

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
МОСКОВСКИЙ ИНСТИТУТ
КОММУНАЛЬНОГО ХОЗЯЙСТВА И СТРОИТЕЛЬСТВА

Кафедра ТЕХНОЛОГИИ ПРОИЗВОДСТВА
И ХУДОЖЕСТВЕННОЙ ОБРАБОТКИ СИЛИКАТНЫХ
МАТЕРИАЛОВ

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Программа курса и контрольные задания для
студентов III курса специальности
«Технология тугоплавких неметаллических и
силикатных материалов» 240304 (250800) и
студентов III курса специальности
«Технология Художественной обработки
материалов» 261001 (121200) всех форм
обучения

*Одобрено
Научно методическим
советом, института*

Составители:

Т.В. Ревевок, канд. хим. наук, доц.

И.В. Горшкова, канд. техп. наук, доц.

Н.И. Шалуненко, канд. хим. наук, доц.

О.Н. Староверова, ст. преподаватель.

Рецензент и зав. кафедрой

С.В. Самченко, доктор.тех.наук, профессор.

ПРОГРАММА

РАЗДЕЛ 1. Введение

Предмет физической химии. Теоретические, квантово-механические, молекулярно-кинетические и экспериментальные методы физической химии. Атомная и молекулярная спектроскопия.

Литература; [1, с. 16-31].

РАЗДЕЛ 2. Элементы учения о строении молекул

Строение вещества. Атомно-молекулярное учение. Общий спектр электромагнитных колебаний. Спектроскопия. Квантовая теория атома водорода.

Сродство к электрону, электроотрицательность элементов. Образование химической связи. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей.

Ковалентная, полярная и ионная связи. Донорно-акцепторная связь. Направленность связей. Взаимное влияние атомов. Дипольный момент. Полярная структура молекул.

Вращательные спектры. Жесткий ротатор. Колебания и колебательные спектры 2-атомных молекул. ИК-спектроскопия.

Литература: [1, с. 33-124],

Вопросы для самопроверки

1. Чем обусловлена ионная связь в NaCl и ковалентная в SiC?
2. Что понимают под сродством к электрону?
3. Что такое ионизационный потенциал и в каких единицах его измеряют?
4. Как определяется электроотрицательность элемента и что характеризует эта величина у атома?
5. Как с помощью парахора или рефракции определить структуру молекулы?
6. Что такое электронная, атомная и ориентационная поляризация?
7. Как определить рефрактометрическим методом концентрацию растворенного вещества?
8. Какова причина направленности валентностей?
9. От чего зависит полярность молекул?
10. Как влияет полярность молекул на свойства вещества?

РАЗДЕЛ 3. Состояние вещества. Газообразное, жидкое и твердое состояние вещества

Уравнение состояния идеального газа. Парциальные давления газов. Кинетическая энергия молекул. Закон распределения молекул по скоростям. Среднеквадратичные и среднеарифметические скорости молекул. Закон распределения Больцмана.

Теплоемкость газов. Изохорная и изобарная теплоемкости газов. Уравнения состояния реального газа Ван-дер-Ваальса. Уравнение Бертло.

Сжижение газов. Критическое состояние. Диффузия газов. Первый и второй законы Фика. Коэффициент диффузии. вязкость газов.

Кристаллические и аморфные твердые вещества, Понятие модификации. Явления полиморфизма. Анизотропия. Ионная, ковалентная, полярная, металлическая и межмолекулярная связь в кристаллах.

Структура ионных кристаллов. Ионный радиус. Координационное число. Силикаты. Металлы. Кристаллогидраты солей. Стеклообразное состояние.

Реальные кристаллы. Точечные и линейные дефекты. Дефекты Френкеля. Дефекты Шоттки. Температура и теплота плавления кристаллов. Теплоемкость кристаллов. Закон Дюлонга-Пти.

Жидкое состояние. Степень ассоциации. Плотность жидкости. Свойства воды. Зависимость относительной плотности воды от температуры кипения, испарения жидкости.

Давление насыщенного пара жидкости. Нормальная температура кипения жидкости. Теплота испарения жидкости. Правило Трутона. Вязкость жидкостей. Текучесть.

Литература; [1, с. 125-235].

Вопросы для самопроверки

1. Какая температура для данного вещества называется критической? Какой физический смысл имеет площадь, ограниченная участком кривой Максвелла в пределах значения скорости от U до $U + dU$?
3. Как рассчитать теплоемкость C_p и C_v для одно- и двухатомных газов, исходя из молекулярно-кинетической теории?
4. Как определяются парциальные давления газов?
5. Понятие об идеальном газе. К каким газам применимы уравнение Менделеева-Клапейрона, уравнение Ван-дер-Ваальса и уравнение Берггома?
6. Какими характерными особенностями отличаются твердые кристаллические тела от аморфных?
7. Какие известны типы кристаллических решеток в зависимости от характера связи между частицами, образующими кристаллическое тело?
8. Чем обусловлена у жидкостей малая, по сравнению с газами сжимаемость и малый термический коэффициент расширения?
9. Какой физический смысл имеют коэффициент трения и коэффициент диффузии, какие у них размерности?

РАЗДЕЛ 4. Основы химической термодинамики

Основные понятия и термины химической термодинамики. Понятие фаза, система. Гетерогенные и гомогенные фазы. Обратимые и необратимые термодинамические процессы. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота, работа.

Теплоемкость системы, изохорная, изобарная теплоемкость. Вывод уравнения для расчета работы, изменения энтальпии и внутренней энергии для изотермического, изобарного, изохорного и адиабатического процессов идеального газа. Связь тепловых эффектов при постоянных объеме и давлении.

Первое начало термодинамики. Основные формулировки. Взаимосвязь теплоты, работы и внутренней энергии в процессах.

Закон Гесса. Калориметрические методы расчета тепловых эффектов. Стандартное состояние вещества. Теплота сгорания. Теплота образования.

Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.

Самопроизвольно протекающие процессы. Критерии направленности самопроизвольного протекания процессов.

Соотношение факторов емкости и факторов интенсивности, Энтропия.

Второе начало термодинамики. Статистическая природа второго закона. Цикл Карно. Необратимые процессы.

Энтропия как термодинамическая вероятность системы. Изменения энтропии при фазовых переходах. Зависимость энтропии от температуры, давления, объема.

Термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.

