

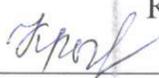
МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ
Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

СОГЛАСОВАНО
заведующий кафедрой физической
химии Казаринов И.А.


"05" октября 2021 г.

УТВЕРЖДАЮ
председатель НМК
Института химии
Крылатова Я.Г.


"05" октября 2021 г.

Фонд оценочных средств
Текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине
Физическая химия

Специальность
30.05.01 Медицинская биохимия

Квалификация (степень) выпускника
Врач-биохимик

Форма обучения
очная

Саратов,
2021

1. Карта компетенций

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
<p>УК-1. Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, выработать стратегию действий</p>	<p>1.1_Б.УК-1. Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие. Осуществляет декомпозицию задачи. 2.1_Б.УК-1. Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи. 3.1_Б.УК-1. Рассматривает различные варианты решения задачи, оценивая их достоинства и недостатки. 4.1_Б.УК-1. Грамотно, логично, аргументированно формирует собственные суждения и оценки. Отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности.</p>	<p>знать: способы анализа имеющейся информации уметь: применяет методы самостоятельного анализа имеющейся физико-химической информации; владеть: определять и анализировать проблемы, планировать стратегию их решения.</p>
<p>ОПК-1 Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности</p>	<p>1.1_Б.ОПК-1. Использует фундаментальные естественнонаучные знания для решения профессиональных задач. 2.1_Б.ОПК-1. Применяет прикладные естественнонаучные знания для решения профессиональных задач</p>	<p>знать: - основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния, методы описания химических равновесий в растворах электролитов; - начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики, методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах, термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем; - уравнения формальной кинетики и кинетики сложных, цепных и фотохимических реакций, основные теории гомогенного и гетерогенного катализа уметь: - применять полученные знания для объяснения химических процессов и явлений. - применять математические методы к реальным процессам при решении типовых профессиональных задач; - выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ; - прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях; - устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах, определять составы сосуществующих фаз в бинарных гетерогенных системах;</p>

		<p>прогнозировать влияние температуры на скорость процесса. – интерпретировать полученные результаты, используя базовые понятия физической химии. -ставить цели химического эксперимента, объяснять и грамотно оформлять результаты практических работ, обращаться с химическим оборудованием и реактивами.</p> <p>владеть: - навыками выполнения основных химических лабораторных операций; методами проведения физико-химических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физико-химического эксперимента</p>
--	--	---

1. Показатели оценивания планируемых результатов обучения

		Шкала оценивания			
		2 (не зачтено)	3 (зачтено)	4 (зачтено)	5 (зачтено)
УК-1.	Студент не имеет понятия о способах анализа имеющейся химической информации, не способен к самостоятельному анализу проблем, не умеет планировать стратегию их решения	Студент имеет некоторые понятия о способах анализа имеющейся химической информации, но не способен к самостоятельному анализу проблем, не умеет планировать стратегию их решения.	Студент достаточно свободно ориентируется в способах анализа имеющейся химической информации, умеет оценить их достоинства и недостатки. Способен к самостоятельному анализу проблем, может планировать стратегию их решения, но под руководством преподавателя.	Студент уверенно владеет разными способами анализа химической информации, самостоятельно ее анализирует, уверенно планирует стратегию решения возникающих проблем	
ОПК-1	Студент не знает (или воспроизводит без понимания) законы физической химии. Не способен проводить химические расчеты с помощью известных формул и уравнений. Не владеет навыками выполнения основных химических лабораторных операций; методами проведения физико-химических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физико-химического эксперимента	Студент воспроизводит без понимания законы физической химии. Плохо способен проводить химические расчеты с помощью известных формул и уравнений. Плохо владеет навыками выполнения основных химических лабораторных операций; методами проведения физико-химических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физико-химического эксперимента	Понимает законы физической химии, способен проводить расчеты с помощью известных формул и уравнений. Достаточно уверенно владеет навыками выполнения основных химических лабораторных операций; методами проведения физико-химических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физико-химического эксперимента	Понимает и свободно использует законы физической химии для решения профессиональных задач. Владеет навыками проведения физико-химических измерений, способен проводить химические расчеты,, проводить статобработку полученных экспериментальных данных. Отлично ориентируется в современной литературе по физической химии.	

Оценочные средства текущего контроля.

