

ФАЗОВОЕ РАВНОВЕСИЕ «ЖИДКОСТЬ–ТВЁРДОЕ» В ДВУХКОМПОНЕНТНЫХ СИСТЕМАХ, ДИАГРАММЫ ПЛАВКОСТИ

1. Понятие «изоморфизм», условия изоморфизма. Т-х-диаграмма плавкости изоморфной бинарной системы – фазовые поля, линии и особые точки, применение правила фаз Гиббса и правила рычага (проиллюстрируйте на примере).
2. Охарактеризуйте эвтектическое равновесие в бинарной системе, указав число и природу равновесных фаз, число степеней свободы. Т-х-диаграмма плавкости системы с одной эвтектикой – фазовые поля, линии и особые точки, применение правила фаз Гиббса и правила рычага (проиллюстрируйте на примере).
3. Охарактеризуйте перитектическое равновесие в бинарной системе, указав число и природу равновесных фаз, число степеней свободы. Т-х-диаграмма плавкости системы с одной перитектикой – фазовые поля, линии и особые точки, применение правила фаз Гиббса и правила рычага (проиллюстрируйте на примере).
4. Т-х-диаграмма плавкости бинарной системы «А–В» характеризуется следующими особенностями:
 - неограниченная взаимная растворимость компонентов в расплавленном состоянии;
 - температура плавления у компонента А меньше, чем у В ($T_{пл\ A} < T_{пл\ B}$);
 - образуется твердая фаза устойчивого химического соединения стехиометрического состава AB_2 (возможны другие варианты формулы), участвующая в эвтектических равновесиях с фазой твердого А и с фазой твердого В;
 - температура конгруэнтного плавления соединения AB_2 находится в интервале между температурами плавления чистых А и В: $T_{пл\ A} < T_{пл\ AB_2} < T_{пл\ B}$.Изобразите схематически Т-х-диаграмму плавкости системы «А–В», подпишите все фазовые поля, назовите линии и особые точки. Рассчитайте число степеней свободы для всех вариантов фазового равновесия, показанных на диаграмме.
5. Т-х-диаграмма плавкости бинарной системы «А–В» характеризуется следующими особенностями:
 - неограниченная взаимная растворимость компонентов в расплавленном состоянии;
 - температура плавления у компонента А больше, чем у В ($T_{пл\ A} > T_{пл\ B}$);
 - в системе образуется неустойчивое химическое соединение состава A_3B (возможны другие варианты формулы), разлагающееся по перитектической реакции на твердую фазу А и расплав;
 - твердая фаза химического соединения состава A_3B участвует в эвтектическом равновесии с фазой твердого В.Изобразите схематически Т-х-диаграмму плавкости системы «А–В», подпишите все фазовые поля, назовите линии и особые точки. Рассчитайте число степеней свободы для всех вариантов фазового равновесия, показанных на диаграмме.

6. Приведите пример бинарной системы, имеющей диаграмму плавкости с одной эвтектикой (систему выберите в справочнике). Изобразите схематически эту диаграмму, запишите обозначения фазовых областей, и наименования линий. Покажите на диаграмме путь кристаллизации (изменение составов фаз) для расплава с содержанием одного из компонентов 30%. Укажите точки начала и окончания фазовых превращений и состояние системы на каждом участке процесса, изобразите схематически соответствующую кривую свободного охлаждения, объясните её вид. Треугольник Таммана, условия его получения.
7. Как по диаграмме плавкости системы с одной эвтектикой можно оценить значения теплоты плавления компонентов системы? Приведите пример соответствующей системы, запишите и назовите используемое уравнение, получите выражение для теплоты плавления. Назовите все используемые допущения.
8. По приведённой в справочнике диаграмме плавкости системы Al – Si (рис. 28.14, стр.40) опишите все фазовые поля, указав вид и число равновесных фаз и число степеней свободы. Изобразите на диаграмме путь равновесной кристаллизации (изменение составов фаз) расплава с концентрацией 10 масс% алюминия. Укажите температуры начала и окончания фазовых превращений, а также фазовый состав системы на каждом участке. Изобразите схематически соответствующую кривую охлаждения.
9. По приведённой в справочнике диаграмме плавкости системы $\text{H}_2\text{O} - \text{HNO}_3$ (рис.28.21, стр.41) опишите все фазовые поля, указав вид и число равновесных фаз и число степеней свободы. Если в системе образуются химические соединения, укажите их формулы и дайте их краткую характеристику (устойчивость, тип плавления).
10. По приведённой в справочнике диаграмме плавкости системы LiCl – NaCl (рис. 28.10, стр. 39) опишите все фазовые поля, указав вид и число равновесных фаз и число степеней свободы. Изобразите схематически на диаграмме путь процесса (изменение составов фаз) при изобарном (давление 1атм) нагревании от 300°C до 800°C раствора с концентрацией 70 мольн.% NaCl.
11. По приведённой в справочнике Т-х-диаграмме плавкости системы Na – K для давления $P=1$ атм (рис. 28.22, стр.41) опишите все фазовые поля, указав вид и число равновесных фаз и число степеней свободы. Если в системе образуются химические соединения, укажите их формулы и дайте их краткую характеристику (устойчивость, тип плавления). Изобразите на диаграмме путь равновесной кристаллизации (изменение составов фаз) расплава с концентрацией натрия 20 мольн%. Укажите температуры начала и окончания фазовых превращений, а также фазовый состав системы на каждом участке. Изобразите схематически соответствующую кривую охлаждения.
12. По приведённой в справочнике диаграмме плавкости системы Ag – Sb (рис.28.25, стр.42) опишите все фазовые поля, указав вид и число равновесных фаз и число степеней свободы. Если в системе образуются химические соединения, укажите их формулы и дайте их краткую характеристику (устойчивость, тип плавления). Изобразите на диаграмме путь равновесной

кристаллизации (изменение составов фаз) расплава с концентрацией 30 масс% серебра. Укажите температуры начала и окончания фазовых превращений, а также фазовый состав системы на каждом участке. Изобразите схематически соответствующую кривую охлаждения.