Энергия Гиббса как критерий направленности самопроизвольного процесса. Устойчивые и неустойчивые равновесия. Метастабильные состояния.

Основные соотношения между термодинамическими функциями. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.

Химический потенциал. Уравнение Гиббса-Дюгема. Понятие активности.

Применение второго закона термодинамики к идеальным газам. Эффект Джоуля-Томпсона. Принцип смещения равновесия.

Литература: [1, с. 237-322]; [2, с. 186-266]; [3, с. 60-109; 130-141].

Вопросы для самопроверки

1. Дайте определение понятия «система». Система закрытая и открытая. Изолированная система. Гомогенная и гетерогенная системы.
2. Дайте определение понятию теплота.
3. Дайте определение понятию работа.

4. Дайте определение понятию функция состояния. Покажите, что любой параметр состояния можно рассматривать как функцию состояния, а теплота и работа не являются функциями состояния.
5. Какие формулировки первого закона термодинамики Вам известны?
6. Напишите уравнение первого закона термодинамики и укажите, какие величины, входящие в это уравнение зависят от пути процесса.
7. Каково соотношение между C_p и C_v для идеального газа?
8. В каком соотношении находятся энтальпия и внутренняя энергия данной термодинамической системы?
9. Можно ли представить процесс, протекающий при постоянной температуре и сопровождающийся изменением внутренней энергии? Приведите пример.
10. Что называется тепловым эффектом химической реакции?
11. Как рассчитать тепловые эффекты реакций, которые не могут быть найдены экспериментально? Какие данные для этого необходимы?
12. Что называется теплотой образования и сгорания?
13. Докажите, что закон Гесса является частным случаем первого закона термодинамики. При постоянном давлении тепловой эффект реакции $Q_p = \Delta H$, при постоянном объеме $Q_v = \Delta U$ и поэтому не зависит от промежуточных реакций.
14. Объясните, почему в химических реакциях поглощается и выделяется теплота. Выведите соотношение, связывающее Q_p и Q_v .
15. В чем отличие обратимых и необратимых процессов? Зачем введено в термодинамику понятие обратимого процесса? Покажите на примере, что работа обратимого процесса больше работы соответствующего необратимого процесса.
16. В каком случае изменение энтропии является критерием самопроизвольности процесса? В каких условиях для этой цели используются другие термодинамические функции?
17. Каков физический смысл термодинамических и химических потенциалов? Могут ли они быть отрицательными? В чем заключается различие между термодинамическим и химическим потенциалами?
18. Какие Вы знаете термодинамические потенциалы? Как выглядит потенциал, характеристическими переменными которого являются P и T ?
19. Какие функции состояния определяют направленность процесса в неизолированной системе, если процесс протекает при постоянных V и T или P и T ?
20. Как зависит энергия Гиббса от температуры (при условии, что единственный вид работы - работа расширения)? Приведите математическое выражение этой зависимости.
21. При каких условиях внутренняя энергия системы может служить критерием направленности процесса? Как она изменяется в ходе самопроизвольного процесса в этих условиях?
22. Что такое термодинамическое равновесие? Каковы условия термодинамического, фазового и химического равновесия в системе?
23. Выведите уравнение для расчета изменения энтропии идеального газа при изменении его параметров,
24. Как определить изменение энтропии в процессе фазового превращения (испарения, плавления, возгонки)?
25. Достаточно ли знать величину теплового эффекта химической реакции при данной температуре, чтобы определить при этих условиях изменение энтропии химического процесса?
26. К какому значению стремится энтропия правильно образованного кристалла при приближении температуры к абсолютному нулю?
27. Дайте определение термодинамической вероятности (W). Что такое микросостояние и чем оно отличается от макросостояния? Какова связь числа микросостояний с термодинамической вероятностью?
28. Дайте статистическое толкование энтропии. Приведите соотношение, связывающее энтропию и термодинамическую вероятность.
29. Что представляет собой химический потенциал? Напишите все способы его выражения через термодинамические потенциалы.
30. Напишите уравнение Гиббса-Дюгема,

РАЗДЕЛ 5. Фазовые равновесия

Фазовые переходы. Фазовые равновесия. Химический потенциал. Правило фаз Гиббса. Понятия компонент, фаза, степень свободы.

Фазовые равновесия в однокомпонентных системах при постоянной температуре. Диаграмма состояния воды. Диаграмма состояния серы. Термодинамические условия равновесия однокомпонентных систем при постоянной температуре.

Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Связь между равновесным давлением, изменением объема, температурой и теплотой фазового перехода. Зависимость теплоты фазового перехода от температуры.

Литература: [1, с. 323-344]; [2, с. 415-436]; [3, с. 153-164].

Вопросы для самопроверки

1. Что называется фазой, компонентом и степенью свободы?
2. Как определяется число компонентов системы? Чем отличаются понятия общего числа компонентов системы от числа независимых компонентов системы?
3. Что определяет число степеней свободы?
4. Сколько фаз, степеней свободы на плоскости, на линиях и в тройной точке на диаграмме состояния воды? При каких условиях система имеет минимум степеней свободы и чему он равен?
5. Как вывести уравнение Клаузиуса-Клапейрона, исходя из равенства в момент равновесия (удельных и молярных) значений энергии Гиббса вещества в сосуществующих фазах?
6. Как и почему изменяется теплота испарения с изменением температуры?
7. В каких координатах зависимость между давлением насыщенного пара и температурой выражается на диаграмме прямой линией и как при этих условиях определяется среднее значение теплоты испарения (возгонки)?
8. Как, имея зависимость давления насыщенного пара от температуры, определить при заданной температуре теплоту испарения?
9. Выведите уравнение Клаузиуса-Клапейрона с учетом зависимости теплоты испарения от температуры,
10. В чем заключается правило Трутона?

РАЗДЕЛ 6. Учение о растворах

Растворы, Сольватация. Взаимодействие между частицами компонентов и продуктами их взаимодействия. Разбавленные растворы. Закон Рауля.

Температура кристаллизации разбавленных растворов. Криоскопия. Эбулиоскопия. Осмотическое давление разбавленных растворов.

Концентрированные растворы. Явления сольватации, гидратации. Зависимость общего и парциального давления от состава в идеальных растворах. Причины отклонения от идеальности.