Лекции

0-18 баллов (оценивается посещаемость и активность на лекции, 2 балла за лекцию)

Практические работы

Методические указания

В ходе выполнения практикума студенты закрепляют и углубляют знания, полученные в лекционном курсе, приобретают практические навыки в проведении исследований и обработке их результатов, знакомятся с основными законами физической химии.

При подготовке к практической работе студенты должны:

- изучить теоретический материал, относящийся к данной работе;
- заполнить лабораторный журнал, занеся в него название работы,

основные теоретические сведения о процессе, схему лабораторной установки и краткое описание методики выполнения работы (журнал оформляется индивидуально каждым студентом).

В процессе выполнения работы следует четко представлять себе цель и содержание каждой операции. Окончив работу, студенты представляют преподавателю результаты расчетов.

Предусмотрены к выполнению 7 практических работ, в случае каждой работы оцениваются: начальный уровень самостоятельной подготовки и правильность выполнения операций (1 балл); аккуратность, грамотность и своевременность оформления отчёта (1 балл) (максимум 2 балла за 1 работу, в сумме — 14 баллов).

Перечень практических работ.

1. Определение теплоты нейтрализации щелочи сильной кислотой калориметрическим методом.
2. Определение константы равновесия гомогенной реакции
3. построение диаграммы состояния 2-х жидкостей, ограниченно растворимых друг в друге (система фенол-вода) или термический анализ двухкомпонентной системы с простой эвтектикой.
4. Определение константы диссоциации слабой кислоты методом электропроводности
5. Определение ЭДС электрохимических цепей. Потенциометрическое определение pH
6. «Изучение кинетики омыления сложного эфира щелочью методом титрования», «Изучение кинетики омыления сложного эфира щелочью методом ЭДС», «Изучение кинетики разложения мочевины методом электропроводности». Определение значения энергии активации одной из указанных выше реакций по значениям констант скорости при двух температурах.
7. «Методы получения коллоидных растворов». «Электролитная коагуляция. Экспериментальная проверка правила Шульце-Гарди».

Самостоятельная работа

0-18 (оценивается подготовка к практическим занятиям)

0-6 баллов – студент решает менее 50% домашних заданий и контрольных тестов; подготовка к практической работе выполнена со значительными ошибками, не полностью. Работа сдана не в срок.

7-12 баллов – студент решает менее 75% домашних заданий и контрольных тестов; подготовка к практической работе выполнена с незначительными ошибками, полностью. Работа сдана в срок.

13-18 баллов – студент решает более 75% домашних заданий и контрольных тестов; подготовка к практической работе выполнена практически без ошибок, полностью. Работа сдана в срок

Пример варианта домашнего задания 1:

Для химической реакции, соответствующей варианту задания

- 1) рассчитать по теплотам образования тепловой эффект при постоянном давлении (ΔH_{298}^0) и при постоянном объеме (ΔU_{298}^0);
- 2) привести термохимическую и термодинамическую формы записи уравнения химической реакции;
- 3) вычислить изменение теплоемкости в указанной реакции (c_p) по значениям $c_{p,298}^0$;
- 4) записать по рассчитанным значениям Δc_p дифференциальную форму уравнения Кирхгофа и изобразить графически зависимость $\Delta H_T^0 = f(T)$;
- 5) рассчитать тепловой эффект химической реакции (ΔH_T^0) при заданной температуре T ;
При расчетах используйте термодинамические величины, приведенные в таблице.

№ варианта	Уравнение химической реакции	T, К
1	$2NO + O_2 = 2NO_2$	500
2	$N_2 + O_2 = 2NO$	450
3	$CH_4 + 2H_2O_{(г)} = CO_2 + 4H_2$	700

Пример варианта домашнего задания 2:

Для той же химической реакции (см. контрольное задание 1)

- 1) рассчитать изменение энтропии (ΔS_{298}^0);
- 2) вычислить изменение энергии Гиббса (ΔG_{298}^0) двумя методами:
 - а) используя ранее вычисленные значения ΔH_{298}^0 и ΔS_{298}^0
 - б) используя стандартные значения энергии Гиббса (ΔG_f^0);
- 3) записать выражения константы равновесия K_p ;
- 4) определить направление процесса при $T=298$, если неравновесные парциальные давления всех газообразных участников реакции $p_i=0.2$ атм.
- 5) показать связь K_p , K_c , и K_K ;
- 6) указать, как нужно изменить T и P , чтобы увеличить выход продуктов указанной реакции.
При вычислении использовать термодинамические величины, приведенные в таблице.