13. По приведённой в справочнике диаграмме плавкости системы $KBr-CuBr$ (рис. 28.23, стр. 41) опишите все фазовые поля, указав вид и число равновесных фаз и число степеней свободы. Если в системе образуются химические соединения, укажите их формулы и дайте их краткую характеристику (устойчивость, тип плавления). Изобразите на диаграмме путь равновесной кристаллизации (изменение составов фаз) при медленном изобарном (давление 1 атм) охлаждении от $700^{\circ}C$ до $100^{\circ}C$ расплава с концентрацией 20 мольн.% $CuBr$.
14. По приведённой в справочнике Т-х-диаграмме плавкости системы $Bi - Pb$ (рис. 28.24, стр.41) опишите все фазовые поля, указав вид и число равновесных фаз и число степеней свободы. Изобразите на диаграмме путь равновесной кристаллизации (изменение составов фаз) расплава с концентрацией 80 масс% Pb . Укажите температуры начала и окончания фазовых превращений, а также фазовый состав системы на каждом участке. Изобразите схематически соответствующую кривую охлаждения.

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

15. Термодинамическая константа диссоциации и степень диссоциации электролита, зависимость этих характеристик от различных факторов. Изменяются ли (и если да, то как) названные величины для уксусной кислоты в водном растворе, если в раствор добавить ацетат натрия CH_3COONa ? Приведите обоснование ответа.
16. Константа диссоциации и степень диссоциации слабого электролита. Изменяются ли (и если да, то как) термодинамическая константа диссоциации и степень диссоциации бензойной кислоты C_6H_5COOH в водном растворе, если в раствор ввести сильную кислоту? Дайте обоснованный ответ.
17. Вывод и анализ закона разведения Оствальда для электролита валентного типа 1:1. Влияние концентрации и температуры на константу диссоциации и степень диссоциации слабых электролитов.
18. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Константа диссоциации, степень диссоциации. Назовите основные причины, вызывающие диссоциацию растворенных веществ на ионы в растворе. От каких факторов зависит степень диссоциации?
19. Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики диссоциации: степень диссоциации, константа диссоциации. Зависимость этих величин от концентрации, температуры, природы растворителя.
20. Проводники электрического тока I и II рода. Удельная, молярная и эквивалентная электрические проводимости, связь между ними. Зависимость удельной и эквивалентной электрических проводимостей от концентрации.
21. Вывод закона разведения Оствальда для слабого электролита, молекулы которого

диссоциируют в разбавленном водном растворе на два иона. Константа электролитической диссоциации, степень диссоциации. Запишите полученное уравнение с использованием величины эквивалентной электропроводности.

22. Измерение электрической проводимости как метод исследования термодинамических свойств растворов электролитов и ионных равновесий. Определение степени диссоциации и константы диссоциации слабых электролитов в растворах.
23. Измерение электрической проводимости как метод определения термодинамических свойств растворов слабых электролитов (ΔG° , ΔH° и ΔS° электролитической диссоциации).
24. Что означает термин «удельная электрическая проводимость»? Какова размерность этой величины? Нарисуйте схематически (с приблизительным соблюдением соотношения величин) график зависимости удельной электрической проводимости от концентрации (в широком диапазоне концентраций) для водных растворов (даны конкретные электролиты). Объясните вид представленной зависимости в области малых, средних и высоких концентраций.
25. Эквивалентная электрическая проводимость растворов электролитов, понятие, единицы измерения. Зависимость эквивалентной электропроводности от концентрации, температуры и природы растворителя. Объясните характер указанных зависимостей для слабых и сильных электролитов.
26. Молярная и эквивалентная электропроводности растворов электролитов. Связь эквивалентной электрической проводимости со скоростями движения и подвижностями ионов. Коэффициент электрической проводимости.
27. Как на основании экспериментальных данных об электрической проводимости раствора слабого электролита рассчитать эффективную теплоту его диссоциации? Укажите основные этапы этого расчета, приведите соответствующие расчетные формулы.
28. Имеются данные о зависимости электропроводности раствора от концентрации электролита. Какие графические зависимости необходимо построить, чтобы получить ответ на вопрос – является данный электролит сильным или слабым? Какие характеристики растворов электролитов при этом могут быть определены?
29. Приведите аналитические выражения двух законов Кольрауша: уравнения квадратного корня и закона независимого движения ионов. Для каких электролитов (слабых и/или сильных) и при каких условиях справедливы эти выражения?
30. Электрическая проводимость растворов электролитов при бесконечном разведении. Расположите перечисленные системы в порядке возрастания эквивалентной электрической проводимости водных растворов при бесконечном разведении и температуре 25 $^\circ$ C: (дан ряд водных растворов электролитов). Приведите обоснование ответа.
31. Закон независимого движения ионов. Расположите перечисленные ниже системы в порядке возрастания эквивалентной электрической проводимости водных

растворов при бесконечном разведении и температуре 25°C: (дан ряд водных растворов электролитов).

32. Методы определения эквивалентной электрической проводимости растворов слабых и сильных электролитов при бесконечном разведении.
33. Скорость движения и подвижность иона. Влияние природы иона и природы растворителя на подвижность иона. Связь предельной эквивалентной электрической проводимости иона с его подвижностью.
34. Зависимость скорости движения и подвижности иона от его заряда и размеров (радиуса). Кристаллографический радиус иона Li^+ меньше, чем иона K^+ . Какой из ионов дает больший вклад в электропроводность водных растворов хлоридов солей этих металлов при бесконечном разведении при одной и той же температуре? Для обоснования ответа приведите уравнения, связывающие между собой названные величины. (возможно указание и других ионов)
35. Числа переноса ионов в растворе электролита, их связь с электрической проводимостью ионов. Сравните предельные числа переноса катиона и аниона в водном растворе ... (дан конкретный электролит). Эстафетный механизм переноса электрического тока ионами гидроксония и гидроксила.
36. Как по данным об электрической проводимости растворов сильных электролитов определить эквивалентную электрическую проводимость при бесконечном разведении для раствора слабого электролита в том же растворителе? Какой закон лежит в основе метода определения? Проиллюстрируйте процедуру расчета каким-либо произвольным примером.
37. Растворы сильных электролитов. Основные положения теории Дебая-Хюккеля. Зависимость среднего ионного коэффициента активности от ионной силы раствора в разбавленных и концентрированных растворах сильных электролитов.
38. Основные положения теории Дебая-Хюккеля. Зависимость коэффициента активности иона от ионной силы раствора. Предельный закон Дебая-Хюккеля.
39. Активность и коэффициент активности. Связь между активностью электролита и средними ионными: моляльностью, активностью и коэффициентом активности для электролита валентного типа «(дан тип)».
40. Запишите определительные уравнения для средних ионных величин: коэффициента активности, активности, моляльности. Как связана средняя ионная активность с моляльной концентрацией раствора и активностью электролита. Приведите соответствующие выражения для электролита валентного типа «(дан тип)».
41. Правило ионной силы раствора. Предельный закон Дебая-Хюккеля как теоретическое обоснование этого правила. В какой области концентраций им можно пользоваться? Изобразите схематически график зависимости, соответствующей предельному закону в сравнении с реальными данными для произвольного электролита.
42. Экспериментальная зависимость среднего ионного коэффициента активности электролита от корня (квадратного) из ионной силы раствора в широкой области концентраций. На том же графике представьте зависимость, отвечающую

предельному закону Дебая-Хюккеля. В какой области концентраций он выполняется?

