

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ГРОЗНЕНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НЕФТЯНОЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
имени академика М. Д. Миллионщикова



« 02 » 09 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

дисциплины

«ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки

18.03.01 - «Химическая технология»

Направленность (профиль)

«Химическая технология органических веществ»

«Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов»

Квалификация

Бакалавр

Год начала подготовки

2021

Грозный - 2021

1. Цель и задачи дисциплины

Цель дисциплины - дать знания основных теоретических положений физической химии на основе методов квантовой химии, химической термодинамики, химической кинетики, формировать целостную систему химического мышления.

Задачи дисциплины – развитие у студентов знаний о движущей силе, возможности и глубине протекания процессов, о путях управления скоростями и направлениями протекания химических процессов.

2. Место дисциплины в структуре ОП

Дисциплина имеет самостоятельное значение и относится к обязательной части Блока 1. Дисциплины.

Для освоения дисциплины требуются знания по дисциплинам: «Общая и неорганическая химия», «Органическая химия», «Физика», «Математика».

До начала освоения дисциплины студент должен знать основные типы химических соединений, связей и реакций, основные законы химии, периодическую систему химических элементов, а также иметь навыки проведения элементарных химических опытов и математической обработки их результатов.

В свою очередь, данный курс, помимо самостоятельного значения, является предшествующей дисциплиной для курсов: коллоидная химия, поверхностные явления в НДС, моделирование химико-технологических процессов, процессы и аппараты химической технологии, общая химическая технология, теория химико-технологических процессов органического синтеза.

3. 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		
ОПК-2 Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.1. Использует различные методы, способствующие решению задач профессиональной деятельности ОПК-2.3. Анализирует химические и физико-химические способы для решения профильных задач	знать: –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; уметь: –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

		<p>устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах;</p> <p>-составлять кинетические уравнения в для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса;</p> <p>владеть:</p> <p>- 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.</p>
--	--	--

4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Таблица 2

Вид учебной работы	Всего часов		Семестры				
	ОФО	ОЗФО	ОФО		ОЗФО		
			3	4	3	4	
Контактная работа (всего)	166	99	102	64	51	48	
В том числе:							
Лекции	66	33	34	32	17	16	
Практические занятия (ПЗ)	50	16	34	16	17	16	
Семинары (С)							
Лабораторные работы (ЛР)	50	33	34	16	17	16	
Самостоятельная работа (всего)	194	261	114	80	145	116	
В том числе:							
Расчетно-графические работы	18	36		8	19		
Реферат	6	27	12			8	
Проработка тем для самостоятельного изучения	30	54	12	18	36	18	
Подготовка к лабораторным работам	36	36	36	18	36	18	
Подготовка к практическим занятиям	32	36	18	18	18	18	
Подготовка к зачету	36	36	36		36	18	
Подготовка к экзамену	36	36		36		36	
Вид отчетности	экз.	экз.	зач.	экз.	зач	экз	
Общая трудоемкость дисциплины	Всего в часах	360	360	216	144	196	164
	Всего в зач. ед.	10	10	5,4	4,5	5,4	4,5

5. Содержание дисциплины

5.1. Разделы дисциплины и виды занятий

Таблица 3

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции		Пр. занятия		Лаб. занятия		Всего часов	
		ОФО	ОЗФО	ОФО	ОЗФО	ОФО	ОЗФО	ОФО	ОЗФО
3 семестр									
1	Введение. Предмет физической химии	2	1	2	1	2	1	6	3
2	Химическая термодинамика	12	6	8	6	8	6	28	18
3	Химическое равновесие	6	2	8	2	8	2	22	6
4	Растворы	6	4	8	4	8	4	22	12
5	Фазовые равновесия	8	4	8	4	8	4	24	12
	Всего (3 семестр)	34	17	34	17	34	17	102	51
4 семестр									
6	Фазовые равновесия	4	4	2	4	2	4	2	6
7	Электрохимия	10	6	6	6	6	6	8	18
8	Коррозия металлов	6	2	2	2	2	2	8	6
9	Химическая кинетика	12	6	6	6	6	6	2	18
	Всего (4 семестр)	32	16	16	16	16	16	64	48
	Всего (3 и 4 семестры)	66	33	50	16	50	33	166	99

5.2. Лекционные занятия

Таблица 4

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1	Предмет физической химии	Введение. Предмет, проблемы и методы физической химии.
2	I. Химическая термодинамика	Основы химической термодинамики. Внутренняя энергия, теплота и работа. Закон сохранения и превращения энергии. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса и термодинамическое обоснование. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.