Пример варианта домашнего задания 3:

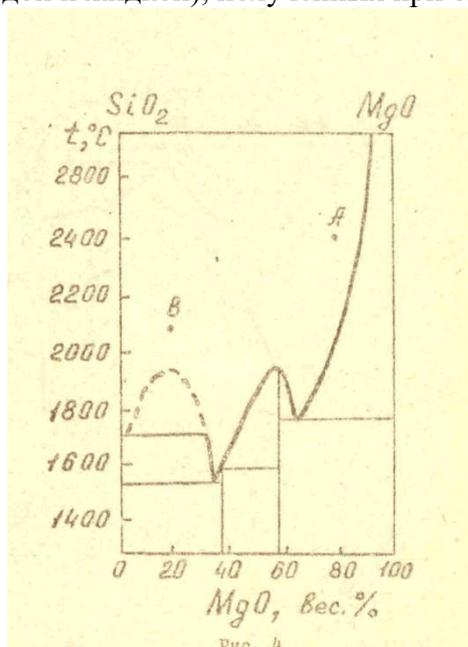
1. Раствор, содержащий 0,171 г серной кислоты в 1000г воды, замерзает при $-0,0054^0C$. Криоскопическая постоянная воды равна 1,86. Определить изотонический коэффициент.

2. Вычислить давление паров воды над 25% (по массе) раствором глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при 20^0C . Давление паров воды при этой температуре 2336,8 Па.

3. При температуре 27^0C осмотическое давление раствора сахара 106600 Па. Определить осмотическое давление этого раствора при 0^0C .

Пример варианта домашнего задания 4:

1. Перерисуйте на миллиметровую бумагу диаграмму состояния в соответствии с номером задания.
2. Укажите на диаграмме смысл всех полей, линий и точек.
3. Рассмотрите процесс охлаждения расплава состава А:
 - а) назовите процессы, происходящие в точках, расположенных на пересечении линии состава рассматриваемого расплава с линиями диаграммы, и в промежутке между ними;
 - б) укажите равновесные фазы;
 - в) определите число фаз и число степеней свободы.
4. Постройте кривую охлаждения расплава состава А и расплава состава В.
5. При температуре T_1 по правилу рычага вычислить массы равновесных фаз (твердой и жидкой), полученных при охлаждении 1 кг расплава состава А.



Пример варианта домашнего задания 5:

Вычислить рН и концентрацию раствора кислоты при $T=298\text{ K}$, если степень диссоциации ее равна $\alpha=0.01$. Значения констант диссоциации кислот приведены в таблице.

Варианты заданий

№ варианта	Кислота	$K_{\text{дис}}$	№ варианта	Кислота	$K_{\text{дис}}$
1	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Cl}$ хлоруксусная	$1,36 \cdot 10^{-3}$	3	$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2\text{Br}$ м-бромбензойная	$1,54 \cdot 10^{-4}$
2	$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2$ м- фторбензойная	$1,36 \cdot 10^{-4}$	4	$\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2\text{Br}$ о-бромбензойная	$1,40 \cdot 10^{-3}$

Пример варианта домашнего задания 6:

Рассчитайте величину средней ионной активности a_{\pm} с учетом стехиометрического типа электролита и значение потенциала электрода (см. табл.) при заданной концентрации потенциалопределяющих ионов и температуре 298 K.

Приведите схему электрохимической цепи, состоящей из данного электрода и насыщенного хлорсеребряного электрода сравнения. Определите э.д. этой цепи ($E_{нас.х.с.э.} = 0.201 В, E_{оиф.} = 0$).

Запишите уравнения полуреакций, протекающих на каждом электроде, и уравнение суммарной реакции в элементе.

№ варианта	Электрод	$E^0, В$	Электролит		f_{\pm}
			состав	концентрация, моль/кгH ₂ O	
1	Ag ⁺ /Ag	+0.799	AgNO ₃	0.5	0.536
2	Al ³⁺ /Al	-1,662	AlCl ₃	0.1	0.337
3	Al ³⁺ /Al	-1,662	Al ₂ (SO ₄) ₃	0.2	0.023

Пример варианта домашнего задания 7:

По значению констант скоростей реакции (см. табл.) при двух температурах T_1 и T_2 определить: 1) энергию активации, 2) константу скорости при температуре T_3 , 3) температурный коэффициент скорости Вант – Гоффа.