43. Приведите уравнения, описывающие зависимость среднего ионного коэффициента активности от корня (*квадратного*) из ионной силы раствора согласно трем приближениям теории Дебая-Хюккеля. Приведите схематически зависимости $\lg \gamma_{\pm} = f(\sqrt{I})$ для каждого из приближений и сопоставьте их с реальной зависимостью (в названных координатах), построенной на основании экспериментальных данных.
44. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых соединений. Изменяется ли (и если да, то как) произведение растворимости и растворимость малорастворимой соли, если в водный раствор этого соединения ввести посторонний сильный электролит, не имеющий общих ионов с малорастворимой солью? Приведите пример и обоснование ответа.
45. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых соединений. Изменяется ли (и если да, то как) произведение растворимости и растворимость малорастворимой соли, если в водный раствор этого соединения ввести сильный электролит, имеющий общий анион (*вариант: «катион»*) с малорастворимой солью? Приведите пример и обоснование ответа.
46. Растворимость малорастворимых электролитов. Приведите выражение для произведения растворимости соединения АВ (*дан конкретный электролит*). Каким образом изменяется растворимость этой малорастворимой соли при добавлении в раствор индифферентного электролита (т.е. электролита не имеющего общих ионов с малорастворимой солью)? Дайте обоснованный ответ.
47. Ионная сила раствора. Влияние посторонних электролитов на средний ионный коэффициент активности данного сильного электролита. Правило ионной силы раствора Льюиса-Рендала, область его применимости.

ЭДС ГАЛЬВАНИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

48. Возникновение скачка потенциала на границе раздела проводников I и II рода. Обратимые электроды и обратимые гальванические элементы. Условная запись правильно разомкнутого гальванического элемента. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента.
49. Приведите пример химического гальванического элемента, составленного из газового электрода и электрода второго рода, электрохимическая цепь без жидкостных соединений – «без переноса». Запишите уравнения электродных полуреакций и уравнение химической реакции, за счет энергии которой вырабатывается электрическая энергия данным элементом.
50. Газовые электроды, водородный электрод. Вывод и анализ уравнения, выражающего зависимость потенциала водородного электрода от активности водородных ионов и давления молекулярного водорода.
51. Водородный электрод. Условная шкала потенциалов. Уравнение Нернста для

потенциала водородного электрода. Зависимость потенциала электрода от рН раствора и давления молекулярного водорода.

52. Стандартный водородный электрод. Условный электродный потенциал (потенциал электрода в водородной шкале). Связь ЭДС гальванического элемента с условными электродными потенциалами. Правило знаков ЭДС и электродных потенциалов.
53. Электрохимическая форма уравнения Гиббса-Гельмгольца. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Температурный коэффициент ЭДС и его связь с энтропией химической реакции в гальваническом элементе.
54. Классификация электродов. Окислительно-восстановительные электроды, потенциал которых не зависит от концентрации ионов водорода. Приведите пример, электродную реакцию и уравнение Нернста для расчёта потенциала электрода указанного типа.
55. Электроды 1-го рода. Примеры. Вывод и анализ уравнения, связывающего потенциал электрода с активностями потенциалопределяющих ионов.
56. Электроды первого рода, обратимые по катиону: определение, примеры, уравнение, связывающее потенциал электрода с активностями веществ, участников электродной полуреакции (уравнение Нернста). Амальгамные электроды.
57. Приведите пример электрода второго рода. Запишите электродную реакцию и уравнение Нернста для выбранного электрода. Влияние концентрации потенциалопределяющих ионов на потенциал электрода.
58. Хлоридсеребряный электрод. Вывод уравнения Нернста для расчёта его потенциала. Область применения хлоридсеребряного электрода.
59. Газовые электроды, примеры. Вывод уравнения Нернста для хлорного электрода. Зависимость потенциала электрода от давления газообразного хлора.
60. Окислительно-восстановительные электроды: определение, примеры, электродные полуреакции. Вывод и анализ уравнения Нернста для электродов данного типа.
61. Окислительно-восстановительные ($Ox-Red-$) электроды. Приведите пример $Ox-Red-$ электрода, потенциал которого зависит от рН раствора. Запишите электродную реакцию и уравнение Нернста, назовите все используемые величины.
62. Элемент Даниэля-Якоби. Приведите уравнение реакции, протекающей в данном элементе. Уравнение Нернста, связь ЭДС с концентрациями потенциалопределяющих ионов.
63. Химические гальванические элементы, понятие и примеры. Зависимость ЭДС от активностей участников электрохимической реакции, протекающей в гальваническом элементе. Вывод и анализ уравнения Нернста.
64. Химические гальванические элементы. Приведите пример гальванического элемента, составленного из электродов первого и второго рода, электрохимическая цепь без жидкостных соединений - «без переноса». Запишите уравнения электродных полуреакций и уравнение химической реакции, самопроизвольно протекающей при включении данного гальванического

элемента во внешнюю цепь.