Понятие активности в растворах. Зависимость химических потенциалов, парциальных давлений, общего давления от состава растворов. Законы Коновалова. Взаимосвязь диаграмм «общее давление - состав» и «температура кипения - состав» для растворов, Азеотропные смеси.

Дистилляция двойных смесей. Коэффициент разделения, правило рычага. Ректификация.

Растворы газов в жидкостях. Зависимость растворимости газов от давления, температуры, природы газа, природы растворителя.

Влияние температуры на взаимную растворимость. Диаграммы «общее давление - состав» и «температура кипения - состав» для систем с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей. Правило прямолинейного диаметра. Критическая температура растворения.

Тройные системы. Диаграммы состояния в тройной жидкой системе с ограниченной растворимостью. Экстракция из растворов.

Растворимость твердых веществ. Твердые растворы. Кристаллизация из растворов. Диаграммы состояния в простых системах с эвтектикой. Диаграммы состояния в системах с ограниченной взаимной растворимостью в твердом состоянии. Зонная плавка.

Диаграммы систем с образованием устойчивых и неустойчивых соединений. Диаграммы систем с неограниченной взаимной растворимостью в твердом состоянии. Термический анализ. Кривые охлаждения;

Литература: [1, с. 345-426]; [2, с. 365-414; 436-494]; [3, с. 164-225].

Вопросы для самопроверки

1. Что называется раствором?
2. В каких единицах выражают концентрацию раствора и какова зависимость между различными единицами концентраций?
3. Как зависит давление насыщенного пара над раствором от концентрации нелетучего растворенного вещества при данной температуре? Чему равно относительное изменение давления пара над раствором при любой температуре? Приведите закон Рауля.

4. Как пройдут кривые зависимости давления пара раствора нелетучего вещества различных концентраций, если наносить их на диаграмму состояния чистого растворителя?
5. Как вывести уравнение зависимости изменения температуры кипения раствора нелетучего вещества от концентрации?
6. Выведите уравнение зависимости изменения температуры замерзания раствора от концентрации растворенного нелетучего вещества.
7. Как зависит растворимость газов от давления и каким законом эта зависимость выражается? При каких условиях растворимость газов подчиняется закону Генри?
8. Какой жидкий раствор называют идеальным, каковы его основные признаки и при каких условиях он образуется?
9. Чем обусловлены положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля?
10. В чем заключаются первый и второй законы Коновалова? Поясните эти законы на диаграммах: «состав-температура кипения» и «состав-давление».
11. Какой закон Вревского определяет зависимость изменения состава равновесного пара над жидкостью одинакового состава от изменения температуры?
12. С помощью какого закона Вревского можно определить, как изменится состав азеотропной смеси от изменения ее температуры кипения? Сформулируйте этот закон.
13. В чем заключается перегонка в равновесии, простая перегонка и ректификация?
14. Какие возможны типы бинарных растворов с ограниченной взаимной растворимостью? Приведите примеры.
15. В чем заключается процесс экстрагирования? Как следует вести процесс экстрагирования, чтобы достигнуть полноты извлечения экстрагируемого вещества?
16. На чем основан термический анализ? Можно ли предвидеть характер кривых охлаждения?
17. Какой вид имеют диаграммы равновесия двух веществ: 1) с простой эвтектикой; 2) вещества образуют между собой устойчивое химическое соединение; 3) соединение разлагается, не достигнув температуры плавления (на диаграмме скрытый максимум); 4) вещества неограниченно растворяются как в твердом, так и в жидком виде; 5) вещества ограничено растворяются в твердом виде; 6) вещества ограничено растворяются в жидком виде? На каждой из перечисленных диаграмм покажите: а) значение отдельных площадей, линий, точек, число компонентов, степеней свободы, фаз и их состав; б) начало и конец плавления любого состава. Постройте кривые охлаждения различных составов, объясните при этом процессы, протекающие на отдельных участках кривых охлаждения. Какие составы будут иметь постоянную температуру плавления?
18. В чем различие понятий: «эвтектическая точка», «эвтектическая температура» и «эвтектика»?
19. Как изображается состав трехкомпонентной системы по методу Розенбаума?

РАЗДЕЛ 7. Химическое равновесие

Химическое равновесие. Закон действия масс. Константы равновесия. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Химическое сродство.

Уравнения изотермы и изобары химической реакции. Химическое равновесие в гетерогенных реакциях. Давление диссоциации, Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка.

Поверхностные явления. Поверхностное натяжение. Зависимость поверхностного натяжения от температуры. Термодинамика поверхностных явлений в однокомпонентных системах. Возникновение новых фаз.

Поверхностные свойства растворов. Поверхностно-активные вещества. Поверхностная ориентация молекул. Адсорбция на поверхности твердого тела. Изотермы адсорбции. Уравнение Фрейндлиха. Уравнение Лэнгмюра. Физическая и химическая адсорбция.

Литература: [1, с. 426-450; 472-515]; [2, с. 266-288]; [3, с. 110-129; 457-461].

Вопросы для самопроверки

1. Условия равновесия с позиции кинетики и термодинамики. В чем сходство и различие подхода к условиям равновесия с позиции кинетики и термодинамики?
2. Дайте определение понятия химического равновесия. Что такое обратимые реакции?
3. Через какие величины можно выразить константу химического равновесия? Связь между константами равновесия, выраженными различными способами.
4. От чего зависят K_c и K_p реакций?
5. Как, исходя из принципа Ле Шателье, предвидеть влияние температуры на константу равновесия?
6. Как определить, в каком направлении пойдет реакция в данных условиях? Что является критерием направленности процесса химического превращения? Каково условие достижения равновесного состояния?
7. Что называется максимально полезной работой химической реакции? При каких условиях она могла бы быть полезна?
8. Какая связь между максимально полезной работой, константой равновесия, начальным давлением (концентрацией) исходных веществ и продуктов реакции при постоянной температуре? Дайте вывод изотермы химической реакции.
9. В чем заключается принцип Бергго, предложенный для измерения химического сродства? Почему он не

- применим для химических реакций при любой температуре?
10. В чем сущность теории о химическом сродстве? От чего зависит химическое сродство?
 11. Как зависит направление процесса от концентраций (парциальных давлений) реагирующих веществ?
 12. Как влияет температура на химическое равновесие в экзо- и эндотермических реакциях? Может ли изменение температуры привести к изменению направления реакции?
 13. В чем заключается тепловая теорема Нернста и какое практическое значение она имеет?
 14. В чем заключается постулат Планка? На основании каких экспериментальных данных можно рассчитать абсолютное значение энтропии при любых условиях?
 15. Чем отличается физическая адсорбция от химической. Что такое активированная адсорбция?
 16. Что такое изотерма адсорбции? Какие предположения делаются при выводе уравнения Лэнгмюра? Выведите уравнение Лэнгмюра.
 17. Выведите уравнение Гиббса. Какие основные понятия используются при его выводе? Объясните физический смысл величины адсорбции по Гиббсу?