№ варианта	Реакция	$T_1, К$	$k_1, \text{мин}^{-1} \text{кмоль/м}^3$	$T_2, К$	$k_2, \text{мин}^{-1} \text{кмоль/м}^3$	$T_3, К$
1	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$	574.5	0.0856	497.2	0.00036	483.2
2	$2NO_2 \rightarrow 2NO + O_2$	1525.2	47059	1251.4	1073	1423.2
3	$2HI \rightarrow H_2 + I_2$	456.2	$0.942 \cdot 10^{-6}$	700.2	0.0031	600.2

Тест 1:

Вариант №3

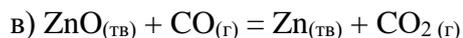
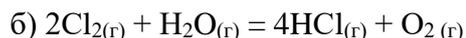
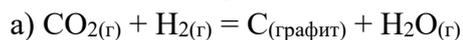
- Что называется внутренней энергией? Какими свойствами обладает эта функция?
- Дайте определение мольной теплоемкости, истинной и средней теплоемкости.
- Вычислите тепловой эффект реакции
 $3C_2H_{2(g)} = C_6H_{6(ж)}$ при 298К и
 $\Delta H^0_{гор} C_2H_{2(g)} = -1299,63 \text{ кДж/моль}$,
 $\Delta H^0_{гор} C_6H_{6(ж)} = -3267,70 \text{ кДж/моль}$.
 Приведите термохимическую форму уравнения химической реакции.
- Вычислите ΔC_p химической реакции
 $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}$, если
 $C_p CO_{(г)} = 29,15 \text{ Дж/(моль*К)}$
 $C_p H_2O_{(г)} = 33,56 \text{ Дж/(моль*К)}$
 $C_p CO_{2(г)} = 37,13 \text{ Дж/(моль*К)}$
 $C_p H_{2(г)} = 28,83 \text{ Дж/(моль*К)}$ Считая теплоемкость постоянными в некотором интервале температур, графически изобразите ΔH^0_T от температуры. Запишите уравнение Кирхгоффа в интегральной и дифференциальной формах.
- Как связаны Q_p и Q_v для следующих реакций:
 а) $CaO_{(тв)} + H_2O_{(г)} = Ca(OH)_{2(тв)}$
 б) $P_{2(г)} + 3Cl_{2(г)} = 2PCl_{3(г)}$

тест 2:

Вариант №1

- Для реакции $FeO_{(тв)} + CO_{(г)} = Fe_{(тв)} + CO_{2(г)}$ при 1000К $K_p=1.8$. В каком направлении будет протекать реакции при $P_{CO_2} = 4 \text{ атм}$, $P_{CO} = 2 \text{ атм}$.

2. Запишите выражение для K_p следующих реакции:



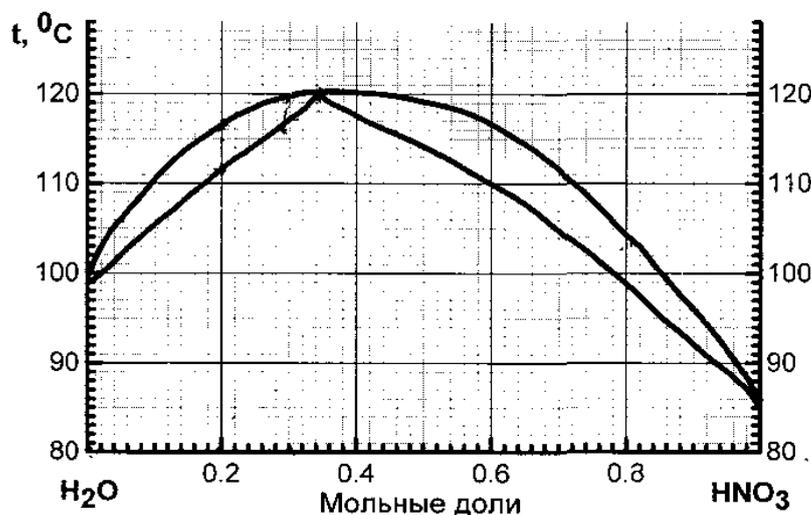
3. Какое влияние окажет увеличение давления на реакции приведенные в задании 2? Опишите это влияние математически. Сформулируйте принцип Ле Шателье-Брауна.

4. Поясните физический смысл энтропии и ее статистический характер. Вычислите изменение энтропии при нагревании 1 моль моноклинической серы при нагревании от 298 до 473К, если $\Delta H_{\text{пл}} = 1446$ Дж/моль, $T_{\text{пл}} = 392\text{К}$, $C_{p, \text{тв}} = 23.64$ Дж/моль·К, $C_{p, \text{ж}} = 35.73$ Дж/моль·К.