65. Химические гальванические элементы. Приведите пример элемента, составленного из газового электрода и электрода первого рода, электрохимическая цепь с переносом. Зависимость ЭДС элемента от давления газообразного участника реакции, протекающей в элементе.
66. Химические гальванические элементы, основные типы, примеры. Применение измерений ЭДС для определения тепловых эффектов и энтропий химических реакций, самопроизвольно протекающих в элементах.
67. Приведите пример химического гальванического элемента, составленного из электрода первого рода и газового электрода, электрохимическая цепь с жидкостным соединением - «с переносом». Запишите уравнения электродных полуреакций, уравнение химической реакции, самопроизвольно протекающей в элементе, и уравнение Нернста для расчета ЭДС элемента.
68. Химические цепи с переносом. Уравнение Нернста для расчёта ЭДС гальванического элемента составленного из газового и окислительно-восстановительного электродов. Влияние рН на ЭДС элемента.
69. Химические цепи без переноса (приведите пример). Зависимость ЭДС химических цепей без переноса от активности потенциалопределяющих ионов в растворе. Вывод и анализ уравнения Нернста.
70. Концентрационные цепи без переноса, приведите примеры. Для произвольно выбранного концентрационного элемента названного типа запишите химический процесс, протекающий в элементе. Вывод уравнения Нернста для расчёта ЭДС этого элемента.
71. Классификация гальванических элементов. Примеры концентрационных цепей. Уравнение Нернста для концентрационного элемента, составленного из двух амальгамных электродов. Определение полярности электродов.
72. Концентрационные гальванические элементы, составленные из двух электродов первого рода, электрохимическая цепь с переносом. Уравнение Нернста для расчета ЭДС элемента. Дайте обоснование приведенного уравнения.
73. Концентрационные гальванические элементы. Приведите пример концентрационного гальванического элемента, составленного из двух электродов второго рода. Как определить полярность электродов данного элемента? Запишите уравнение Нернста для представленного элемента и дайте необходимые пояснения.
74. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Определение изменения термодинамических функций окислительно-восстановительных реакций потенциометрическим методом. Проиллюстрируйте процедуру расчета на произвольном примере.
75. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Электрохимическая форма уравнения Гиббса-Гельмгольца, вывод и анализ уравнения. Температурный коэффициент ЭДС и его связь с энтропией химической реакции в гальваническом элементе.
76. Предложите гальванический элемент, с помощью которого возможно определить средний ионный коэффициент активности соли АВ (дан конкретный сильный

- электролит*) в водном растворе. Получите выражение для расчета коэффициента активности.
77. Предложите гальванический элемент, с помощью которого можно определить рН исследуемого раствора. Запишите уравнение Нернста для каждого из электродов электрохимической цепи. Получите уравнение для расчета рН раствора.
 78. Составьте гальванический элемент, по измеренной ЭДС которого возможно определить парциальное давление азота в азот-водородной газовой смеси, находящейся под давлением P . Запишите уравнение Нернста для используемого гальванического элемента, назовите все входящие в него величины.
 79. Применение измерений ЭДС для определения констант равновесия окислительно-восстановительных химических реакций. Поясните на конкретном примере.
 80. Применение измерений ЭДС для определения рН раствора. Рассмотрите на конкретном примере.
 81. Нормальный элемент Вестона. Устройство элемента. Электродные полуреакции, уравнение самопроизвольной реакции, уравнение Нернста. Применение данного элемента.
 82. Предложите гальванический элемент, с помощью которого можно определить ΔG° , ΔH° и ΔS° для реакции (*дано уравнение*). Какие данные необходимо получить для расчета указанных термодинамических функций?
 83. Предложите гальванический элемент, с помощью которого можно экспериментально определить термодинамическую константу равновесия реакции: (*дано уравнение*). Запишите выражение для расчета константы равновесия и назовите все входящие в него величины.

ФОРМАЛЬНАЯ КИНЕТИКА

84. Дайте определение скорости гомогенной химической реакции. От каких факторов зависит эта величина? Константа скорости реакции, ее размерность? Каким образом скорость реакции (*дано уравнение реакции*), выраженная по (*дан реагент*), связана со скоростями этой реакции, определенными по другим реагентам?
85. Скорость химической реакции, закон действующих масс. Константа скорости гомогенной реакции, размерность константы скорости. Зависит ли константа скорости от концентрации реагентов и температуры и если да, то каким образом? Приведите соответствующие математические выражения.
86. Основные постулаты и принципы химической кинетики. Их использование при составлении кинетических уравнений (покажите на примерах).
87. Кинетика односторонней гомогенной реакции второго порядка $A + B \rightarrow P$ (концентрации A и B в момент начала реакции одинаковы). Изобразите кинетическую кривую для исходного вещества. Чему равен тангенс угла наклона

касательной к кривой по отношению к оси абсцисс? Укажите координаты, в которых зависимость, соответствующая кинетической кривой, линеаризуется.

88. Дайте определение терминов «частный порядок», «полный порядок», «молекулярность» химической реакции. Связаны ли между собой молекулярность и порядок реакции, если да, то каким образом и в каком случае?
89. Приведите на одном графике кинетические кривые односторонних гомогенных реакций 0-го, 1-го и 2-го порядков при численно совпадающих константах скорости и одинаковых начальных концентрациях реагентов ($c_0 < 1 \text{ моль/л}$). Для какой из этих реакций снижение концентрации до величины вдвое меньшей первоначальной произойдет быстрее (за меньший промежуток времени)?
90. Дайте определение термина "время полупревращения". Выведите уравнение для расчёта времени половинного превращения $t_{1/2}$ для односторонних гомогенных реакций 1-го и 2-го порядков, считая, что концентрации исходных веществ одинаковы. Сравните времена полупревращения названных реакций при численно совпадающих константах скорости.
91. Приведите дифференциальную и интегральную формы кинетического уравнения односторонней гомогенной реакции первого порядка, протекающей при постоянных температуре и объеме. Назовите величины, входящие в эти уравнения. Выведите выражение для времени полупревращения исходного вещества в данной реакции.
92. Вывод кинетического уравнения необратимой гомогенной реакции первого порядка, протекающей при постоянных температуре и объёме. Изобразите схематически кинетические кривые для исходного вещества и продукта реакции, а также приведите математические выражения, описывающие ход этих кривых. Запишите выражение для времени полупревращения реагента.
93. Дифференциальная и интегральная формы кинетического уравнения необратимой гомогенной реакции первого порядка. Изобразите схематически кинетические кривые для исходного вещества и продукта реакции. Период полупревращения реагента в реакции первого порядка.
94. Приведите дифференциальную и интегральную формы кинетического уравнения односторонней гомогенной реакции второго порядка «А + В → продукты», протекающей при постоянных температуре и объеме. Концентрации реагирующих веществ А и В в момент начала реакции одинаковы. Назовите величины, входящие в эти уравнения. Как зависит время полупревращения реагента в этой реакции от его начальной концентрации?
95. Необратимые гомогенные реакции 2-го порядка «А + В → продукты» с равными начальными концентрациями реагентов. Вывод интегральной формы кинетического уравнения. Кинетическая кривая, уравнение кинетической кривой.
96. Односторонние реакции второго порядка. Кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах при условии равенства начальной концентрации реагентов. Определение константы скорости реакции из экспериментальных данных (аналитический и графический методы).
97. Графическая и аналитическая формы кинетической кривой для реакции второго

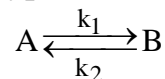
порядка. Каков смысл тангенса угла наклона касательной, проведенной к кинетической кривой в какой-то момент времени. Как должны быть изменены координаты графика, чтобы зависимость, отвечающая кинетической кривой, приняла линейный характер?

