p , K_c , K_n , K_x и K_a . Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия.
11. Вывод и анализ уравнения изобары химической реакции.
12. Уравнение изобары в дифференциальной и интегральной формах. Зависимость констант равновесия от T .
13. Вывод и анализ уравнения Клапейрона-Клаузиуса.
14. Условия термодинамического равновесия между фазами. Вывод правила фаз Гиббса.
15. Парциальные мольные величины, методы их определения. Уравнение Гиббса-Дюгема.
16. Вывод уравнения химического потенциала компонента в идеальном растворе. Выбор стандартного состояния для растворителя и растворенного вещества.
17. Вычисление активности компонентов раствора по давлению пара и понижению температуры замерзания.
18. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.
19. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.
20. Построение диаграмм «давление пара – состав» и «температура кипения – состав» для идеальных растворов.
21. Построение диаграмм «давление пара – состав» и «температура кипения – состав» для жидкостей с ограниченной растворимостью.
22. Что такое раствор? Могут ли образовать раствор два газообразных вещества? Два жидких? Два твердых? Твердое и жидкое? Приведите примеры.
23. Напишите уравнение состояния идеального газа. Как связаны универсальная газовая постоянная R и число Авогадро N_A ? Какова размерность R для значений 8,31 и 0,082? Рассчитайте молярный объем идеального газа и концентрацию кислорода в воздухе при н. у. (Считать содержание O_2 в воздухе, равным 21% об.).
24. Что такое внутренняя энергия? Сравните (качественно) внутренние энергии следующих систем: а) 1 моль Ag при 30 и 300 К; б) 1 г Fe в состоянии покоя и при движении со скоростью 100 м/с; в) 1 г Fe в состоянии покоя на уровне моря и высоте 8 800 м; г) 1 моль атомарного водорода в состояниях $1s^1$ и $2s^1$.
25. Определите понятие термодинамическая вероятность макроскопического состояния. Как связана энтропия системы с термодинамической вероятностью макроскопического состояния? В каких единицах измеряется энтропия? Сравните качественно величину энтропии систем: $H_2O(тв.)$, $H_2O(ж.)$, $H_2O(г.)$.

26. Вычислите предельное значение химической переменной для реакций:
 а) $2\text{NaHCO}_3(\text{тв.}) + \text{SO}_2(\text{г.}) = \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г.}) + 2\text{CO}_2(\text{г.})$;
 б) $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{г.}) + 6,5\text{O}_2(\text{г.}) = 4\text{CO}_2(\text{г.}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$,
 если в исходной смеси содержалось по 2 моля каждого из веществ. Укажите, какая из этих реакций является гомогенной, а какая – гетерогенной. Как изменится предельное значение химической переменной, если все стехиометрические коэффициенты поделить на 2?
27. Сформулируйте первое начало термодинамики. Определите ΔU , ΔH , Q , W и ΔS при изотермическом расширении 14 г N_2 ($T = 300 \text{ K}$; $p = 2 \text{ атм}$) до $p = 0,5 \text{ атм}$. Что такое полезная работа? Совершается ли она в указанном процессе?
28. Докажите, что закон Гесса является следствием 1-го начала термодинамики. Используя приведенные ниже данные о тепловых эффектах реакций ($\Delta_r H_{298}^0$):
 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}), \Delta_r H_{298}^0 = -1170 \text{ кДж / моль}$;
 $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж.}), \Delta_r H_{298}^0 = -1530 \text{ кДж / моль}$,
 вычислите стандартную энтальпию образования $\Delta H_{f,298}^0$ NO и сравните полученную величину с табличной.
29. Сформулируйте второе начало термодинамики. Определите изменение энтропии при конденсации 0,1 моля газа А, если изменение энтальпии в процессе $\text{A}(\text{г.}) = \text{A}(\text{ж.})$ $\Delta H = -50RT_c$ Дж / моль при температуре конденсации T_c .
30. Что такое самопроизвольный процесс? Каковы условия равновесия для изобарно-изотермического процесса?
31. Для реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + 3\text{H}_2(\text{газ}) = \text{Fe}(\text{тв.}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{газ})$:
 а) напишите уравнение изотермы химической реакции;
 б) вычислите константу равновесия при 298 К;
 в) определите направление протекания реакции, если начальные давления газообразных компонентов составляют $p_0(\text{H}_2) = 1 \text{ атм}$, $p_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,001 \text{ атм}$. Количества твёрдых компонентов: 1 моль Fe_2O_3 и 1 моль Fe .
32. Сформулируйте принцип Ле Шателье. На примере экзотермической реакции $\text{N}_2(\text{газ}) + 3\text{H}_2(\text{газ}) = 2\text{NH}_3(\text{газ})$ объясните, как изменится положение равновесия с увеличением температуры, увеличением общего давления?
33. Напишите уравнение изобары химической реакции. Как изменится константа равновесия для этой реакции с увеличением температуры? С увеличением общего давления? Как изменится константа равновесия, если стехиометрические коэффициенты поделить на 3?
34. Изобразите схематично фазовую диаграмму однокомпонентной системы, обозначьте области существования газа, жидкости, твердого состояния, тройную точку и точку с параметрами $p = 1 \text{ атм}$ и $T = 298 \text{ K}$.
35. Оцените осмотическое давление и давление насыщенного пара для водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при 300 К. Концентрация раствора равна 4,50 % мас. Давление насыщенного пара над чистой водой при 300 К равно 0,02 атм.
36. Что такое сольватация? Сравните процессы, происходящие при растворении в воде: а) $\text{HCl}(\text{г.})$; б) $\text{NaCl}(\text{тв.})$; в) $\text{I}_2(\text{тв.})$.
37. Дайте определение кислоты и основания по Аррениусу и Брэнстеду. Для водных растворов уксусной кислоты и аммиака напишите уравнения равновесий, выделите в них сопряженные пары кислота–основание. Почему молекула H_2O в первом случае проявляет основные свойства, а во втором – кислотные?
38. Что такое константы кислотности K_a и основности K_b ? Почему произведение $K_a \times K_b$ для сопряженной пары кислота–основание в водном растворе равно ионному произведению воды K_w ? Тожественны ли понятия константа ионизации воды и ионное произведение воды?

