

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Минцаев Магомед Шавалович
Должность: Ректор
Дата подписания: 18.11.2023 05:45:30
Уникальный программный ключ:
236bcc35c296f119d6aafdc22836b21db52dbc07971a86865a5825f91a4304cc

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ «ГРОЗНЕНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
НЕФТЯНОЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
имени академика М.Д.МИЛЛИОНЩИКОВА»

Химическая технология нефти и газа

УТВЕРЖДЕН
на заседании кафедры
21.09.2023г., протокол №5 а
Заведующий кафедрой



Л.Ш.Махмудова

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

«ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки

18.03.01 «Химическая технология»

Профили подготовки

«Химическая технология органических веществ»

Химическая технология природных энергоносителей и углеродных
материалов

Составитель



Хадисова Ж.Т.

Грозный – 2023

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с индикаторами достижения компетенций

Таблица 1

Код по ФГОС	Индикаторы достижения	Планируемые результаты обучения по дисциплине (ЗУВ)
Общепрофессиональные		
<p>ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности</p>	<p>ОПК-2.1. Использует различные методы, способствующие решению задач профессиональной деятельности ОПК-2.3. Анализирует химические и физико-химические способы для решения профильных задач</p>	<p>знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> - основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния; - теоретические основы и принципы химических и физико-химических методов анализа; - начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики; - уравнения формальной кинетики; <p>уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> - определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ; - прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях; - определять направленность процесса в заданных начальных условиях; устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах; - составлять кинетические уравнения в для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса; <p>владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> - навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций; констант равновесия химических реакций; давления насыщенного пара над индивидуальным веществом, состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах; методами определения констант скорости реакций.

2. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

2.1. Вопросы к первой аттестации (3 семестр)

1. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики.
2. Энтальпия. Закон Гесса и термохимические расчеты.
3. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.
4. Теплоты образования и сгорания соединений в стандартных условиях, их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций.
5. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
6. Равновесные, неравновесные процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы.
7. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца).
8. Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции.
9. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
10. Химическое равновесие. Закон действующих масс.
11. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
12. Константа равновесия. Направление химической реакции.
13. Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье-Брауна.
14. Константа равновесия и способы выражения состава реакционной смеси.

Вопросы ко второй аттестации (3 семестр)

15. Гетерогенное химическое равновесие. Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах.
16. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Понятия фаз, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.
17. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
18. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграмма состояния воды.
19. Термодинамические свойства растворов. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Идеальные растворы. Закон Рауля.
20. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля, их причины.
21. Температура кипения растворов. Криоскопия
22. Температура замерзания растворов. Эбуллиоскопия.
23. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа.

Вопросы к первой аттестации (4 семестр)

1. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Физико-химический анализ. Термический анализ. Кривые охлаждения.
2. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем (изоморфных, неизоморфных, образующих химические соединения при кристаллизации).
3. Правило рычага, нода, составы равновесных фаз, массы равновесных фаз.

4. Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости.
5. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
6. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
7. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
8. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
9. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
10. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.

Вопросы ко второй аттестации (4 семестр)

11. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
12. Электроды сравнения.
13. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
14. Химические и концентрационные гальванические элементы.
15. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
16. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
17. Энергия активации. Причины каталитического действия.
18. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
19. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.
20. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.

Образец билета для аттестации

Грозненский государственный нефтяной технический университет им.акад. М.Д.

Миллионщикова

Институт нефти и газа

Группа "НТ, НТС" Семестр "3"

Дисциплина "Физическая химия"

Билет № 7

1. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
2. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
3. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа.

Подпись преподавателя _____

2.2 Вопросы к зачету (3 семестр)

1. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики.
2. Энтальпия. Закон Гесса и термохимические расчеты.
3. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.
4. Теплоты образования и сгорания соединений в стандартных условиях, их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций.

5. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
6. Равновесные, неравновесные процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы.
7. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца).
8. Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции.
9. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
10. Химическое равновесие. Закон действующих масс.
11. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
12. Константа равновесия. Направление химической реакции.
13. Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье-Брауна.
14. Константа равновесия и способы выражения состава реакционной смеси.
15. Гетерогенное химическое равновесие. Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах.
16. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Понятия фаз, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.
17. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
18. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграмма состояние воды.
19. Термодинамические свойства растворов. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Идеальные растворы. Закон Рауля.
20. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля, их причины.
21. Температура кипения растворов. Криоскопия
22. Температура замерзания растворов. Эбуллиоскопия.
23. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа.

Образец билета к зачету

Грозненский государственный нефтяной технический университет

им. акад. М.Д. Миллионщикова

Институт нефти и газа

Группа "НТ, НТС" Семестр "3"

Дисциплина "Физическая химия"

Билет № 2

1. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца). Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
2. Константа равновесия. Направление химической реакции.
3. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.

Подпись преподавателя _____

2.3 Вопросы к экзамену (5 семестр)

1. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики.
2. Энтальпия. Закон Гесса и термохимические расчеты.
3. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.
4. Теплоты образования и сгорания соединений в стандартных условиях, их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций.
5. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
6. Равновесные, неравновесные процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы.
7. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца).
8. Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции.
9. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
10. Химическое равновесие. Закон действующих масс.
11. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
12. Константа равновесия. Направление химической реакции.
13. Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье-Брауна.
14. Константа равновесия и способы выражения состава реакционной смеси.
15. Гетерогенное химическое равновесие. Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах.
16. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Понятия фаз, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.
17. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
18. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграмма состояние воды.
19. Термодинамические свойства растворов. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Идеальные растворы. Закон Рауля.
20. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля, их причины.
21. Температура кипения растворов. Эбуллиоскопия.
22. Температура замерзания растворов. Криоскопия.
23. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Физико-химический анализ. Термический анализ. Кривые охлаждения.
21. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем (изоморфных, неизоморфных, образующих химические соединения при кристаллизации).
22. Правило рычага, нода, составы равновесных фаз, массы равновесных фаз.
23. Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости.
24. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
25. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
26. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
27. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.

28. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
29. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
30. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
31. Электроды сравнения.
32. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
33. Химические и концентрационные гальванические элементы.
34. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
35. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
36. Энергия активации. Причины каталитического действия.
37. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
38. Ферменты.
39. Работа расширения идеальных газов в различных процессах
40. Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями
41. Теплоемкость газов и твердых тел
42. Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность.
43. Активность и коэффициент активности.
44. Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями.
45. Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями.
46. Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов.
47. Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова .
48. Азеотропные смеси.
49. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.

Образец билета к экзамену

Грозненский государственный нефтяной технический университет им.акад. М.Д. Миллионщикова
Институт нефти и газа
Группа "НТ, НТС" Семестр "4"
Дисциплина "Физическая химия"

Билет № 3

1. Температура замерзания растворов. Криоскопия.
2. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграмма состояние воды.
3. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.

Преподаватель _____ Заведующий кафедрой _____

2.4 Текущий контроль

Темы рефератов

1. Основной смысл и значение второго закона термодинамики. Возможность и направление самопроизвольного протекания процессов.
2. Влияние изменения внешних условий на равновесия.

3. Расчеты химических равновесий. Изобарный потенциал образования химических соединений.
4. Зависимость константы равновесия от температуры.
5. Растворы. Активность и коэффициент активности.
6. Дистилляция двойных смесей.
7. Ректификация.
8. Давление насыщенного пара в системах с ограниченной взаимной растворимостью компонентов.
9. Растворы газов в жидкостях.
10. Кинетическая классификация химических реакций.
11. Порядок реакции. Реакции первого порядка.
12. Порядок реакции. Реакции второго порядка.
13. Влияние температуры на скорость химических реакций. Энергия активации.
14. Теория активированного комплекса. Уравнение Аррениуса.
15. Катализ. Катализ в промышленности.