98. Вывод и анализ кинетического уравнения для необратимой гомогенной реакции 3-го порядка « $A + B + C \rightarrow$ продукты», протекающей при постоянных температуре и объеме, для случая, когда концентрации исходных веществ одинаковы. Изобразите схематически кинетические кривые для исходного вещества и продукта реакции.
99. Реакции 3-го порядка вида « $A + B + C \rightarrow$ продукты» с равными начальными концентрациями. Кинетическое уравнение в дифференциальной и интегральной формах. Линеаризация кинетической кривой, определение величины константы скорости реакции.
100. Односторонние реакции нулевого порядка. Вывод уравнения для расчета константы скорости реакции. Определение константы скорости из экспериментальных данных (графический метод).
101. Необратимые реакции нулевого порядка. Зависимость скорости и концентрации исходного реагента от продолжительности реакции. Период полупревращения.
102. Графическая и аналитическая формы кинетической кривой для реакции нулевого порядка. Каков смысл тангенса угла наклона касательной, проведенной к кинетической кривой в какой-то момент времени реакции?
103. Интегральные методы нахождения порядка реакции. Для одного из методов укажите необходимые исходные данные и основные этапы определения порядка реакции. Какой порядок определяется этим методом – «концентрационный» или «временной»?
104. Для определения порядка реакции её кинетическое уравнение должно быть предварительно формально приведено к виду $-\frac{dC}{d\tau} = kC^n$. Какие практические приемы (условия проведения опыта) позволяют сделать это применительно к односторонней гомогенной реакции? Дифференциальные методы определения порядка химической реакции.
105. Метод избытка (изоляции) Оствальда и его применение для определения частных порядков реакции. Дифференциальный метод определения порядка реакции.
106. Дифференциальный метод определения порядка реакции: исходные данные и основные этапы нахождения порядка реакции. Какой порядок определяется этим методом – «концентрационный» или «временной»?
107. Методы определения порядка химической реакции. Рассмотрите дифференциальный метод определения порядка реакции. Временной и концентрационный порядки реакции, методы их определения. На какие процессы, протекающие в реакционной системе, указывает несовпадение временного и концентрационного порядков?
108. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа, соответствующее уравнение и ограничения его применимости. Температурный коэффициент константы скорости реакции (коэффициент Вант-Гоффа).

109. Влияние температуры на скорость химической реакции, уравнение Аррениуса. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя из экспериментальных данных.
110. Влияние температуры на скорость химических реакций, уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма акта химического взаимодействия. Физический смысл энергии активации реакции.
111. Влияние температуры на скорость химической реакции. Уравнение Аррениуса. Какой минимум экспериментальных данных необходим для расчета энергии активации реакции? Как можно получить эти данные? Назовите основные этапы расчета энергии активации из этих данных.
112. Зависимость константы скорости реакции от температуры. Приведите дифференциальную форму и интегральные формы соответствующего уравнения. Расчет энергии активации на основе экспериментальных данных.
113. Влияние температуры на скорость химической реакции. Эмпирическое правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент константы скорости реакции. Укажите ограничения в применимости этого уравнения. Получите выражение, устанавливающее связь коэффициента Вант-Гоффа с эффективной энергией активации химической реакции в интервале температур $T_1 - T_2$.
114. Дайте определение понятия «энергия активации». Энергетическая диаграмма химической реакции. Представьте схематически в Аррениусовых координатах температурные зависимости констант скорости для двух реакций, если энергия активации первой реакции меньше, чем энергия активации второй реакции, а при некоторой температуре T_1 константы скоростей обеих реакций совпадают.
115. Энергия активации химической реакции. Графические и аналитические методы расчета энергии активации на основании данных о зависимости константы скорости реакции от температуры.
116. При некоторой температуре T_1 константы скорости двух необратимых реакций практически одинаковы. Будут ли различаться (и если да, то как?) константы скорости этих реакций при температуре $T_2 > T_1$, если энергия активации первой реакции больше, чем энергия активации второй реакции. Приведите обоснованный ответ.
117. Зависимость скорости реакции от температуры. Экспоненциальная форма уравнения Аррениуса. Представьте схематически в Аррениусовых координатах температурные зависимости констант скорости для двух реакций, энергии активации которых одинаковы, а предэкспоненциальный множитель первой реакции больше чем второй. Приведите обоснование построения.
118. Влияние температуры на скорость химической реакции. Энергетическая диаграмма хода реакции, энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса в дифференциальной и интегральной формах.
119. Принцип независимости протекания элементарных реакций. Обратимые реакции первого порядка, система дифференциальных уравнений, описывающих скорости элементарных стадий и процесса в целом. Кинетические кривые для исходного вещества и продукта реакции для случая, когда константа равновесия обратимой

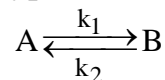
реакции $K > 1$.

120. Приведите систему дифференциальных кинетических уравнений, описывающую



обратимую гомогенную реакцию первого порядка с константами скоростей прямой и обратной реакций k_1 и k_2 соответственно. Изобразите соответствующие кинетические кривые для случая $k_1 < k_2$ (вариант: $k_1 > k_2$) и запишите выражение для расчета константы равновесия реакции через равновесные концентрации. Дайте необходимые пояснения.

121. Запишите систему дифференциальных кинетических уравнений, описывающих



обратимую гомогенную реакцию первого порядка с константами скорости прямой и обратной реакций k_1 и k_2 соответственно. Приведите схематическое изображение соответствующих кинетических кривых для случая $k_1 = k_2$. Какие экспериментальные данные необходимы для определения каждой из констант скорости реакции?