39. Для 0,02 М водного раствора кислоты НА определите рН и степень диссоциации кислоты α , если $K_a = 0,01$. Как изменяется α :
- при уменьшении начальной концентрации кислоты;
 - при увеличении температуры;
 - при добавлении в раствор сильной кислоты HCl;
 - при добавлении в раствор соли этой кислоты КА?
40. Определите рН водного раствора, содержащего в 1 л: а) 10^{-2} моля NaOH; б) 10^{-9} моля NaOH.
41. Дайте определение реакции гидролиза. Какие равновесия устанавливаются при растворении NH_4Cl и CH_3COONa в воде? Вычислите константу гидролиза этих соединений в водных растворах.
42. Не используя вычислений, расположите в порядке возрастания рН растворы одинаковой молярной концентрации: HNO_3 , NaOH, NaNO_3 , NH_4NO_3 , CH_3COONa . Объясните полученный результат.
43. Что такое буферный раствор? Каковы свойства буферных растворов? При каких условиях рН буферной смеси равен:
- $\text{p}K_a$ сопряженной кислоты;
 - на 1 больше $\text{p}K_a$ сопряженной кислоты?
44. Дайте определение понятиям растворимость и произведение растворимости. Какова размерность этих величин? Найдите растворимость L и концентрацию ионов M^{2+} в насыщенном растворе: а) MX; б) MY_2 . $K_L(\text{MX}) = K_L(\text{MY}_2) = 4 \cdot 10^{-30}$.
45. К 1 г CaCO_3 последовательно добавили: а) 1 л воды; б) 99 л воды; в) 9 900 л воды. Каковы концентрации ионов Ca^{2+} в растворах а, б, в? Произведение растворимости $K_L(\text{CaCO}_3)$ принять равным 10^{-10} . (Считать объём раствора равным объёму добавленной воды).
46. Используя справочные значения K_a , K_b и K_L , оцените константы равновесия реакций:
- $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2$;
 - $\text{Mg}^{2+} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4^+$;
 - $2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$.
47. Дайте определение окислительно-восстановительных реакций. Расставьте стехиометрические коэффициенты, укажите сопряженные пары окислитель–восстановитель, напишите отдельно полуреакции окисления и восстановления для реакций:
- $\text{Fe}(\text{тв.}) + \text{Cu}^{2+}(\text{в.}) = \text{Cu}(\text{тв.}) + \text{Fe}^{2+}(\text{в.})$;
 - $\text{FeCl}_3(\text{в.}) + \text{KI}(\text{в.}) = \text{FeCl}_2(\text{в.}) + \text{I}_2(\text{тв.}) + \text{KCl}(\text{в.})$;
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{в.}) + \text{Cl}^-(\text{в.}) + \text{H}^+ = \text{Cl}_2(\text{газ}) + \text{Cr}^{3+}(\text{в.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$.
48. Что такое электрод? Напишите уравнение Нёрнста для электродного потенциала. Определите понятие стандартный электродный потенциал E° . Как его измерить? Какова его размерность?
49. Как связана ЭДС окислительно-восстановительного процесса с энергией Гиббса реакции? Используя E° полуреакций, рассчитайте стандартную ЭДС (ΔE°), стандартную энергию Гиббса реакции ($\Delta_r G^\circ$) и константу равновесия K реакции: $\text{Fe}(\text{тв.}) + \text{Cu}^{2+}(\text{в.}) = \text{Fe}^{2+}(\text{в.}) + \text{Cu}(\text{тв.})$ ($T = 298 \text{ K}$). Определите величину $\Delta_r E$ при $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,0001 \text{ моль / л}$, $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,1 \text{ моль / л}$.
50. Две серебряные пластины погружены в два 0,1 М водных раствора AgNO_3 и соединены в концентрационный гальванический элемент. Определите ЭДС элемента. Как изменится ЭДС элемента, если: а) разбавить один из растворов в 10 раз; б) добавить NaCl в один из растворов.
51. Сравните понятия молекулярность и порядок реакции. Для реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ известно, что: а) эта реакция является элементарной; б) эта реакция является