тест 3:

Вариант № 2

1. Какие растворы называются реальными? Чем обусловлены отрицательные отклонения от закона Рауля? Изобразите зависимость графически.
2. Что представляет собой явление эбулиоскопии? Поясните сущность явления графически.
3. По диаграмме определите, какой компонент можно выделить в чистом виде при перегонке смеси, содержащей 80 мол. % воды. Где он будет находиться - в паре или останется в перегонной колбе?
4. Какова моляльная концентрация водного раствора неэлектролита, если он замерзает при -0.186 °С (272.964 К). При какой температуре он будет кипеть, если криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные воды составляют 1.86 и 0.513 К*кг/моль, соответственно.



тест 4:

Вариант №1

1. Приведите определение активности, коэффициента активности и ионной силы.
2. Вычислите по формуле Нернста значения равновесного потенциала алюминиевого электрода в 0.02 молярном растворе сульфата алюминия при 298.15 К. Коэффициенты активности определите по уравнению Дебая-Хюккеля.
3. Опишите хингидронный электрод (его устройство, формулу Нернста, реакции, протекающие на электроде, схематическую запись электрода).
4. Рассчитайте ионную силу 0.1 молярного раствора сульфата алюминия.

тест 5:

Вариант №1

1. Что называется скоростью химической реакции? Напишите выражение для средней скорости реакции. Как она определяется экспоненциально? Что собой представляет истинная скорость реакции?
2. Как изменяется во времени концентрация исходного вещества, если реакция имеет третий порядок ($C_A^0=C_B^0=C_C^0$). Выведите уравнение и представьте зависимость графически. Укажите размерность K_{III}
3. Вычислите по правилу Вант-Гоффа во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 20°C , если $\gamma = 2.8$
4. Каким образом теория активных соударений описывает механизм химической реакции? Напишите выражение для константы скорости химической реакции по теории активных соударений и поясните физический смысл величин входящих в это уравнение.
5. Константа скорости реакции при 300 K равно 0.02 , а при 350 K равно 0.6 . Определите энергию активации этой реакции.

Другие виды учебной деятельности

0-10 (оценивается участие в коллоквиуме)

Оцениваются полнота раскрытия темы, логичность изложения материала, участие в дискуссии

Вопросы к коллоквиуму:

Общие принципы катализа. Эффективность, избирательность, селективность. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Ферментативный катализ. Автокаталитические реакции

Промежуточная аттестация — зачёт с оценкой (40 баллов)

Зачёт проходит в виде устного собеседования по вопросам в билете, оцениваются уровень освоения материалов дисциплины. К прохождению промежуточной аттестации допускается студент, выполнивший все практические работы, домашние задания и тесты.

ответ на «отлично» / «зачтено» оценивается от 34 до 40 баллов;

ответ на «хорошо» / «зачтено» оценивается от 27 до 33 баллов;

ответ на «удовлетворительно» / «зачтено» оценивается от 19 до 26 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» / «не зачтено» оценивается от 0 до 18 баллов.

Вопросы для самоконтроля

1. Формулировка первого закона термодинамики.
2. Аналитическое выражение первого закона термодинамики в дифференциальной и интегральной формах для изолированных, закрытых и открытых систем.
3. Что такое теплота и работа?
4. Дать определение внутренней энергии.
5. Понятие теплоемкости. Истинная и средняя теплоемкости.
6. Определение теплового эффекта.
7. Вывод тепловых эффектов для изобарного и изохорного процессов.
8. Связь тепловых эффектов изобарного и изохорного процессов.
9. Теплоты сгорания и образования веществ.
10. Эндотермические и экзотермические реакции.
11. Закон Гесса
12. Закон Кирхгофа в дифференциальной и интегральной формах