122. Вывод и анализ кинетического уравнения обратимой двусторонней реакции первого порядка $A \rightleftharpoons B$. Вычисление констант скорости прямой и обратной реакции. Кинетические кривые для исходного вещества и продукта реакции при различных соотношениях констант скорости.

123. Параллельные химические реакции. Запишите систему дифференциальных кинетических уравнений, описывающую параллельные гомогенные реакции первого порядка $A \xrightarrow{k_1} B$, $A \xrightarrow{k_2} D$. Вывод и анализ кинетических уравнений. Определение констант скоростей k_1 и k_2 .

124. Параллельные реакции первого порядка. Запишите систему дифференциальных кинетических уравнений, описывающую параллельные гомогенные реакции первого порядка $A \rightarrow B$, $A \rightarrow D$ с константами скорости k_1 и k_2 соответственно. Вывод уравнений, позволяющих провести расчет констант скорости обеих параллельных реакций. Чем определяется соотношение концентраций продуктов реакции, если в момент ее начала в системе присутствовало только вещество A ?

125. Необратимая реакция первого порядка, протекает одновременно по двум направлениям: $A \xrightarrow{k_1} B$ и $A \xrightarrow{k_2} D$. Изобразите схематически на одном графике кинетические кривые для всех участников процесса для случая, когда $k_1 \approx 2k_2$. Поясните, в каком соотношении будут находиться количества продуктов реакции по ее завершении?

126. Последовательные реакции 1-го порядка $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$. Кинетические уравнения и кинетические кривые для исходного реагента, промежуточного вещества и продукта реакции. Как связаны между собой время достижения максимальной концентрации промежуточного вещества, и время, соответствующее точке перегиба на кривой изменения концентрации продукта реакции со временем?

127. Запишите систему дифференциальных кинетических уравнений, описывающую

последовательную гомогенную реакцию первого порядка $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$ с константами скорости k_1 и k_2 соответственно. Приведите схематическое изображение соответствующих кинетических кривых для случая $k_1 \gg k_2$. Зависимость максимальной концентрации промежуточного вещества B от соотношения констант скоростей k_1 и k_2 .

128. Последовательные реакции первого порядка $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$. Графический анализ зависимости концентраций всех реагентов от времени. Период индукции.
129. Последовательные реакции 1-го порядка. Кинетические уравнения и кинетические кривые для исходного вещества, промежуточного реагента и продукта реакции.
130. Изложите суть метода (квази)стационарных концентраций. Для каких химических реакций он применяется и с какой целью. Какой режим протекания реакции называется стационарным?

ТЕОРИИ КИНЕТИКИ, ЦЕПНЫЕ И ФОТОХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

131. Приведите уравнения для расчета константы скорости и предэкспоненциального множителя для бимолекулярной реакции типа « $A+A \rightarrow$ продукты» по теории активных соударений (ТАС). Какими данными необходимо располагать для этого расчета? Какой поправочный коэффициент вводится в теоретическое уравнение для согласования опытных и рассчитанных в рамках ТАС величин константы скорости реакции?
132. Изложите основные положения и этапы вывода кинетического уравнения для скорости реакции по теории активных соударений (ТАС). Приведите уравнения теории для случая взаимодействия двух одинаковых молекул (« $2A \rightarrow$ продукты») и назовите входящие в него величины. Предэкспоненциальный множитель в рамках ТАС.
133. Перечислите основные положения теории активных соударений (ТАС). Запишите уравнения, описывающие скорость и константу скорости реакции между двумя разнородными частицами (« $A+B \rightarrow$ продукты») в рамках данной теории. Назовите все используемые величины. С какой целью в уравнение ТАС вводится поправочный множитель и каково его толкование?
134. Механизм активации молекул в рамках теории активных соударений. Скорость и константа скорости бимолекулярной реакции. Предэкспоненциальный множитель, его зависимость от температуры.
135. Основные этапы вывода уравнения теории активных соударений. Константа скорости бимолекулярной реакции, предэкспоненциальный множитель, энергия активации. Стерический фактор, необходимость его введения в кинетическое уравнение теории.
136. Особенности протекания мономолекулярных реакций в газовой фазе. Механизм активации. Влияние давления (концентрации) на порядок мономолекулярной

реакции. Схема Линдемана.

137. Схема Линдемана. Поясните, при каких условиях реакция разложения в газовой фазе при термическом механизме активации протекает по первому порядку.
138. Механизм мономолекулярных реакций в газовой фазе. Причина изменения порядка реакции с первого на второй при переходе от высоких давлений к низким давлениям реагента. Схема Линдемана.
139. Для реакции разложения органического вещества в газовой фазе, происходящей по схеме «А → продукты», была исследована зависимость периода половинного превращения от начального парциального давления (*вариант*: «от начальной концентрации») реагента при постоянной температуре. Оказалось, что при достаточно высоких давлениях время полупревращения не зависит от начального парциального давления (*вариант*: «от начальной концентрации») реагента, тогда как при малых давлениях изменяется обратно пропорционально давлению (*вариант*: «начальной концентрации»). Объясните механизм наблюдаемых явлений с помощью схемы Линдемана.
140. Реакции термического разложения некоторых органических веществ в газовой фазе являются мономолекулярными. Однако они протекают по первому порядку лишь при средних или высоких парциальных давлениях реагента, тогда как при малых парциальных давлениях реагента подчиняются кинетическим закономерностям, характерным для реакций второго порядка. Как объясняются эти экспериментальные данные с использованием схемы Линдемана?
141. Основные положения теории переходного состояния (активированного комплекса). Основные стадии механизма химической реакции (кинетическая схема). Активированный комплекс. Термодинамическая форма основного уравнения теории.
142. Теория переходного состояния (активированного комплекса). Кинетическая схема протекания химического процесса согласно теории переходного состояния. Активированный комплекс.
143. Основные положения теории переходного состояния, кинетическая схема химической реакции, активированный комплекс. Термодинамическая форма кинетического уравнения теории.
144. Поясните понятия: энтальпия активации и энтропия активации химической реакции. В какой теории кинетики используются эти величины? Как и на основе каких экспериментальных данных могут быть рассчитаны эти величины? Приведите соответствующие расчётные формулы для случая мономолекулярной (*вариант*: «бимолекулярной») химической реакции в идеальной газовой фазе.
145. Влияние сольватации на энергию активации медленных реакций в жидких растворах. Приведите анализ влияния сольватации с использованием первого уравнения Бренстеда-Бьеррума.
146. Особенности кинетики ионных реакций в разбавленных водных растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Влияние ионной силы раствора на скорость реакции между ионами. Изобразите схематически график зависимости $\lg k = f(\sqrt{I})$ для случая реакции между ионами разного знака.