Образец расчетно-графической работы

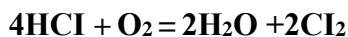
РАСЧЕТНО-ГРАФИЧЕСКАЯ РАБОТА

по курсу «Физическая химия» для студентов гр. НТ, НТС

Задача 1.

Вычислить тепловой эффект реакции при 298 К : 1) при $P = \text{const}$; 2) при $V = \text{const}$.

Тепловой эффект образования веществ при стандартных условиях найти по справочнику.



Задача 2.

Построить диаграмму фазового состояния (диаграмму плавкости системы А – В) на основании данных о температуре начала кристаллизации двухкомпонентной системы.

Ответить на следующие вопросы:

- 1) обозначить точками I – жидкий плав , содержащий а % вещества А при температуре T_1 ; II – плав , содержащий а % вещества А , находящийся в равновесии с кристаллами химического соединения; III – систему , состоящую из твердого вещества А в равновесии с расплавом , содержащим б % вещества А ; IV – равновесие фаз одинакового состава ; V – равновесие трех фаз ;
- 2) определить составы химических соединений;
- 3) определить качественные и количественные составы эвтектик;
- 4) вычертить все типы кривых охлаждения , возможные в данной системе; указать , каким составам на диаграмме эти кривые соответствуют;
- 5) в каком физическом состоянии находятся системы , содержащие в, г , Д % вещества А при температуре T_1 . Что произойдет с этими системами , если их охладить до температуры T_2 ?
- 6) определить число фаз и число термодинамических степеней свободы системы при эвтектической температуре и содержании А : а) 95 мол.%; б) 5 % мол.
- 7) при какой температуре начнет отвердевать плав , содержащий в % вещества А ? При какой температуре он отвердеет полностью ? Каков состав первых выпавших кристаллов ;
- 8) при какой температуре начнет плавиться сплав , содержащий г % вещества А ? При какой температуре он расплавится полностью ? Каков состав первых капель плава ?
- 9) какой компонент и в каком количестве выкристаллизуется , если 3 кг плава , содержащего а % вещества А , охладить от T_1 до T_2 ?

Данные о температурах начала кристаллизации системы приведены в таблице.

Система	Состав ,мол.%	Т начала кр.,К	Состав ,мол.%	Т начала кр.,К
А- KCl	0	769	45	693
	10	748	50	703
В- PbCl ₂	20	713	55	733
	25	701	65	811
	30	710	75	893
	33,5	713	90	1003
	40	707	100	1048

$T_1 = 753 \text{ K}, T_2 = 703 \text{ K}, a = 30, b = 75, v = 5, \gamma = 25, d = 75.$

Вопросы к коллоквиуму

Вопросы к лабораторной работе №1 для проведения текущего контроля

- Уравнение первого начала термодинамики. Физический смысл величин, входящих в него.
- Уравнение 1^{-го} начала термодинамики для изобарного процесса. Функции состояния и функции процесса.
- Уравнение 1^{-го} начала термодинамики для изохорного процесса.
- На какую величину различаются:
 - энтальпия от внутренней энергии
 - изохорно-изотермический потенциал от внутренней энергии;
 - изобарно-изотермический потенциал от изохорно-изотермического потенциала;
 - изобарно-изотермический потенциал от энтальпии;
 - тепловые эффекты при постоянном давлении и постоянном объеме?
- Какой смысл имеют знаки «плюс» или «минус» перед термодинамическими функциями: теплотой, работой, изменением внутренней энергии?
- Изменением какой термодинамической функции определяется возможность самопроизвольного протекания процесса:
 - при постоянном давлении и температуре;
 - при постоянном объеме и температуре;
 - в изолированной системе ?
- Закон Гесса, два следствия из закона Гесса .
- Вычислить тепловой эффект реакции при 298К:

$$4 \text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$$
- Тепловой эффект реакции

$$\text{C}_{(тв)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{(г)}$$
, протекающей при постоянном объеме и температуре 20°C, равен -108,9 кДж/моль.
 Определить тепловой эффект данной реакции при постоянном давлении при той же температуре.
- Вычислить стандартный тепловой эффект реакции $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2 = 2\text{CH}_4$, если известен стандартный тепловой эффект реакции $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_6$, $\Delta H^0 = -223,3$ кДж/моль. Стандартные теплоты сгорания $\Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{C}_2\text{H}_2) = -1299,63$ кДж/моль, $\Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{CH}_4) = -890,31$ кДж /моль, $\Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{C}_2\text{H}_6) = -1559,88$ кДж/моль.