РАЗДЕЛ 8. Электрохимия

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Гидратация и сольватация ионов в растворе. Теплота гидратации. Электролиты. Свойства растворов слабых электролитов. Степень диссоциации. Константа диссоциации.

Сильные электролиты. Термодинамические свойства электролитов. Активность. Коэффициент активности. Произведение растворимости. Электролитическая диссоциация воды. Концентрация водородных ионов. Водородный показатель. Буферные растворы.

Механизм переноса тока в растворах и расплавах электролитов. Подвижность ионов, Числа переноса. Электропроводность растворов. Закон Кольрауша. Кондуктометрическое титрование.

Электродвижущая сила. Механизм возникновения двойного электрического слоя на границе металл - раствор. Роль сольватации. Гальванический элемент. Гальваническая цепь. Типы гальванических элементов.

Обратимые и необратимые гальванические цепи. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Стандартная ЭДС элемента.

Электроды 1 рода. Электроды 2 рода. Редокс-электроды. Водородный, каломельный, стеклянный электроды. Нормальный элемент. Концентрационные цепи. Механизм возникновения диффузионного потенциала.

Окислительно-восстановительные электроды и цепи. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Химические источники тока. Потенциометрическое титрование.

Электролиз. Законы Фарадея. Химическая и концентрационная поляризация. Потенциал разложения. Перенапряжение. Свинцовый и щелочной аккумуляторы. Электрохимическая коррозия металлов. Защита от коррозии.

Литература: [1, с. 516-625]; [3, с. 226-282].

Вопросы для самопроверки

1. Что представляет собой энергия сольватации? За счет чего, главным образом, получается большая энергия, необходимая для разрушения сравнительно прочных ионных кристаллических решеток при растворении электролитов?
2. Что называется удельной электропроводностью? Какова размерность этой величины? Нарисуйте графики зависимости удельной электропроводности от концентрации и разведения для сильных и слабых электролитов. Зависит ли эта величина от температуры?
3. Что называется эквивалентной электропроводностью? Какова размерность этой величины? Нарисуйте на одном графике зависимость эквивалентной электропроводности от разведения для растворов электролитов: KCl , KOH , HNO_3 , CH_3COOH .
4. Как зависит эквивалентная электропроводность слабых электролитов от концентрации?
5. Какова связь между подвижностью ионов и их абсолютной скоростью?
6. Сформулировать основные положения теории Дебая-Гюккеля.
7. По каким признакам тот или иной электролит относится к сильным или к слабым?
8. На чем основано кондуктометрическое титрование?
9. Чем обусловлено наличие максимума на кривой зависимости удельной электрической проводимости от разведения у целого ряда электролитов?

10. Какие процессы, происходящие на границе металл-раствор, приводят к появлению двойного электрического слоя?
11. Что представляют собой электроды 1 и 2 рода? Привести примеры.
12. Какие процессы в гальванической цепи являются причиной возникновения ЭДС? Какие типы цепей вы знаете?
13. В чем состоит теория гальванических элементов?
14. Приведите примеры обратимых и необратимых гальванических цепей.
15. Какие количественные законы электролиза Вам известны? Что называется выходом по току, электрохимическим эквивалентом?
16. Что такое ряд напряжений? Значения каких электродных потенциалов указаны в нем? Каково устройство и особенности нормального элемента Вестона?
18. Как устроен и для чего используется водородный электрод?
19. Как влияет активность КС1 на величину электродного потенциала каломельного электрода?
20. Какие существуют электрохимические методы определения pH?
21. Как осуществляется потенциометрическое титрование кислот и оснований? От чего зависит высота скачка на кривой потенциометрического титрования?
22. Какие процессы протекают при электролизе на электродах?
23. Приведите примеры практического применения электролиза.
24. Можно ли, имея смесь кислот, потенциометрическим методом определить количество каждой из них в отдельности?
25. В чем заключается механизм электрохимической коррозии? По какому механизму протекает коррозия черных металлов?
26. Как защищают металлы от коррозии? Что такое анодное и катодное покрытие?

РАЗДЕЛ 9. Химическая кинетика и катализ

Кинетика химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Кинетическая классификация химических реакций. Порядок реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

Теория активных столкновений. Теория переходного состояния. Понятие активированного комплекса. Цепные реакции. Кинетика реакций в растворах. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Фотохимические реакции.

Кинетика гетерогенных процессов. Роль диффузионных процессов. Образование зародышей новой фазы.

Гетерогенный катализ. Промоторы. Отравление и старение катализаторов. Теория катализа. Мультиплетная теория гетерогенного катализа. Применение катализа в промышленности.

Литература: [1, с. 626-699]; [3, с. 284-404; 427-482].

Вопросы для самопроверки

1. Что называется скоростью химической реакции? По изменению концентрации какого из веществ, обычно определяют скорость химической реакции?
2. Что называется молекулярностью и порядком реакции? Всегда ли они имеют одинаковое значение? Приведите примеры.
3. Каков физический смысл константы скорости химической реакции? Какова размерность константы скорости химической реакции?
4. От чего зависит и от чего не зависит константа скорости химической реакции?
5. Какие методы определения порядка химической реакции Вам известны и от чего они зависят?
6. Исходя из каких положений, определяют скорость сложной химической реакции?
7. Каким уравнением будет описываться кинетика двухстадийной, последовательной реакции при условии, что вторая стадия протекает значительно быстрее, чем первая?
8. Что такое стерический фактор, чем обусловлено его возникновение, и как его можно определить?
9. В чем заключаются основные положения теории активных столкновений?
10. В чем заключается теория химических реакций Аррениуса?
11. Как зависит константа скорости химической реакции от температуры?
12. Что такое энергия активации химической реакции и от чего она зависит?
13. На основании кривой распределения Максвелла-Больцмана дать качественное объяснение влиянию температуры и катализатора на константу скорости химической реакции.
14. В чем заключаются основные положения теории переходного состояния (активного комплекса), позволяющие вывести уравнение скорости химической реакции?