3	I.Химическая термодинамика	Теплоты образования и сгорания соединения в стандартных условиях; их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций. Теплоемкости, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Вывод уравнения Кирхгофа. Его анализ и интегрирование.
4	I. Химическая термодинамика	Равновесные, неравновесные, обратимые и необратимые процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы. Энтропия и необратимые процессы. Применение второго начала термодинамики к изолированным системам. Вычисление изменения энтропии различных процессов. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца). Характеристические функции. Химический потенциал.
5	II.Химическое равновесие	Кинетика равновесных процессов. Химическое равновесие. Кинетическая и термодинамическая трактовка химического равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия и разные способы выражения состава реакционной смеси. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
6	II. Химическое равновесие	Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия. Вычисление состава равновесных смесей и максимального выхода продуктов реакции.
7	III. Растворы	Термодинамические свойства растворов. Образование растворов. Растворимость.
8	III. Растворы	Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля для идеальных и реальных растворов.
9	III. Растворы	Температура замерзания разбавленных растворов. Температура кипения разбавленных растворов. Осмотическое давление разбавленных растворов.
10	IV.Фазовые равновесия	Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Основные понятия. Правило фаз Гиббса. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса, его анализ. Диаграмма состояния однокомпонентной системы.
11	IV.Фазовые равновесия	Двухкомпонентные системы. Физико-химический анализ Курнакова. Термический анализ. Диаграмма кристаллизации(плавления) двухкомпонентных изоморфных систем. Правило рычага.
12	IV.Фазовое равновесие	Диаграммы состояния двухкомпонентных систем, кристаллизующихся неизоморфно (с эвтектикой).
13	IV.Фазовое равновесие	Диаграмма неизоморфной кристаллизации 2-х компонентов, образующих химическое соединение, плавящееся без разложения (конгруэнтно)

14	IV.Фазовое равновесие	Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах жидкость - пар. Изотермы и изобары перегонки. Равновесие пар-реальный жидкий раствор. Азеотропные смеси. Законы Коновалова. Законы Вревского. Перегонки с однократным испарением и с ректификацией.
15	IV.Фазовое равновесие	Особенности равновесий в трехкомпонентных системах Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости. Трехкомпонентные системы с тройной эвтектикой.
16	III. Растворы	Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на взаимную растворимость. Зависимость давления насыщенного пара от состава в жидких системах с ограниченной растворимостью. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Одноступенчатая и многоступенчатая экстракции
17	V. Электрохимия	Химическое равновесие в растворах электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
18	V. Электрохимия	Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Классификация электродов. Электроды 1 и 2 родов, окислительно-восстановительные, газовые и амальгамные электроды. Индикаторные электроды. Электроды сравнения.
19	V. Электрохимия	Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента. Химические и концентрационные гальванические элементы. Применение измерений ЭДС для определения изменений термодинамических при электродных реакциях для определения рН растворов и для аналитических целей.
20	V. Коррозия металлов	Химические процессы при электролизе. Концентрационная и химическая поляризация. Потенциал разложения. Перенапряжение и ее практическая ценность. Пассивность и коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.

21	VI. Химическая кинетика	Основные понятия формальной кинетики. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Закон действующих масс. Кинетические уравнения химических реакций. Порядок реакции.
22	VI. Химическая кинетика	Период полупревращения гомогенных химических реакций. Молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
23	VI. Химическая кинетика	Современные представления о механизме элементарного акта химической реакции. Уравнение Аррениуса. Теория активных соударений. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Энергия активации и стерический фактор в рамках этой реакции. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя
24	VI. Химическая кинетика	Катализ и каталитические реакции. Энергетический путь реакции. Причины каталитического действия. Гомогенный и гетерогенный катализ. Каталитическая активность и селективность.