Вопросы к лабораторной работе №2 для проведения текущего контроля

- Что называют фазовым превращением и фазовым равновесием?
- Фаза, компонент, число термодинамических степеней свободы.
 - Влияние внешних параметров на фазовое равновесие и фазовые переходы.

Правило фаз Гиббса.

4. Диаграмма состояния однокомпонентной системы на примере воды.
5. Тепловые эффекты фазовых переходов. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
6. Какое явление называется парообразованием (испарением, кипением)?
7. Что называется удельной теплотой испарения?
8. Чем отличаются мольная теплота испарения от удельной?
9. Как зависит величина мольной теплоты испарения от прочности связей между молекулами жидкости?
10. В чем заключается измерение теплоты испарения жидкости?

Вопросы к лабораторной работе №3 для проведения текущего контроля

1. Что называется раствором? Способы выражения состава растворов.
2. Давление насыщенного пара над чистой жидкостью и над разбавленным
3. раствором. Закон Рауля.
4. Идеальные и реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.
5. Как изменяется температура плавления льда при повышении
6. внешнего давления? Чем можно это объяснить?
7. Температура замерзания разбавленного раствора. Криоскопия.
8. От чего зависит понижение температуры замерзания растворов?
9. Как определить молекулярную массу растворенного вещества криоскопическим методом?
10. Температура кипения разбавленного раствора. Эбуллиоскопия.
11. Осмотическое давление разбавленных растворов.

Вопросы к лабораторной работе №4 для проведения текущего контроля

Основные положения теории электролитической диссоциации.

2. Что называют степенью диссоциации α , константой диссоциации K_d ?
3. Какая величина называется удельной электрической проводимостью?
4. Построить график зависимости удельной электропроводности от концентрации для сильных и слабых электролитов.
5. Какая величина называется эквивалентной электропроводностью?
6. Построить график зависимости эквивалентной проводимости от концентрации для сильных и слабых электролитов.
7. Какая величина называется предельной эквивалентной проводимостью?
8. В чем суть релаксационного и катафоретического эффектов торможения? Какую зависимость они объясняют?
9. В чем заключается кондуктометрическое титрование?

Вопросы к лабораторной работе №5 для проведения текущего контроля

1. В чем заключается кинетическая характеристика химической реакции?
2. Что такое «механизм химической реакции»?
3. Какова размерность скорости химической реакции?
4. Почему в уравнении мгновенной скорости реакции перед производной стоят два знака?
5. Какими методами можно изучать в лаборатории скорость реакции?
6. Перечислите факторы, от которых зависит скорость химической реакции.
7. Почему в выражении закона действия масс стоит произведение концентраций реагирующих веществ?

8. Может ли быть дробной величиной молекулярность реакции? Порядок реакции? В каких случаях молекулярность и порядок реакции совпадают?

9. Какая стадия сложной реакции называется лимитирующей?

10. Какова размерность констант скорости реакций первого и второго порядков?

11. Что нужно знать, чтобы рассчитать концентрацию реагента через 20 минут после начала реакции?

12. Выведите интегральную форму кинетического уравнения реакции третьего порядка.

Чему равен период полупревращения для такой реакции?

13. Какие Вы знаете уравнения зависимости скорости реакции от температуры?

14. Что называют катализом. В чем состоят особенности каталитических процессов?