15. Какие реакции называются фотохимическими? Каким законам они подчиняются? Что такое квантовый выход?
16. Какие реакции называются цепными? В чем их особенности?
17. Что называется катализатором? Как влияет катализатор (его количество, структура, промоторы) на кинетику химической реакции?
18. Каковы особенности гетерогенных реакций? Из каких стадий может состоять гетерогенная реакция?
19. По каким признакам можно судить, какая стадия является лимитирующей в гетерогенной реакции - химическое взаимодействие или процесс диффузии?
20. Как классифицируются каталитические реакции?
21. В чем заключается теория гомогенно-каталитических реакций? Приведите примеры гомогенно-каталитических реакций.
22. Какова роль промотора и в чем его действие, способствующее увеличению активности катализатора?
23. В чем заключается мультиплетная теория катализа А.А. Баландина? Можно ли на основании этой теории предсказать структуру катализатора для данной реакции?
24. Какие реакции называются автокаталитическими? Приведите примеры.

КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ

Работа № 1

ВАРИАНТ 1

1. Термодинамические потенциалы, их назначение и физический смысл. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца, внутренняя энергия, энтальпия.
2. Статистическое толкование понятия энтропия.
3. Свойства и строение силикатов.
4. Дипольный момент и полярная структура молекул.
5. Рассчитайте разницу между тепловыми эффектами при постоянном давлении и постоянном объеме для реакции $C_2H_4O_{(г)} + H_{2(г)} = C_2H_5OH_{(г)}$, протекающей при температуре 400°K.
6. Определите ΔH^0 , ΔU^0 , ΔF^0 , ΔG^0 и ΔS^0 в стандартных условиях для реакции $C_2H_{4(г)} + 2H_2O_{(ж)} = C_2H_5OH_{(ж)} + H_{2(г)}$ пользуясь соответствующими справочными данными.

ВАРИАНТ 2

1. Равновесное состояние. Устойчивое и неустойчивое равновесие.
2. Условия самопроизвольного протекания термодинамического процесса в изолированной системе. Предел протекания таких процессов.
3. Структура кристаллов. Типы кристаллических решеток по характеру связи в них.
4. Вязкость газов. Коэффициент вязкости газов.
5. Определите тепловой эффект реакции ΔG^0_{298} и ΔS^0_{298} для реакции $Al_2O_{3(тв)} + 3SO_{3(г)} = Al_2(SO_4)_{3(тв)}$ пользуясь соответствующими справочными данными, если $\Delta C^0_{OБР}$ и S^0_{298} для $Al_2(SO_4)_3$ соответственно равны -3100,4 кДж/моль и 240,59 кДж/Кмоль.
6. Определить тепловой эффект процесса получения изопропилового спирта путем гидратации пропилена при 240°С по реакции: $C_3H_{6(г)} + H_2O_{(г)} = (CH_3)_2CHOH$, если изменение стандартной энтальпии ΔH^0_{298} равно $-51,13 \cdot 10^3$ кДж/моль, а величина $\Delta C_p = -3,57$ кДж/моль * град и не зависит от температуры.

ВАРИАНТ 3

1. Диффузия газов. Первый и второй законы Фика.

2. Как пользуясь законами Гесса рассчитать тепловой эффект реакции. Следствия из закона Гесса.
3. Термодинамические функции состояния, их свойства и назначение.
4. Закон Больцмана. Распределение молекул по скоростям. Среднеквадратичные и среднеарифметические скорости молекул.
5. Найдите разность между Q_p и Q_v при температуре 298°K для следующих реакций: $2C_{(ТВ)} + O_{2(Г)} = 2CO_{(Г)}$ и $NH_4Cl_{(ТВ)} = NH_3_{(Г)} + HCl$
6. Вычислите стандартное значение изменения свободной энергии ΔG реакции $2C_2H_{2(Г)} + 5O_{2(Г)} = 4CO_{2(Г)} + 2H_2O_{(Ж)}$, используя табличные данные.

ВАРИАНТ 4

1. Первый закон термодинамики. Формулировка и математическое выражение.
2. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры.
3. Жидкое состояние. Плотность жидкости, Зависимость относительной плотности воды от температуры.
4. Поляризуемость молекул. Виды поляризации.
5. Найдите разность между Q_p и Q_v при температуре 298°K для реакций: $N_{2(Г)} + 3H_{2(Г)} = 2NH_{3(Г)}$ и $2SO_{2(Г)} + O_{2(Г)} = 2SO_{3(Г)}$.
6. Вычислите ΔG^0 и ΔF^0 для реакций: $C_2H_6 = C_2H_4 + H_2$ и $C_2H_5OH_{(Ж)} = C_2H_{4(Г)} + H_2O_{(Ж)}$ и сделайте вывод о возможности протекания их в стандартных условиях.

ВАРИАНТ 5

1. Выведите уравнение, объединяющее 1 и 2 начала термодинамики.
2. Кристаллическое состояние вещества. Реальные кристаллы. Точечные и линейные дефекты.
3. Теплота образования и теплота сгорания химического соединения.
4. Теплоемкость одно-, двух- и трехатомных газов.
5. Тепловой эффект реакции $2Fe_{(КР)} + 3/2O_2 = Fe_2O_{3(КР)}$ при постоянном давлении и $T = 298^\circ K$ равен - 823,3 кДж/моль. Определите тепловой эффект для изохорного процесса этой реакции.
6. Определите ΔS при переходе 1 кмоль FeS из α -формы в β -форму, если переход совершается при 411°K, теплоты образования α -FeS и β -FeS соответственно равны -95,4 кДж/моль
7. и -91,0 кДж/моль.

ВАРИАНТ 6

1. Тепловой эффект реакции при постоянном давлении и тепловой эффект реакции при постоянном объеме и их взаимосвязь.
2. Сжижение газов. Критическое состояние.
3. Обратимые, необратимые и равновесные термодинамические процессы.
4. Взаимное влияние атомов в молекуле. Дипольный момент. Полярная структура молекул.
5. Вычислите разность между Q_p и Q_v при 773 °K для реакций $CO_{2(Г)} + C_{(ТВ)} = 2CO_{(Г)}$ и $3C_2H_{2(Г)} = C_6H_{6(Г)}$
6. Вычислите ΔG для реакции $2BeO + SiO_2 = Be_2SiO_4$ при температурах 298°K и 773 °K, пользуясь справочными данными.