5.3. Лабораторный практикум (3 и 4 семестры)

Таблица 5

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
3 семестр		
1	Химическая термодинамика	Определение теплоты растворения соли
2	Химическая термодинамика	Определение теплоты испарения жидкости
3	Растворы	Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом
4	Фазовые равновесия	Термический анализ
5	Растворы	Определение коэффициента распределения третьего компонента в двухслойной жидкой системе
6	Фазовые равновесия	Определение критической температуры растворения
4 семестр		
7	Фазовые равновесия	Построение треугольной диаграммы взаимной растворимости компонентов
8	Электрохимия	Измерение электрической проводимости растворов слабых электролитов
9	Электрохимия	Определение pH при помощи стеклянного электрода

10	Электрохимия	Потенциометрическое титрование
11	Химическая кинетика	Изучение кинетики каталитического разложения пероксида водорода
12	Химическая кинетика	Изучение реакции гидролиза сахарозы

5.4. Практические занятия (3 и 4 семестры)

Таблица 6

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тематика практических
3 семестр		
1	Химическая термодинамика.	Химическая термодинамика. Тепловые эффекты химических реакций при изобарных и изохорных условиях. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры, уравнение Кирхгофа. Решение задач.
2	Химическое равновесие.	Химическое равновесие. Вычисление состава равновесных смесей и максимального выхода продуктов реакции. Решение задач.
3	Растворы.	Растворы. Термодинамические свойства растворов. Идеальные растворы. Закон Рауля. Температура кипения и замерзания идеального раствора. Осмотическое давление. Решение задач.
4 семестр		
4	Фазовое равновесие.	Фазовое равновесие. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса, его анализ. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Решение задач.
5	Электрохимия	Строение двойного электрического слоя на границе двух фаз. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента. Применение измерений ЭДС для определения изменений термодинамических при электродных реакциях для определения рН растворов и для аналитических целей.
6	Химическая кинетика	Современные представления о механизме элементарного акта химической реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и стерический фактор. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя. Решение задач.

6. Самостоятельная работа студентов (СРС) по дисциплине

6.1. Темы для самостоятельного изучения

Таблица 6

№ п/п	Темы для самостоятельного изучения	Кол-во часов
1	Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями	2
2	Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность	2
3	Активность и коэффициент активности	2
4	Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями	2
5	Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями	2
6	Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов	4
7	Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова	2
8	Азеотропные смеси и методы их разделения	2
Всего (3 семестр)		12
10	Химические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Диффузный потенциал.	2
11	Потенциометрическое определение среднего коэффициента активности электролита.	2
12	Способы определения порядка реакции и константы скорости реакции для элементарных реакций.	2
13	Определение энергии активации.	2
14	Сложные реакции: сопряженные, параллельные, последовательные, автокаталитические.	2
15	Квантово-химический подход к оценке реакционной способности молекул.	4
16	Химическая кинетика. Теория активных столкновений.	2
17	Химическая кинетика. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Правило сохранения орбитальной симметрии Вудворда-Хоффмана.	2
Всего (4 семестр)		18
ВСЕГО		30

6.2. 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.

6.3. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.-М.: Высшая школа, 2003.- 527с.
2. Горшков В.И. Основы физической химии : учебник / Горшков В.И., Кузнецов И.А.. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 408 с. — ЭБС «IPRbooks».
3. Гамбург Ю.Д. Химическая термодинамика : учебное пособие / Гамбург Ю.Д.. — Москва : Лаборатория знаний, 2020. — 238 с. — ЭБС «IPRbooks».
4. Архипова Н.В. Физическая химия : учебное пособие / Архипова Н.В., Кособудский И.Д.. — Саратов : Саратовский государственный технический университет имени Ю.А. Гагарина, ЭБС АСВ, 2020. — 160 с. — ЭБС «IPRbooks».
5. Сметанина Е.И. Лабораторный практикум по физической химии : учебное пособие / Сметанина Е.И., Колпаков В.А.. — Томск : Томский политехнический университет, 2019. — 272 с. — ЭБС «IPRbooks».
6. Основы физической химии. В 2 частях. Ч.1. Теория : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 349 с. — ЭБС «IPRbooks».
7. Методические указания к выполнению лабораторных работ. ГГНТУ.

7. Оценочные средства

7.1. 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 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.

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 _____

7.2 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 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.

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 _____

Вопросы к экзамену (4 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 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. 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.

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

Преподаватель _____

Заведующий кафедрой _____

7.3 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

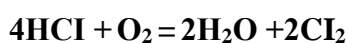
РАСЧЕТНО-ГРАФИЧЕСКАЯ РАБОТА

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 плавитьсясплав,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.%	T начала кр.,К	Состав ,мол.%	T 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

$T_1 = 753$ К, $T_2 = 703$ К, а = 30, б = 75, в = 5, г=25, д=75.