3. Темы для самостоятельного изучения

Таблица 2

№ п/п	Темы для самостоятельного изучения
3 семестр	
1	Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями
2	Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность
3	Активность и коэффициент активности
4	Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями
5	Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями
6	Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов
7	Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова
8	Азеотропные смеси и методы их разделения
4 семестр	
10	Химические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Диффузный потенциал.
11	Потенциометрическое определение среднего коэффициента активности электролита.
12	Способы определения порядка реакции и константы скорости реакции для элементарных реакций.
13	Определение энергии активации.
14	Сложные реакции: сопряженные, параллельные, последовательные, автокаталитические.
15	Квантово-химический подход к оценке реакционной способности молекул.
16	Химическая кинетика. Теория активных столкновений.
17	Химическая кинетика. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Правило сохранения орбитальной симметрии Вудворда-Хоффмана.

4. Темы рефератов

1. Основной смысл и значение второго закона термодинамики. Возможность и направление самопроизвольного протекания процессов.

2. Влияние изменения внешних условий на равновесия.

3. Расчеты химических равновесий. Изобарный потенциал образования химических соединений.

4. Зависимость константы равновесия от температуры.
5. Растворы. Активность и коэффициент активности.
6. Дистилляция двойных смесей.
7. Ректификация.
8. Давление насыщенного пара в системах с ограниченной взаимной растворимостью компонентов.
9. Растворы газов в жидкостях.
10. Кинетическая классификация химических реакций.
11. Порядок реакции. Реакции первого порядка.
12. Порядок реакции. Реакции второго порядка.
13. Влияние температуры на скорость химических реакций. Энергия активации.
14. Теория активированного комплекса. Уравнение Аррениуса.
15. Катализ. Катализ в промышленности.

5. Критерии оценки знаний студента на аттестации, зачете и экзамене

Балльно-рейтинговая система (БРС) оценки усвоения дисциплины

Наименование	I аттестация (баллы)	II аттестация (баллы)	Всего баллов
1. Посещаемость	0-5	0-10	0-15
1. Практические умения (текущий контроль)	0-15	0-15	0-30
Из них практические занятия	0-15	0-15	0-30
лабораторные	-	-	-
2. Теоретическая подготовка (рубежный контроль)	0-20	0-20	0-40
Из них лекции	0-20	0-20	
ИТОГО:	40	45	85
3. Самостоятельная работа (подготовка к отдельным вопросам, темам, контрольная работа и т. д.)	0	15	15
4. Другие виды деятельности (участие в УИРС, НИРС) (рефераты, доклады, научные эксперименты, отчеты, участие в конференциях, статьи, публикации) (премиальная)	10	10	20
5. Зачет, экзамен (итоговый контроль)			20

Регламентом БРС ГГНТУ предусмотрено 15 баллов за текущую аттестацию. Критерии оценки разработаны, исходя из 15 баллов за освоение теоретических вопросов и экспериментальной части лабораторной работы.

Критерии оценки ответов на теоретические вопросы:

- 0 баллов выставляется студенту, если дан неполный ответ, представляющий собой разрозненные знания по теме вопроса с существенными ошибками в определениях. Присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения. Студент не осознает связь

данного понятия, теории, явления с другими объектами дисциплины. Отсутствуют выводы, конкретизация и доказательность изложения. Речь неграмотная. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента не только на поставленный вопрос, но и на другие вопросы дисциплины.

- **1-2 баллов выставляется студенту, если дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ.** Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Студент может конкретизировать обобщенные знания, доказав на примерах их основные положения только с помощью преподавателя. Речевое оформление требует поправок, коррекции.

- **3-4 баллов выставляется студенту, если дан полный, но недостаточно последовательный ответ на поставленный вопрос,** но при этом показано умение выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Ответ логичен и изложен в терминах науки. Могут быть допущены 1–2 ошибки в определении основных понятий, которые студент затрудняется исправить самостоятельно.

- **5-6 баллов выставляется студенту, если дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос,** показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен в терминах науки. Однако допущены незначительные ошибки или недочеты, исправленные студентом с помощью «наводящих» вопросов преподавателя.

- **7-8 баллов выставляется студенту, если дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, доказательно раскрыты основные положения темы;** в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Ответ изложен литературным языком в терминах науки. В ответе допущены недочеты, исправленные студентом с помощью преподавателя

- **9 баллов выставляется студенту, если дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос,** показана совокупность осознанных знаний об объекте, доказательно раскрыты основные положения темы; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком в терминах науки. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.