ВАРИАНТ 7

1. Теплоемкость C_p и C_v и их взаимосвязь.
2. Стеклообразное состояние и его основные свойства.
3. Энтальпия как функция состояния системы.
4. Парциальные давления в смесях идеальных газов. Закон Дальтона.
5. Тепловой эффект реакции $1/2N_{2(г)} + 3/2H_{2(г)} = NH_{3(г)}$ при постоянном давлении и $T = 298^\circ K$ $Q_p = -46,26$ кДж/моль. Определите Q_v для этой реакции при той же температуре.
6. Вычислите ΔG для реакций: $MgO + SiO_2 = MgSiO_3$ и
7. $2MgO + SiO_2 = Mg_2SiO_4$ при $T = 298^\circ K$ и $1773^\circ K$, пользуясь справочными данными.

ВАРИАНТ 8

1. Максимальная работа химической реакции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
2. Свойства жидкости. Давление насыщенного пара жидкости и его зависимость от температуры. Теплота испарения жидкостей.
3. Энтропия, изменение ее при фазовых переходах (возгонка, плавление).
4. Уравнения состояния идеального и реального газов (уравнение Ван-дер-Ваальса).
5. Рассчитайте разницу между тепловыми эффектами при постоянном давлении и постоянном объеме реакции $C_2H_4O_{(г)} + H_{2(г)} = C_2H_5OH_{(ж)}$, протекающей при $298^\circ K$.
6. Определите изменение энергии Гиббса для реакции $4NO_{(г)} + 6H_2O_{(ж)} = 4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)}$, пользуясь справочными данными и сделайте вывод о возможности протекания ее в стандартных условиях.

ВАРИАНТ 9

1. Закон Гесса и следствия из него.
2. Условия и пределы протекания самопроизвольных процессов в неизолированной системе для изобарно-изотермических и изохорно-изотермических процессов.
3. Работа расширения идеальных газов.
4. Колебания и колебательные спектры двухатомных молекул.
5. Вычислите разницу между Q_v и Q_p при $298^\circ K$ для реакции полного сгорания бензола C_6H_6 , нафталина $C_{10}H_8$ и этилена C_2H_4 с образованием диоксида углерода и воды в жидком состоянии.
6. Определите тепловой эффект реакции $2CH_3OH + 3O_2 = 2CO_2 + 4H_2O$ при $500^\circ K$, пользуясь справочными данными.

ВАРИАНТ 10

1. Приведите формулировки и дайте вывод математического выражения 2-го начала термодинамики.
2. Опишите основные свойства веществ в жидком состоянии, их природу и влияние P и T на их значение.
3. Внутренняя энергия как функция состояния системы.
4. Сродство к электрону, ионизационный потенциал и электроотрицательность элементов.
5. Теплота растворения безводной сернокислой меди равна $66,04$ кДж/моль, теплота растворения $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ равна $11,5$ кДж/моль. Определить теплоту реакции:
 $CuSO_4 + 5H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
6. Определите изменение энтропии ΔS^0 и энергии Гиббса ΔG^0 в стандартных условиях для систем: $Mg(OH)_2 = MgO + H_2O_{(ж)}$ и $C_2H_5OH_{(ж)} = C_2H_{4(г)} + H_2O_{(ж)}$ и решить вопрос о возможности протекания этой реакции в указанных условиях. Для решения вос-

пользоваться справочными данными.

Работа № 2

ВАРИАНТ 1

1. Разберите двухкомпонентную диаграмму состояния с образованием химического соединения, плавящегося инконгруэнтно (с разложением),
2. K_p и K_c выведите соотношение (уравнение) их связывающее.
3. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа.
4. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$ равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации были соответственно равны $\text{CO} - 0,10$ моль/л, $\text{H}_2\text{O} - 0,40$ моль/л.
5. Температура кипения бензола равна $353,36^\circ\text{K}$. Его молярная теплота испарения при температуре кипения равна 30795 Дж/моль. Определите эбулиоскопическую константу бензола.

ВАРИАНТ 2

1. Диаграмма состояния бинарной жидкой системы с ограниченной взаимной растворимостью. Критическая температура растворения.
2. Термический анализ. Построение диаграмм состояния по кривым охлаждения.
3. Идеальные и реальные растворы. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от идеальности.
4. Определить состав смеси к моменту равновесия для реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если известно, что при $T = 930,5^\circ\text{K}$ константа равновесия $K_c = 1$ и до реакции в смеси было по 1 моль CO и H_2O .
5. Температура замерзания чистого бензола C_6H_6 равна $278,4^\circ\text{K}$, а температура замерзания раствора, содержащего $0,0028$ кг хинолина в $0,10$ кг бензола равна $277,34^\circ\text{K}$. Определить молекулярную массу хинолина. Криоскопическая постоянная бензола равна $5,12^\circ\text{C}$.

ВАРИАНТ 3

1. Равновесие в гетерогенных системах; термодинамические условия равновесия.
2. Диаграмма состояния. Основные принципы построения. Однокомпонентная диаграмма состояния воды.
3. Разбавленные растворы. Понижение давления насыщенного пара растворителя. Закон Рауля.
4. Удельная теплота испарения воды при температуре кипения равна $2,646 \cdot 10^6$ Дж/кг. Определить температуру кипения водного раствора, содержащего $0,05$ кмоль нелетучего растворенного вещества в 200 кг воды.
5. Удельная теплота испарения этилового спирта $\Delta H = 887,64 \cdot 10^3$ Дж/кг. Давление насыщенного пара при $T_1 = 343^\circ\text{K}$ равно $0,721 \cdot 10^5$ Па. Определить давление пара при температуре $T_2 - 353^\circ\text{K}$.

ВАРИАНТ 4

1. Разобрать диаграмму состояния двухкомпонентной системы с простой эвтектикой.
2. Закон действия масс. Константы скорости реакции. Константа равновесия и способы ее

выражения.