Вопросы к коллоквиуму

Вопросы к лабораторной работе №1 для проведения текущего контроля

1. Уравнение первого начала термодинамики. Физический смысл величин, входящих в него.

2. Уравнение 1^{-го} начала термодинамики для изобарного процесса. Функции состояния и функции процесса.

3. Уравнение 1^{-го} начала термодинамики для изохорного процесса.

4. На какую величину различаются:

а) энтальпия от внутренней энергии

б) изохорно-изотермический потенциал от внутренней энергии;

в) изобарно-изотермический потенциал от изохорно-изотермического потенциала;

г) изобарно-изотермический потенциал от энтальпии;

д) тепловые эффекты при постоянном давлении и постоянном объеме?

5. Какой смысл имеют знаки «плюс» или «минус» перед термодинамическими функциями: теплотой, работой, изменением внутренней энергии?

6. Изменением какой термодинамической функции определяется возможность самопроизвольного протекания процесса:

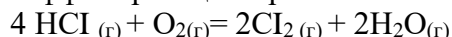
а) при постоянном давлении и температуре;

б) при постоянном объеме и температуре;

в) в изолированной системе ?

7. Закон Гесса, два следствия из закона Гесса .

8. Вычислить тепловой эффект реакции при 298К:



9. 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.

10. 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?

2. Фаза, компонент, число термодинамических степеней свободы.

3. 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 отличается 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?

7.4. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкалы оценивания.

Таблица 7

Планируемые результаты освоения компетенции	Критерии оценивания результатов обучения				Наименование оценочного средства
	менее 41 баллов (неудовлетворительно)	41-60 баллов (удовлетворительно)	61-80 баллов (хорошо)	81-100 баллов (отлично)	
ОПК-2.Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности					
Знать основные закономерности протекания химических процессов.	Фрагментарные знания	Неполные знания	Сформированные, но содержащие отдельные пробелы знания	Сформированные систематические знания	Вопросы и билеты к текущим и рубежным аттестациям;
Уметь определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ; использовать основные химические законы для профессиональных задач; прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях;	Частичные умения	Неполные умения	Умения полные, допускаются небольшие ошибки	Сформированные умения	Вопросы к зачету и экзамену; Вопросы для контрольной и самостоятельной работы, расчетно-графическая работа

<p>Владеть навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций; констант равновесия химических реакций при заданной температуре; давления насыщенного пара над индивидуальным веществом, состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах; методами определения констант скорости реакций .</p>	<p>Частичное владение навыками</p>	<p>Несистематическое применение навыков</p>	<p>В систематическом применении навыков допускаются пробелы</p>	<p>Успешное и систематическое применение навыков</p>	
---	------------------------------------	---	---	--	--

8. Особенности реализации дисциплины для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья

Для осуществления процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся созданы фонды оценочных средств, адаптированные для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья и позволяющие оценить достижение ими запланированных в основной образовательной программе результатов обучения и уровень сформированности всех компетенций, заявленных в образовательной программе. Форма проведения текущей аттестации для студентов-инвалидов устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на компьютере, в форме тестирования и т.п.). При тестировании для слабовидящих студентов используются фонды оценочных средств с укрупненным шрифтом. На экзамен приглашается сопровождающий, который обеспечивает техническое сопровождение студенту. При необходимости студенту-инвалиду предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене (или зачете). Обучающиеся с ограниченными возможностями здоровья и обучающиеся инвалиды обеспечиваются печатными и электронными образовательными ресурсами (программы, учебные пособия для самостоятельной работы и т.д.) в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

1) для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по зрению:

- для слепых: задания для выполнения на семинарах и практических занятиях оформляются рельефно-точечным шрифтом Брайля или в виде электронного документа, доступного с помощью компьютера со специализированным программным обеспечением для слепых, либо зачитываются ассистентом; письменные задания выполняются на бумаге рельефно-точечным шрифтом Брайля или на компьютере со специализированным программным обеспечением для слепых либо 14 надиктовываются ассистенту; обучающимся для выполнения задания при необходимости предоставляется комплект письменных принадлежностей и бумага для письма рельефно-точечным шрифтом Брайля, компьютер со специализированным программным обеспечением для слепых;