- **10 баллов выставляется студенту, если дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос,** показана совокупность осознанных знаний об объекте, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи. Знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента.

Баллы за тему выводятся как средний балл по заданным студенту вопросам, не считая количество «наводящих» и уточняющих вопросов.

Баллы за текущую аттестацию выводятся как средний балл по всем темам.

Критерии оценки за самостоятельную работу

Регламентом БРС предусмотрено всего 15 баллов за самостоятельную работу студента. Критерии оценки разработаны, исходя из возможности защиты студентом до трех докладов (по 5 баллов).

- **0 баллов выставляется студенту, если подготовлен некачественный доклад:** тема не раскрыта, в изложении доклада отсутствует четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений.
- **1- балл выставляется студенту, если подготовлен некачественный доклад:** тема раскрыта, однако в изложении доклада отсутствует четкая структура отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений.
- **2 баллов выставляется студенту, если подготовлен качественный доклад:** тема хорошо раскрыта, в изложении доклада прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Однако студент не осознает связь данного понятия, теории, явления с другими объектами дисциплины.
- **3 баллов выставляется студенту, если подготовлен качественный доклад:** тема хорошо раскрыта, в изложении доклада прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Студент хорошо апеллирует терминами науки. Однако затрудняется ответить на дополнительные вопросы по теме доклада (1-2 вопроса).
- **4 баллов выставляется студенту, если подготовлен качественный доклад:** тема хорошо раскрыта, в изложении доклада прослеживается четкая структура логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Студент свободно апеллирует терминами науки. Однако на дополнительные вопросы по теме доклада (1-2 вопроса) отвечает только с помощью преподавателя.
- **5 баллов выставляется студенту, если подготовлен качественный доклад:** тема хорошо раскрыта, в изложении доклада прослеживается четкая структура логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Студент свободно апеллирует терминами науки, демонстрирует авторскую позицию. Способен ответить на дополнительные вопросы по теме доклада (1-2 вопроса).

В результате, зачет по дисциплине «Физическая химия» выставляется студенту в соответствии с баллами, указанными в итоговом рейтинге:

Оценка «зачтено» (более 41баллов) - выставляется студенту, который владеет основными разделами учебной программы, необходимыми для дальнейшего обучения и может применять полученные знания по образцу в стандартной ситуации.

Оценка «незачтено» (менее 40 баллов) - выставляется студенту, который не знает большей части основного содержания учебной программы дисциплины, допускает грубые ошибки в формулировках основных понятий дисциплины и не умеет использовать полученные знания при решении типовых практических задач.

Экзамен по дисциплине «Физическая химия» выставляется студенту в соответствии с баллами, указанными в итоговом рейтинге:

Итоговый рейтинг (в баллах)	Итоговая оценка за экзамен
81-100 баллов	отлично
61-80 баллов	хорошо
41-60 баллов	удовлетворительно
Менее 40 баллов	неудовлетворительно

Оценка «отлично» (81-100 баллов) выставляется студенту, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания учебной программы дисциплины и умение уверенно применять их на практике при решении конкретных задач, свободное и

правильное обоснование принятых решений.

Оценка «хорошо» (61-80 баллов) - выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, умеет применять полученные знания на практике, но допускает в ответе или в решении задач некоторые неточности, которые может устранить с помощью дополнительных вопросов преподавателя.

Оценка «удовлетворительно» (41-60 баллов) - выставляется студенту, показавшему фрагментарный, разрозненный характер знаний, недостаточно правильные формулировки базовых понятий, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, но при этом он владеет основными разделами учебной программы, необходимыми для дальнейшего обучения и может применять полученные знания по образцу в стандартной ситуации.

Оценка «неудовлетворительно» (менее 40 баллов) - выставляется студенту, который не знает большей части основного содержания учебной программы дисциплины, допускает грубые ошибки в формулировках основных понятий дисциплины и не умеет использовать полученные знания при решении типовых практических задач.