3. Повышение температуры разбавленных растворов. Эбулиоскопическая постоянная.
4. Определить состав смеси в момент равновесия для реакции, проходящей в доменной печи $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$, если при $T = 1273^\circ\text{K}$ константа равновесия равна 2,5.
5. Вычислите температуру кристаллизации и кипения 2% водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Криоскопическая константа воды 1,86; эбулиоскопическая константа воды 0,513.

ВАРИАНТ 5

1. Работа химической реакции, максимальная работа. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
2. Трехкомпонентные диаграммы состояния. Общие принципы построения.
3. Понижение температуры кристаллизации растворов. Криоскопическая постоянная.
4. Водный раствор, содержащий нелетучее растворенное вещество, замерзает при $271,5^\circ\text{K}$. Определить температуру кипения раствора. Криоскопическая константа воды 1,86; эбулиоскопическая константа воды 0,513.
5. Напишите выражение для константы равновесия системы $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ Как изменится скорость прямой реакции образования NH_3 , если увеличить концентрацию водорода в 3 раза.

ВАРИАНТ 6

1. Дайте определение понятий: эвтектика, эвтектическая точка, эвтектическая температура.
2. Выведите уравнение изобары химической реакции.
3. Зависимость растворимости газов в жидкостях от температуры. Закон Генри.
4. Давление пара водного раствора, содержащего нелетучее растворенное вещество, на 2% ниже давления пара чистой воды. Определить моляльность раствора.
5. Определите, на какую величину надо повысить давление, чтобы ртуть плавилась при температуре $236,3^\circ\text{K}$, если при температуре $234,3^\circ\text{K}$ теплота плавления равна 2266 Дж/моль, а молярные объемы твердой и жидкой фаз соответственно равны 14,14 и 14,65 $\text{см}^3/\text{моль}$.

ВАРИАНТ 7

1. Правило фаз Гиббса. Понятия компонент, фаза, степень свободы.
2. Дистилляция двойных смесей. Диаграмма «состав - температура кипения» системы с азеотропной точкой.
3. Уравнение изохоры химической реакции.
4. Раствор, содержащий 5 г нелетучего растворенного вещества в 25 г CCl_4 , кипит при температуре $354,7^\circ\text{K}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества, если известно, что CCl_4 кипит при $350,0^\circ\text{K}$ и его эбулиоскопическая константа равна 5,02.
5. Равновесие в гетерогенной системе $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $\text{NO} - 0,2$ моль/л; $\text{O}_2 - 0,1$ моль/л; $\text{NO}_2 - 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O_2 .

ВАРИАНТ 8

1. Выведите уравнение Клапейрона-Клаузиуса и дайте соответствующие пояснения.
2. Химическое сродство. Влияние энтропийного и энергетического факторов на константу равновесия химической реакции.
3. Типичные диаграммы: «состав раствора - давление пара» и «состав раствора - температура кипения». Точки максимума и минимума, Азеотропный раствор.

4. Определите относительное понижение давления пара для раствора, содержащего 0,01 моль нелетучего растворенного вещества в 0,5 кг воды.
5. Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, зная, что температура кристаллизации раствора равна $0,93^{\circ}C$, Криоскопическая постоянная воды равна $1,86^{\circ}C$.

ВАРИАНТ 9

1. Разобрать 2-компонентную диаграмму состояния с образованием химического соединения, плавящегося конгруэнтно (без разложения).
2. Химический потенциал. Способы выражения и значения.
3. Состав пара растворов. Законы Коновалова.
4. Сколько глицерина ($M = 92$) необходимо растворить в 1000 г воды, чтобы понизить ее температуру на $0,1^{\circ}K$? Криоскопическая константа воды равна 1,85.
5. Теплота плавления нафталина при температуре плавления
6. $T = 353,3^{\circ}K$ равна $148,64T0^3$ Дж/кг. Найдите изменение точки плавления при изменении давления на $1,013T0^5$ н/м², если разность удельных объемов $\Delta V = V_{(ж)} - V_{(тв)} = 0,146T0^{-3}$ м³/кг.

ВАРИАНТ 10

1. Разобрать бинарную диаграмму состояния с образованием непрерывного ряда твердых растворов.
2. Зависимость константы равновесия от температуры.
3. Температура кипения растворов. Дистилляция двойных смесей.
4. Давление пара метилового спирта при $293,2^{\circ}K$ равно $125,30 \cdot 10^2$ Па, а при температуре $310,2^{\circ}K$ - $345,78 \cdot 10^2$ Па. Определить среднее значение теплоты испарения спирта в указанном интервале температур.
5. Раствор, содержащий 0,01104 кг глицерина в 0,800 кг воды, кристаллизуется при температуре равной $0,279^{\circ}C$. Вычислите молекулярную массу глицерина. Криоскопическая константа воды 1,86.

Работа № 3

ВАРИАНТ 1

1. Теория гальванических элементов,
2. Кондуктометрическое титрование.
3. Мультиплетная теория катализа Баландина.
4. Что такое адсорбент? Практическое применение адсорбции.
5. Во сколько раз изменится скорость реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} = A_2B_{(г)}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?
6. Чему равна энергия активации реакции, если при увеличении температуры от 290 до $300^{\circ}K$ скорость ее возрастает в 2 раза?

ВАРИАНТ 2

1. Опишите процессы, происходящие на границе фаз металл-раствор.
2. Уравнение адсорбции Гиббса.
3. Влияние катализатора на кинетику химических реакций.
4. Фотохимические реакции.

5. Напишите уравнение скорости реакции $C_{(ТВ)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$ и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении концентрации кислорода в 3 раза?
6. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на $30^{\circ}C$, скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

ВАРИАНТ 3

1. Что такое изотерма адсорбции? Изотерма адсорбции Лэнгмюра.
2. Цепные реакции.
3. Электрохимическая, химическая коррозия металлов и методы защиты поверхности от коррозии.
4. Влияние температуры на скорость химической реакции.
5. Во сколько раз надо увеличить концентрацию CO в системе $2CO_{(г)} = CO_{2(г)} + C_{(ТВ)}$ чтобы скорость реакции возросла в 4 раза?
6. Во сколько раз увеличится константа скорости химической реакции при повышении температуры на $40^{\circ}C$, если температурный коэффициент (γ) принять равным 3,2?