- для слабовидящих: обеспечивается индивидуальное равномерное освещение не менее 300 люкс; обучающимся для выполнения задания при необходимости предоставляется увеличивающее устройство; возможно также использование собственных увеличивающих устройств; задания для выполнения заданий оформляются увеличенным шрифтом;

2) для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по слуху:

- для глухих и слабослышащих: обеспечивается наличие звукоусиливающей аппаратуры коллективного пользования, при необходимости обучающимся предоставляется звукоусиливающая аппаратура индивидуального пользования; предоставляются услуги сурдопереводчика;

- для слепоглухих допускается присутствие ассистента, оказывающего услуги тифлосурдопереводчика (помимо требований, выполняемых соответственно для слепых и глухих);

3) для лиц с тяжелыми нарушениями речи, глухих, слабослышащих лекции и семинары, проводимые в устной форме, проводятся в письменной форме;

4) для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата:

- для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата, нарушениями двигательных функций верхних конечностей или отсутствием верхних конечностей: письменные задания выполняются на компьютере со специализированным программным обеспечением или надиктовываются ассистенту; выполнение заданий (тестов, контрольных работ), проводимые в письменной форме, проводятся в устной форме путем опроса, беседы с обучающимся.

9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

9.1 Литература

1. Основы физической химии. В 2 частях. Ч.1. Теория : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 349 с. — ISBN 978-5-00101-634-2 (ч.1), 978-5-00101-633-5. — ЭБС «IPRbooks».
2. Основы физической химии. В 2 частях. Ч.2. Вопросы и задачи : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 272 с. — ISBN 978-5-00101-635-9 (ч.2), 978-5-00101-633-5. — ЭБС «IPRbooks».
3. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.-М.: Высшая школа, 2003.- 527с.
4. Горшков В.И. Основы физической химии : учебник / Горшков В.И., Кузнецов И.А.. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 408 с. — ЭБС «IPRbooks».
5. Гамбург Ю.Д. Химическая термодинамика : учебное пособие / Гамбург Ю.Д.. — Москва : Лаборатория знаний, 2020. — 238 с. — ЭБС «IPRbooks».
6. Архипова Н.В. Физическая химия : учебное пособие / Архипова Н.В., Кособудский И.Д.. — Саратов : Саратовский государственный технический университет имени Ю.А. Гагарина, ЭБС АСВ, 2020. — 160 с. — ЭБС «IPRbooks».
8. Основы физической химии. В 2 частях. Ч.1. Теория : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 349 с. — ЭБС «IPRbooks».
9. Корнеева В.В. Некоторые аспекты химической термодинамики : учебное пособие / Корнеева В.В., Корнеева А.Н., Небольсин В.А.. — Воронеж : Воронежский государственный технический университет, ЭБС АСВ, 2020. — 150 с. — ISBN 978-5-7731-0883-2. — ЭБС «IPRbooks».
10. Зимон А.Д., Лещенко Н.Ф.. Физическая химия.-М.: Химия, 2000.-315с.
11. Гельфман М.И. Практикум по физической химии. С-П.: Лань, 2004.-254с.
12. Сметанина Е.И. Лабораторный практикум по физической химии : учебное пособие / Сметанина Е.И., Колпаков В.А.. — Томск : Томский политехнический университет, 2019. — 272 с. — ЭБС «IPRbooks».
13. Еремин В.В. Сборник задач по общей и физической химии : учебное пособие / Еремин В.В., Борщевский А.Я.. — Долгопрудный : Издательский Дом «Интеллект», 2019. — 415 с. — ISBN 978-5-91559-261-1. — ЭБС «IPRbooks». — URL: <https://www.iprbookshop.ru/103519.html> (дата обращения: 21.09.2021).
14. Основы физической химии. В 2 частях. Ч.2. Вопросы и задачи : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 272 с. — ISBN 978-5-00101-635-9 (ч.2), 978-5-00101-633-5. — Основы физической химии. В 2 частях. Ч.2. Вопросы и задачи : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 272 с. — ISBN 978-5-00101-635-9 (ч.2), 978-5-00101-633-5.- ЭБС «IPRbooks». — URL: <https://www.iprbookshop.ru/88930.html>.

программное и коммуникационное обеспечение дисциплины

1. Электронный конспект лекций
2. Наборы презентаций для лекционных занятий.