- сложной, порядок по компоненту А равен 1, а по В равен 0,5. Определите порядок реакции и напишите кинетическое уравнение для а) и б).
52. Как зависит константа скорости реакции от температуры? Что такое энергия активации? Изобразите графически зависимость энергии системы $A + B \leftrightarrow C + D$ от координаты реакции для эндо- и экзотермической реакции. Как называется состояние, соответствующее максимуму энергии? Укажите на этой зависимости энергию активации прямой реакции, обратной реакции и тепловой эффект реакции.
 53. Из чего состоит атомное ядро. Как соотносится объем ядра и его масса с объёмом и массой атома?
 54. Почему ядро не распадается вследствие электростатического отталкивания составляющих его частиц? Сравните энергию электростатического отталкивания протонов в ядре атома гелия и энергию связи этого ядра. Что такое дефект массы?
 55. Определите понятия: атом, элемент, изотоп. Что означает запись ${}_{8}^{17}\text{O}_2^+$? Приведите пример одноатомной частицы, состоящей из девяти протонов, десяти нейтронов и десяти электронов.
 56. Изотоп ${}^{63}\text{Ni}$ подвержен β -распаду с периодом полураспада 100 лет. Определить, из каких веществ и в каких количествах будет состоять через 300 лет образец, изначально состоявший из 8 мкг металла ${}^{63}\text{Ni}$.
 57. Как связана вероятность нахождения электрона в некоторой области пространства вокруг ядра с его волновой функцией Ψ ? На каком расстоянии от ядра эта вероятность в атоме Н (основное состояние) наибольшая? Что такое атомная орбиталь?
 58. Сравните энергии электрона (количественно) в основном состоянии для частиц Н и Li^{2+} .
 59. Сформулируйте принцип Паули и правило Хунда. К каким состояниям (основным, возбужденным) они применимы?
 60. Напишите краткую электронную конфигурацию для основного состояния атомов и ионов:
а) Al, Al^{3+} ; б) Se, $\text{Se}^{\square-}$; в) Ni, Ni^{2+} ; г) Eu, Eu^{2+} .
 61. Определите понятия: потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность атома. Как они меняются в пределах одной группы и одного периода?
а) Объясните изменение первого потенциала ионизации II и радиуса атома в рядах: C, N, O; S, Se, Te.
б) Объясните изменение сродства к электрону E в ряду: Cl, Br, I.
 62. Рассчитайте потенциал ионизации возбужденного атома водорода с электроном в состоянии 3р.
 63. Приведите примеры соединений с полярной и неполярной ковалентной связью; ионной связью. Объясните, в чем их различие.
 64. Что такое молекулярная орбиталь (МО)? Чем отличаются σ - и π -связи? Приведите примеры многоатомных частиц, содержащих: а) только σ -связи; б) σ - и π -связи.
 65. Используя метод МО, определите, как изменяется порядок и длина связи частиц, участвующих в следующих процессах ионизации: а) $\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2^+ + e$; б) $\text{N}_2 \rightarrow \text{N}_2^+ + e$.
 66. Сформулируйте правила Гиллеспи и дополнение Найхольма. Для частиц SCl_2 ; SO_3^{2-} ; ICl_3 ; TeF_4 ; AsCl_5 ; ClF_5 изобразите структурные формулы, определите ковалентность и стериическое число центральных атомов, геометрическую форму молекул (ионов). Для каких из приведённых частиц необходимо применение дополнения Найхольма? Покажите его применение для этих частиц.