ВАРИАНТ 4

1. ЭДС гальванического элемента. Стандартная ЭДС.
2. О чем говорит теория активных столкновений?
3. Вязкость газов, ее зависимость от температуры.
4. Электролиз и его практическое применение.
5. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$ если увеличить давление в системе в 3 раза; увеличить концентрацию NO в 2 раза?
6. Константа скорости реакции при $20^{\circ}C$ равна 0,03, а при $50^{\circ}C$ - 0,4. Определите энергию активации.

ВАРИАНТ 5

1. Теория Дебая-Гюккеля.
2. Методы определения порядка реакции. На чем они основаны?
3. Что такое катализатор химической реакции и что такое промотор? Каталитические яды.
4. Электродные потенциалы. ЭДС гальванического элемента.
5. Реакция между веществами A и B выражается уравнением $2B + A = C$. Начальные концентрации веществ составляют $C_A = 0,03$ моль/л, $C_B = 0,05$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найдите начальную скорость реакции V_1 и скорость реакции V_2 через некоторое время, когда концентрация вещества A уменьшится на 0,01 моль/л.
6. Для реакции $2NO_2 = 2NO + O_2$ константы скорости при $T_1 = 600^{\circ}K$ и $T_2 = 645^{\circ}K$ соответственно равны 83,9 и 407 (мин)⁻¹(кмоль/м³)⁻². Вычислить энергию активации.

ВАРИАНТ 6

1. Электродные процессы. Строение двойного электрического слоя.
2. Константа скорости химической реакции и факторы, влияющие на ее величину. Кинетическая классификация химических реакций,
3. Физическая и химическая адсорбция.
4. Поверхностное натяжение и факторы, его определяющие.

5. В системе $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(\text{г})}$ концентрацию вещества CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию Cl_2 - от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
6. Определите состав смеси к моменту равновесия для реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если известно, что при $T = 930,5^\circ\text{K}$ константа равновесия $K_c = 1$ и до реакции в смеси было по 1 моль CO и H_2O .

ВАРИАНТ 7

1. Электропроводность, удельная, эквивалентная. Зависимость электропроводности от разбавления растворов.
2. Порядок реакции и молекулярность. Всегда ли эти величины совпадают? Поясните на примерах.
3. Катализаторы. Фотохимические реакции.
4. Поверхностно-активные вещества. Поверхностная ориентация молекул жидкости. Флотация руды.
5. Найдите значение константы скорости реакции $\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{л})} = \text{AB}_{(\text{г})}$, если при концентрациях веществ A и B, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна 0,0005 моль/л*сек.
6. При 80°C реакция заканчивается за 16 минут. Через какое время эта реакция закончится, если эту температуру повысить до 100°C . Температурный коэффициент (γ) принять равным 2.

ВАРИАНТ 8

1. Приведите и объясните уравнение Нернста. Что такое нормальный электродный потенциал?
2. Особенности кинетики гетерогенных процессов. Диффузионная и кинетическая области протекания процессов.
3. Метод переходного состояния (активного комплекса).
4. Устройство свинцового аккумулятора.
5. Как изменится скорость реакции $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ если: увеличить давление в системе в 2 раза; уменьшить концентрацию O_2 в 4 раза?
6. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 30°C до 40°C , если энергия активации равна 125400 Дж/моль?

ВАРИАНТ 9

1. Привести примеры практического применения электролиза.
2. Теория химических реакций. Уравнение Аррениуса.
3. Классификация каталитических реакций.
4. Поверхностные свойства растворов. Поверхностное натяжение. Уравнение адсорбции Гиббса.
5. Как изменится скорость реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{(\text{г})} = 2\text{HCl}_{(\text{г})}$ концентрацию, если давление в системе увеличить в 2 раза?
6. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент первой реакции равен 2,0, а второй -2,5. Найдите отношение скоростей этих реакций при 95°C .

ВАРИАНТ 10

1. Энергия активации химической реакции.
2. Двойной электрический слой на границе металл-раствор и его строение.
3. Катализ. Положительный и отрицательный катализ. Автокаталитические реакции.
4. Сущность электрохимических методов определения pH.
5. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению $2A_{(г)} + 2B_{(г)} = C_{(г)}$. Концентрация вещества А равна 1,5 моль/л, а концентрация вещества В - 3 моль/л. Константа скорости реакции 0,4. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент времени и через некоторое время, когда прореагирует 75% А.
6. Константа скорости реакции $2N_2O_2 = 2NO + O_2$ при 600°K равна $8,4 \cdot 10^4$ л/моль·сек, а при 640°K - $4,2 \cdot 10^2$ л/моль·сек. Вычислите энергию активации.

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Кнреев В.А. Курс физической химии. - М.: Химия, 1975.
2. Физическая химия / Под ред. К.С. Краснова. В 2-х т. Т. 1, 2. - М.: Высшая школа, 1995.
3. Стромберг АХ., Семченко Д.П. Физическая химия. - М.: Высшая школа, 1988.
4. Зимой А.Д., Лещенко Н.Ф. Физическая химия. - М.: Химия, 2000.
5. Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии. - М.: Высшая школа, 1991.
6. Киселева Е.В., Каретников Г.С., Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии. - М.: Высшая школа, 1983
7. Практикум по физической химии / Под ред. СВ. Горбачева. - М.: Высшая школа, 1974.
8. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. К.П. Мищенко, А.А. Равделя. - Л.: Химия, 1974.

Дополнительная

1. Даниэльс Ф., Альберти Р. Физическая химия. - М.: Высшая школа, 1967.
2. Евстратова К.И., Купина Н»А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия. - М.: Высшая школа, 1990.
3. Карапетьянц М.Х. Химическая термодинамика. - М.-Л.: Госхимиздат, 1975,
4. Еремин Е.Н. Основы химической термодинамики, - М.: Высшая школа, 1974.
5. Практикум по физической химии / Под ред. Н.К. Воробьева. - Мл Химия, 1975.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Программа	3
Раздел 1. Введение.....	3
Раздел 2. Элементы учения о строении молекул	3
Раздел 3. Состояние вещества. Газообразное, жидкое и твердое состояние вещества	4
Раздел 4. Основы химической термодинамики	5
Раздел 5. Фазовые равновесия.....	8
Раздел 6. Учение о растворах	9
Раздел 7. Химическое равновесие	11
Раздел 8. Электрохимия	12
Раздел 9. Химическая кинетика и катализ.....	14
Контрольные работы	16
Работа № 1.....	16
Работав 2.....	21
Работа № 3.....	25
Литература.....	30