13. Расчет температурной зависимости теплового эффекта.
14. Формулировки второго закона термодинамики
15. Обратимые и необратимые процессы
16. Равновесные и неравновесные процессы.
17. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.
18. Особенности химического равновесия. Определение закона действующих масс.
19. Понятие константы равновесия. Виды констант равновесий и их связь
20. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа. Уравнение Планка-Ван-Лаара. Уравнение изотермы
21. Принцип подвижного равновесия Ле Шателье-Брауна
22. Понятия: фаза, составляющие вещества, компоненты, число степеней свободы. Условия равновесия фаз и компонентов в гетерогенной системе
23. Правило фаз Гиббса..
24. Однокомпонентные системы. Фазовые превращения индивидуальных веществ. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона
25. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Физико-химический анализ. Термический анализ. Диаграмма с простой эвтектикой. Правило рычага
26. Диаграммы состояния с образованием химических соединений, плавящихся конгруэнтно и инконгруэнтно
27. Различные способы выражения концентраций растворов их взаимный пересчет
28. Характеристика идеальных растворов. Закон Рауля
29. Реальные растворы с положительными и отрицательными отклонениями от закона Рауля. Предельно разбавленные растворы. Закон Генри.
30. Диаграммы состояния жидкость – пар для бинарных систем
31. Формулировка первого закона Коновалова. Фракционная перегонка. Ректификация. . Второй закон Коновалова
32. Азеотропные смеси. Способы разделения азеотропных смесей.
33. Закон распределения Нернста. Экстракция.
34. Криоскопия. Эбуллиоскопия. Осмос. Клеточная оболочка как мембрана.
35. Законы растворимости газов в жидкости. Закон Генри, Дальтона, Сеченова.
36. Влияние температуры на растворимость газов в жидкости
37. Влияние температуры на растворимость твердых тел в жидкости при образовании идеальных и реальных растворов
38. Уравнение Шредера
39. Определение электролитов. Проводники первого и второго рода
40. Перечислите основные положения теории Аррениуса
41. Сильные и слабые электролиты
42. Закон разведения Оствальда
43. Понятие степени и константы диссоциации
44. Понятие средней ионной активности и среднего ионного коэффициента активности
45. Расчет средней ионной активности
46. Три приближения теории Дебая-Гюккеля
47. Концентрационные пределы выполнимости 1-го, 2-го и 3-его приближений теории Дебая-Гюккеля.
48. Расчет коэффициентов активности по 1-ому приближению теории.
49. Понятие ионной силы. Расчет ионной силы для электролитов всех типов. Понятие параметров стехиометричности
50. Понятие водородного показателя. Расчет рН в сильных и слабых электролитах
51. Дайте определения электрода, электрохимической цепи, электродного потенциала и эдс цепи
52. Уравнение Нернста для различных типов электродов
53. Стекланный электрод и другие ионселективные электроды

54. Дайте определение скорости, константы скорости, порядка и молекулярности химических реакций.
55. Способы определения порядка простых необратимых реакций
56. Рассмотрите все виды сложных реакций и их кинетические уравнения.
57. Перечислите основные положения теории активных соударений.
58. Перечислите основные положения теории активированного комплекса (переходного состояния). В чем принципиальные отличия этой теории от теории активных соударений.
59. Основные положения катализа
60. Укажите различия между гомогенным и гетерогенным катализом
61. Коллоидная химия как наука. Объекты и методы исследования. Определение основных понятий
62. Классификация гетерогенных систем по агрегатному состоянию компонентов. Значение поверхностных явлений в дисперсных системах.
63. Способы получения дисперсных систем. Методы диспергирования и конденсации. Методы химической конденсации
64. Образование двойного электрического слоя на мицелле, его строение. Теории Гельмгольца, Гуи и Чапмена и Штерна. Строение мицеллы лиофобного золя.
65. Электрические свойства коллоидных систем. Оптические свойства коллоидных систем. Закон Релея
66. Устойчивость коллоидных систем. Явление седиментации и коагуляции. Кинетическая и агрегативная устойчивость. Электролитная коагуляция. Правила коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Лиотропные ряды Гофмейстера

Из вопросов для самоконтроля формируются билеты.

БИЛЕТ № 1

1. Формулировка первого закона термодинамики. Аналитическое выражение первого закона термодинамики в дифференциальной и интегральной формах для изолированных, закрытых и открытых систем.
2. Понятие константы равновесия. Виды констант равновесий и их связь
3. Способы определения порядка простых необратимых реакций

Критерии оценивания ответа.

Во время дифференцированного зачета студент должен дать развернутый ответ на вопросы, изложенные в билете. Преподаватель вправе задавать дополнительные вопросы по всему изучаемому курсу. Полнота ответа определяется показателями оценивания планируемых результатов обучения.

Автор:

доцент кафедры физической химии, к.х.н, доцент Гамаюнова И.М.

ФОС для проведения промежуточной аттестации одобрен на заседании кафедры физической химии (протокол №2 от 05 октября 2021 года).