67. Используя представления о гибридизации АО, предложите описание геометрической формы следующих молекул (ионов): BeF_2 , CO_2 , BCl_3 , PCl_3 , PCl_5 , PCl_6^- .
68. От каких главных факторов зависит распределение электрического заряда в молекуле? Какие из приведённых молекул обладают отличным от нуля и равным нулю дипольным моментом и почему: CaCl_2 , SCl_2 , SF_4 .
69. Что такое поляризуемость частицы? Сравните поляризуемость в рядах F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 (а) и HF , HCl , HBr , HI (б).
70. Приведите примеры диамагнитных и парамагнитных частиц. Чем они отличаются?
71. Какие виды движения может совершать: а) молекула как целое; б) атомы в молекуле?
72. Определите число поступательных, вращательных и колебательных степеней свободы для частиц: O^+ , N_2 , MgF_2 , H_2S , C_2H_2 , C_4H_{10} .
73. Перечислите типы нековалентных взаимодействий. В чём заключается основное различие типов Ван-дер-Ваальсовых взаимодействий? Сравните энергии всех типов нековалентных взаимодействий с энергией ковалентной связи.
74. Почему увеличение поляризуемости молекул в рядах F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 (а) и HF , HCl , HBr , HI (б) приводит к увеличению температур плавления и кипения? Почему из этой закономерности выпадает HF ?
75. Что такое внутренняя энергия? Сравните (качественно) внутренние энергии следующих систем: а) 1 моль Ag при 30 и 300 К; б) 1 г Fe в состоянии покоя и при движении со скоростью 100 м/с; в) 1 г Fe в состоянии покоя на уровне моря и высоте 8 800 м; г) 1 моль атомарного водорода в состояниях $1s1$ и $2s1$.
76. Определите понятие термодинамическая вероятность макроскопического состояния. Как связана энтропия системы с термодинамической вероятностью макроскопического состояния? В каких единицах измеряется энтропия? Сравните качественно величину энтропии систем: $\text{H}_2\text{O}(\text{тв.})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$.
77. Каков порядок величин энергий переходов при возбуждении электронов ($\Delta E_{\text{эл.}}$), колебаний ($\Delta E_{\text{кол.}}$), вращений ($\Delta E_{\text{вр.}}$) молекул? Как качественно соотносятся эти величины? Каким диапазонам электромагнитного излучения они соответствуют?
78. Что такое спектр поглощения молекулы? Как связана энергия кванта с длиной волны, частотой, волновым числом электромагнитного излучения?
79. Переходы между какими состояниями частиц макросистемы лежат в основе: а) электронной спектроскопии; б) колебательной спектроскопии; в) ЯМР- и ЭПР-спектроскопии?

К экзамену допускаются студенты, выполнившие все формы текущего контроля. При сдаче экзамена, студент получает три вопроса из перечня, приведенного выше. Время подготовки студента к устному ответу на вопросы - до 30 мин.

4. Методические материалы для определения процедур оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в соответствии с требованиями СПб

СТО СПбГТИ(ТУ) 016-2014. КС УКВД. Порядок проведения зачетов и экзаменов.