9.2 Методические указания по освоению дисциплины (Приложение)

10. Материально-техническое обеспечение дисциплины

В учебном процессе для освоения дисциплины используются следующие технические средства:

-химическая лаборатория, химические реактивы;

-компьютерное и мультимедийное оборудование (на лекциях для самоконтроля знаний студентов, для обеспечения студентов методическими рекомендациями в электронной форме.

-приборы и оборудование учебного назначения (при выполнении лабораторных работ).

ПРИЛОЖЕНИЕ

Методические указания по освоению дисциплины «Физическая химия»

1.Методические указания для обучающихся по планированию и организации времени, необходимого для освоения дисциплины.

Изучение рекомендуется начать с ознакомления с рабочей программой дисциплины, ее структурой и содержанием разделов (модулей), фондом оценочных средств, ознакомиться с учебно-методическим и информационным обеспечением дисциплины.

Дисциплина «Физическая химия» состоит из 8 связанных между собою тем, обеспечивающих последовательное изучение материала. Обучение по дисциплине «Физическая химия» осуществляется в следующих формах:

1. Аудиторные занятия (лекции, лабораторные и практические занятия).
2. Самостоятельная работа студента (вопросы для самостоятельного изучения, подготовка к лабораторным работам, подготовка к зачету).
3. Интерактивные формы проведения занятий (коллоквиум, лекция-дискуссия, групповое решение кейса и др. формы).

Учебный материал структурирован и изучение дисциплины производится в тематической последовательности. Каждому практическому и самостоятельному изучению материала предшествует лекция по данной теме. Обучающиеся самостоятельно проводят предварительную подготовку к занятию, принимают активное и творческое участие в обсуждении теоретических вопросов, разборе проблемных ситуаций и поисков путей их решения. Многие проблемы, изучаемые в курсе, носят дискуссионный характер, что предполагает интерактивный характер проведения занятий на конкретных примерах.

Описание последовательности действий обучающегося:

При изучении курса следует внимательно слушать и конспектировать материал, излагаемый на аудиторных занятиях. Для его понимания и качественного усвоения рекомендуется следующая последовательность действий:

1. После окончания учебных занятий для закрепления материала просмотреть и обдумать текст лекции, прослушанной сегодня, разобрать рассмотренные примеры (10 - 15 минут).
2. При подготовке к лекции следующего дня повторить текст предыдущей лекции, подумать о том, какая может быть следующая тема (10 -15 минут).
3. В течение недели выбрать время для работы с литературой в библиотеке (по 1 часу).
4. При подготовке к лабораторному занятию повторить основные понятия по теме, изучить примеры. Решая конкретную ситуацию, - предварительно понять, какой теоретический материал нужно использовать. Наметить план решения, попробовать на его основе решить 1 - 2 практические ситуации (лаб. работы).

2. Методические указания по работе обучающихся во время проведения лекций.

Лекции дают обучающимся систематизированные знания по дисциплине, концентрируют их внимание на наиболее сложных и важных вопросах. Лекции обычно излагаются в традиционном или в проблемном стиле. Для студентов в большинстве

случаев в проблемном стиле. Проблемный стиль позволяет стимулировать активную познавательную деятельность обучающихся и их интерес к дисциплине, формировать творческое мышление, прибегать к противопоставлениям и сравнениям, 20 делать обобщения, активизировать внимание обучающихся путем постановки проблемных вопросов, поощрять дискуссию.

Во время лекционных занятий рекомендуется вести конспектирование учебного материала, обращать внимание на формулировки и категории, раскрывающие суть того или иного явления, или процессов, выводы и практические рекомендации.

Конспект лекции лучше подразделять на пункты, соблюдая красную строку. Этому в большой степени будут способствовать вопросы плана лекции, предложенные преподавателям. Следует обращать внимание на акценты, выводы, которые делает преподаватель, отмечая наиболее важные моменты в лекционном материале замечаниями «важно», «хорошо запомнить» и т.п. Можно делать это и с помощью разноцветных маркеров или ручек, подчеркивая термины и определения.

Целесообразно разработать собственную систему сокращений, аббревиатур и символов. Однако при дальнейшей работе с конспектом символы лучше заменить обычными словами для быстрого зрительного восприятия текста.