147. Влияние ионной силы на константу скорости реакции между ионами в разбавленном жидком растворе. Уравнение Бренстеда-Бьеррума, его графическое представление.
148. Какие реакции называются цепными? В чем заключается различие механизмов неразветвленной и разветвленной цепных реакций? Назовите основные стадии неразветвленной цепной реакции. Получите кинетическое уравнение для данного типа цепной реакции в случае квадратичного обрыва цепи в объеме смеси.
149. Назовите основные стадии неразветвленной цепной реакции. Дайте определения понятий «звено цепи» и «длина цепи». Укажите основные механизмы обрыва цепи.
150. Неразветвленные цепные реакции, их основные стадии, особенности механизма. Кинетическое уравнение неразветвленной цепной реакции при линейном обрыве цепи (на примере).
151. Существуют два основных механизма обрыва цепи в разветвленной цепной реакции. Назовите эти механизмы и поясните как изменяется вероятность обрыва цепи в соответствии с каждым из них при увеличении: а) общего давления газовой смеси; б) размеров внутреннего пространства реакционного сосуда.
152. Поясните смысл понятий «линейный обрыв цепи» и «квадратичный обрыв цепи». Изменяется ли (и если да, то как?) вероятность обрыва цепи в каждом из двух названных механизмов с увеличением а) общего давления газовой смеси, б) размеров реакционного сосуда?
153. В чём заключается метод квазистационарных концентраций Боденштейна? Для каких химических реакций он применяется и с какой целью? При каком условии справедливы выводы, получаемые с его помощью?
154. Основные стадии неразветвленной цепной реакции. Рассмотрите на конкретном примере. Дайте определения понятий «звено цепи» и «длина цепи». Какие данные необходимы для нахождения средней длины цепи при прямом фотохимическом инициировании?
155. Разветвленные цепные реакции. Предельные явления при протекании разветвленных цепных реакций. Верхний (первый) и нижний (второй) пределы воспламенения (взрыва), их зависимость от различных факторов.
156. Разветвленные цепные реакции, основные стадии. Экспериментальные признаки цепных реакций. Какие внешние признаки позволяют сделать вывод о том, что изучаемая реакция относится к категории разветвленных цепных реакций?
157. Зависимость скорости разветвленной цепной реакции от давления. Укажите область давлений, в которой разветвленная цепная реакция развивается со скоростью взрыва. Чем объясняется наличие нижнего и верхнего пределов воспламенения для разветвленной цепной реакции. От каких факторов зависят указанные пределы?
158. С чем связано наличие нижнего и верхнего пределов давления, между которыми разветвленная цепная реакция развивается со скоростью взрыва? От каких факторов зависят пределы воспламенения?
159. Поясните как зависят от температуры верхний и нижний пределы воспламенения разветвленной цепной реакции. Приведите соответствующую графическую

зависимость. Что означает термин «полуостров воспламенения»?

160. Что такое «полуостров воспламенения»? Для каких химических реакций используется это понятие? Характер зависимости пределов воспламенения (взрыва) от температуры. Ответ проиллюстрируйте соответствующим графиком и дайте необходимые пояснения. Какие факторы и как влияют на пределы взрыва?
161. Разветвленные цепные реакции, основные стадии. График зависимости скорости реакции от общего давления. Пределы взрыва, «полуостров воспламенения».
162. Влияние давления на скорость разветвленной цепной реакции. Какие из перечисленных ниже факторов (увеличение размера сосуда, заполнение сосуда стеклянными шариками, добавление инертного газа) и как влияют на нижний предел воспламенения газофазной реакции. Дайте обоснованный ответ.
163. Использование принципа независимости протекания элементарных стадий и метода квазистационарных концентраций для кинетического анализа сложных химических реакций. Рассмотрите применение этих методов для получения кинетического уравнения неразветвленной цепной реакции, например, реакции синтеза хлористого водорода.
164. Кинетика фотохимических реакций. Назовите условия, при которых фотохимическая реакция разложения вещества протекает по нулевому порядку, по первому порядку. Приведите обоснование ответа.
165. Кинетика фотохимических реакций. В каких пределах изменяется порядок фотохимической реакции разложения вещества, не являющейся цепной? Приведите и обоснуйте кинетические уравнения для скорости фотохимической реакции при малой и высокой концентрации реагента.
166. Фотохимические реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход фотохимической реакции, объяснение его возможных значений.
167. Варианты стадии зарождения цепи в цепных реакциях. Фотосенсибилизация.

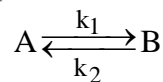
*Список ключевых вопросов, терминов и уравнений,
знание которых на экзамене является обязательным*

1. Правило фаз Гиббса.
2. Изоморфизм.
3. Т-х-диаграмма плавкости изоморфной бинарной системы. Фазовые поля, линии моновариантного равновесия.
4. Эвтектическое равновесие в бинарной системе (эвтектика).
5. Перитектическое равновесие в бинарной системе (перитектика).
6. Устойчивое химическое соединение, плавящееся конгруэнтно.
7. Неустойчивое химическое соединение, плавящееся инконгруэнтно и разлагаю-

щееся по перитектической реакции.