Работая над конспектом лекций, необходимо использовать не только основную литературу, но и ту литературу, которую дополнительно рекомендовал преподаватель. Именно такая серьезная, кропотливая работа с лекционным материалом позволит глубоко овладеть теоретическим материалом.

Тематика лекций дается в рабочей программе дисциплины.

3. Методические указания обучающимся по подготовке к лабораторным занятиям

На лабораторных занятиях приветствуется активное участие в обсуждении конкретных ситуаций, способность на основе полученных знаний находить наиболее эффективные решения поставленных проблем, уметь находить полезный дополнительный материал по тематике семинарских занятий.

Студенту рекомендуется следующая схема подготовки к лабораторному занятию:

1. Ознакомление с планом практического/семинарского занятия, который отражает содержание предложенной темы;

2. Проработать конспект лекций;

3. Прочитать основную и дополнительную литературу.

В процессе подготовки к практическим занятиям, необходимо обратить особое внимание на самостоятельное изучение рекомендованной литературы. При всей полноте конспектирования лекции в ней невозможно изложить весь материал из-за лимита аудиторных часов. Поэтому самостоятельная работа с учебниками, учебными пособиями, научной, справочной литературой, материалами периодических изданий и Интернета является наиболее эффективным методом получения дополнительных знаний, позволяет значительно активизировать процесс овладения информацией, способствует более глубокому усвоению изучаемого материала, формирует у студентов отношение к конкретной проблеме. Все новые понятия по изучаемой теме необходимо выучить наизусть и внести в глоссарий, который целесообразно вести с самого начала изучения курса;

4. Ответить на вопросы плана лабораторного занятия;

5. Выполнить домашнее задание;

6. Проработать тестовые задания и задачи;

7. При затруднениях сформулировать вопросы к преподавателю.

Результат такой работы должен проявиться в способности студента свободно ответить на теоретические вопросы практикума, выступать и участвовать в коллективном

обсуждении вопросов изучаемой темы, правильно выполнять практические задания и иные задания, которые даются в фонде оценочных средств дисциплины.

4. Методические указания обучающимся по организации самостоятельной работы.

Цель организации самостоятельной работы по дисциплине **«Физическая химия»** - это углубление и расширение знаний в области целостной химической науки; формирование навыка и интереса к самостоятельной познавательной деятельности.

Самостоятельная работа обучающихся является важнейшим видом освоения содержания дисциплины, подготовки к практическим занятиям и к контрольной работе. Сюда же относятся и самостоятельное углубленное изучение тем дисциплины. Самостоятельная работа представляет собой постоянно действующую систему, основу образовательного процесса и носит исследовательский характер, что послужит в будущем основанием для написания выпускной квалификационной работы, практического применения полученных знаний.

Организация самостоятельной работы обучающихся ориентируется на активные методы овладения знаниями, развитие творческих способностей, переход от поточного к индивидуализированному обучению, с учетом потребностей и возможностей личности.

Правильная организация самостоятельных учебных занятий, их систематичность, целесообразное планирование рабочего времени позволяет студентам развивать умения и навыки в усвоении и систематизации приобретаемых знаний, обеспечивать высокий уровень успеваемости в период обучения, получить навыки повышения профессионального уровня.

Самостоятельная работа реализуется:

- непосредственно в процессе аудиторных занятий - на лекциях, практических занятиях;
- в контакте с преподавателем вне рамок расписания
- на консультациях по учебным вопросам, в ходе творческих контактов, при ликвидации задолженностей, при выполнении индивидуальных заданий и т.д.
- в библиотеке, дома, на кафедре при выполнении обучающимся учебных и практических задач.

Виды СРС

(по балльно-рейтинговой системе ГГНТУ, СРС оценивается в 15 баллов)

1. Вопросы для самостоятельного изучения
2. Рефераты
4. Участие в мероприятиях.

Темы для самостоятельной работы прописаны в рабочей программе дисциплины. Эффективным средством осуществления обучающимся самостоятельной работы является электронная информационно-образовательная среда университета, которая обеспечивает доступ к учебным планам, рабочим программам дисциплин (модулей), практик, к изданиям электронным библиотечным систем.

Составитель:

Доцент кафедры
«Химическая технология нефти и газа»  /Ж.Т.Хадисова/

СОГЛАСОВАНО:

Зав. кафедрой
«Химическая технология нефти и газа»  /Л.Ш.Махмудова /

Директор ДУМР  /М.А. Магомаева /