8. Линии ликвидус, солидус и сольвус на диаграмме плавкости бинарной системы.
9. Правило рычага, его практическое применение.
10. Кривые свободного охлаждения, треугольник Таммана.
11. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса.
12. Сильные и слабые электролиты. Причины диссоциации электролитов в растворах.
13. Закон разведения Оствальда, область его применимости.
14. Активности и моляльные коэффициенты активности электролита и ионов в растворе электролита.
15. Средние ионные величины: моляльность, активность, коэффициент активности.
16. Термодинамическая и эмпирическая (концентрационная) константы диссоциации электролита, степень диссоциации.
17. Ионная сила раствора, правило ионной силы.
18. Основные положения теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля.
19. Уравнение первого приближения теории Дебая-Хюккеля для ионных коэффициентов активности, ограничения его применимости.
20. Три приближения теории Дебая-Хюккеля для средних ионных коэффициентов активности (уравнения, и схематический график функций в сравнении с экспериментальными данными).
21. Произведение растворимости и растворимость малорастворимых соединений, влияние на растворимость присутствия в растворе сильных электролитов с одноименным ионом и посторонних электролитов.
22. Удельная электропроводность, эквивалентная электропроводность и молярная электропроводность растворов электролитов. Связь между ними, их зависимость от концентрации для сильных и слабых электролитов (схематически на графике, $T = \text{const}$).
23. Предельная электропроводность растворов электролитов при бесконечном разведении и методы её определения. Уравнение квадратного корня (Кольрауша), область его применимости.
24. Закон независимости движения ионов Кольрауша. Числа переноса ионов.
25. Определение степени диссоциации и константы диссоциации слабых электролитов по данным об электропроводности растворов.
26. Гальванические элементы, их электроды, их условная схематическая запись.
27. Гальванические элементы химические и концентрационные, «с переносом» и «без переноса».
28. Классификация электродов гальванических элементов.
29. Стандартные (восстановительные) электродные потенциалы.
30. ЭДС гальванического элемента, причины ее возникновения.
31. Составление описания гальванического элемента по данным справочника (табл. 79, с.143): определение полярности электродов в стандартных условиях, расчет стандартной ЭДС, составление уравнений электродных полуреакций с учетом их направления и уравнения самопроизвольной химической реакции.

32. Уравнение Гиббса-Гельмгольца в электрохимической форме.
33. Уравнения Нернста: для электродного потенциала и для ЭДС элемента.
34. Расчет константы равновесия и термодинамических функций (энтальпии, энтропии, энергии Гиббса) химической реакции в гальваническом элементе.
35. Определение рН раствора по ЭДС гальванического элемента.
36. Определение среднего ионного коэффициента активности электролита по ЭДС элемента.
37. Относительные термодинамические функции ионов в растворах.
38. Основные понятия химической кинетики: элементарная стадия, элементарный акт химического превращения, Молекулярность элементарной стадии, механизм химической реакции, формально-простые и сложные реакции, реакционное пространство.
39. Инвариантная скорость гомогенной химической реакции в общем случае и в частном случае при постоянном объеме.
40. Основной постулат формальной химической кинетики (закон действующих масс).
41. Частный порядок химической реакции, полный порядок реакции.
42. Константа скорости химической реакции, её размерность.
43. Кинетические уравнения в дифференциальной и в интегральной формах для формально-простых односторонних реакций порядка 1, 2, 3, 0, $n \neq 1$, протекающих в стехиометрической смеси реагентов.
44. Время полупревращения реагента и время достижения любой другой заданной степени превращения реагента в формально-простых односторонних реакциях порядка 1, 2, 3, 0, $n \neq 1$, протекающих в стехиометрической смеси реагентов.
45. Кинетическая кривая. Линейные анаморфозы концентраций реагентов для формально-простых односторонних реакций порядка 1, 2, 3, 0, $n \neq 1$, протекающих в стехиометрической смеси.
46. Интегральные методы определения порядка реакции (алгоритм, возможности и ограничения).
47. Дифференциальный метод Вант-Гоффа для определения порядка реакции.
48. Концентрационный и временной порядки реакции, причина их возможного различия.
49. Принцип независимости протекания элементарных стадий сложной реакции.



50. Сложные реакции. Кинетическое описание двусторонней реакции со стадиями первого порядка (кинетические уравнения в дифференциальной и в интегральной формах, кинетические кривые, равновесные концентрации и концентрационная константа равновесия). Вид кинетических кривых при различном соотношении констант скорости стадий.

51. Сложные реакции. Кинетическое описание системы двух параллельных реакций $A \rightarrow \begin{cases} \xrightarrow{k_1} B \\ \xrightarrow{k_2} C \end{cases}$ со стадиями первого порядка (кинетические

- уравнения в дифференциальной и в интегральной формах, кинетические кривые). Вид кинетических кривых при различном соотношении констант скорости стадий.
52. Сложные реакции. Кинетическое описание системы двух последовательных реакций $A \xrightarrow{k_1} B \xrightarrow{k_2} C$ (кинетические уравнения в дифференциальной и в интегральной формах, кинетические кривые). Вид кинетических кривых при различном соотношении констант скорости стадий.
 53. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, возможности их применения.
 54. Параметры уравнения Аррениуса: энергия активации и предэкспоненциальный множитель, их определение из экспериментальных данных.
 55. Анализ температурной зависимости константы скорости химической реакции на графике в Аррениусовых координатах. Экспериментальное определение энергии активации.
 56. Схема Линдемана. Вывод кинетических уравнений, объясняющий изменение порядка газофазных реакций с ростом давления.
 57. Основные положения теории активных соударений (ТАС), кинетические уравнения для бимолекулярных реакций « $2A \rightarrow$ продукты» и « $A+B \rightarrow$ продукты». Стерический фактор.
 58. Основные положения теории переходного состояния (ТПС). Механизм активации в модели ТПС, активированный комплекс.
 59. Основное уравнение теории переходного состояния и его термодинамическая форма применительно к реакции в идеальной газовой фазе.
 60. Энтальпия (теплота) активации, энтропия активации, энергия Гиббса активации.
 61. Оценка предэкспоненциального множителя мономолекулярной реакции при нулевой энтропии активации по уравнению ТПС.
 62. Особенности кинетики ионных реакций в растворах, уравнения Бренстеда-Бьеррума.
 63. Цепные реакции, их особенности. Зарождение цепи (типы стадий), развитие цепи и обрыв цепи (основные типы стадий). Средняя длина цепи.
 64. Неразветвленные цепные реакции, вывод их кинетических уравнений с использованием принципа квазистационарных концентраций Боденштейна.
 65. Разветвление цепи (термин). Разветвленные цепные реакции в газовой фазе. Пределы взрыва и их объяснение на примере реакции водорода с кислородом.
 66. Законы фотохимии: Гротгуса-Дрепера, Вант-Гоффа и Штарка-Эйнштейна.
 67. Квантовый выход фотохимических реакций, объяснение его возможных значений.
 68. Вывод кинетических уравнений фотохимической реакции « $A \rightarrow$ продукты» (не цепной), объясняющих её возможное протекание по первому порядку и по нулевому порядку.