

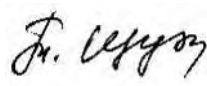
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ПРИДНЕСТРОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Т.Г. ШЕВЧЕНКО»



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

«Утверждаю»
Заведующий кафедрой
Химии и МПХ

доц.  Щука Т.В.

Протокол №1 от 30.08.2021 г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по учебной дисциплине

Б1.О.28 «Общая и неорганическая химия» »

Направление подготовки:

6.44.03.01 «Педагогическое образование»

Профиль

География

1

Форма обучения:

заочная

Разработчик:
к.х.н., доцент Тихоненкова Л.А.



г. Тирасполь, 2021

Паспорт фонда оценочных средств по учебной дисциплине

«Общая и неорганическая химия»

1. В результате изучения дисциплины *Б1.О.28 "Общая и неорганическая химия"* студент по направлению 6.44.03.01 «Педагогическое образование» профиль «География» у обучающихся должны быть сформированы следующие компетенции:

Категория (группа) общепрофессиональных компетенций	Код и наименование общепрофессиональной компетенции	Код и наименование индикатора достижения общепрофессиональной компетенции
Общепрофессиональные компетенции и индикаторы их достижения		
Системное и критическое мышление	УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения задач -	ИД УК.1.1. Выбирает источники информации, адекватные поставленным задачам и соответствующие научному мировоззрению. ИД УК.1.2. Демонстрирует умение рассматривать различные точки зрения на поставленную задачу в рамках научного мировоззрения и определять рациональные идеи. ИД УК.1.3. Выявляет степень доказательности различных точек зрения на поставленную задачу в рамках научного мировоззрения

2. Программа оценивания контролируемой компетенции:

Текущая аттестация	Контролируемые модули, разделы (темы) дисциплины и их наименование	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Раздел 1. Основные закономерности химических процессов. Фундаментальные понятия химии и их эволюция. Основные количественные соотношения. Законы стехиометрии. Энергетика химических процессов. Термодинамическое и химическое равновесие. Химическая кинетика и катализ.	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации; собеседование, Модульный контроль №1.
2	Раздел 2. Строение вещества. Квантовые теории о строении атома и ядерных превращениях. Основы ядерной энергетики. Доказательство периодического закона Д.И. Менделеева на основе теории строения атома. Основные положения различных теорий химической связи, борьба противоречий. Описание химической связи методом валентных связей и методом молекулярных орбиталей.	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации; собеседование, Модульный контроль №1.

Текущая аттестация	Контролируемые модули, разделы (темы) дисциплины и их наименование	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
3	Раздел 3. Химические системы. Общие свойства растворов. Химическое равновесие в растворах сильных и слабых электролитов. Гидролиз. Буферные системы. Дисперсные системы. Коллоидные растворы и их практическое применение	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации; собеседование, Модульный контроль №2.
4	Раздел 4. Основные закономерности электрохимических процессов Химия неметаллов, полуметаллов, металлов и сплавов. Физико-химические процессы при сварке и пайке металлов. Органические и неорганические вещества, полимеры. Строение, классификация, основные свойства и направления применения	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации; собеседование, Модульный контроль №2.
5	Раздел 5. Химическая идентификация вещества. Химическая экология Электролиз и его практическое применение. Теория химической и электрохимической коррозии металлов. Методы защиты металлов от коррозии. Легирование металлов. Химическая идентификация вещества. Химическая экология.	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации; собеседование, Модульный контроль №3.
6	Раздел 6. Введение в теорию органической химии. Теория органического строения. Типы химических реакций органических соединений. Явление изомерии. Номенклатура органических соединений.	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации; собеседование, Модульный контроль №4.
7	Раздел 7. Углеводороды. Алканы. Алкены. Диены. Алкины. Общая характеристика, физико-химические свойства, получения алканов. Общая характеристика, физико-химические свойства, получения алкенов. Общая характеристика, физико-химические свойства, получения диеновых. Общая характери-	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации; собеседование, Модульный контроль №5.

Текущая аттестация	Контролируемые модули, разделы (темы) дисциплины и их наименование	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
	ка, физико-химические свойства, получения алкинов.		
Промежуточная аттестация		Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Зачет (2 семестр)	УК-1.	Вопросы для промежуточной аттестации.



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

Вопросы для собеседования
по дисциплине " Общая и неорганическая химия "

1. Классифицируйте приведенные оксиды: N_2O , SiO_2 , Na_2O , SO_2 , SO_3 , CO , CO_2 , CaO , Al_2O_3 , MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 , CrO_3 , MgO .
2. Приведите несколько способов получения следующих оксидов: SO_2 , SO_3 , CaO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 .
3. Укажите формулы ангидридов для данных кислот: H_2SO_4 , H_2CrO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , H_3PO_4 , HPO_3 .
4. Какие из приведенных оксидов будут реагировать с водой, с соляной кислотой, с гидроксидом натрия: N_2O_5 , CaO , NO_2 , CO_2 , ZnO , CrO_3 ? Приведите уравнения реакций.
5. Как с помощью индикаторов идентифицировать растворы щелочей?
6. С какими из перечисленных веществ будет реагировать разбавленная серная кислота: медь, цинк, оксид меди (II), гидроксид алюминия, гидроксид натрия, карбонат кальция, хлороводород?
7. Составьте формулы кислых и средних солей калия и следующих кислот: H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 . Назовите их.
8. Дайте названия основным солям: $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.
9. Составьте формулы следующих солей: гидрокарбоната кальция, сульфата гидроксоалюминия, сульфита бария, дигидроксохлорида железа (III).
10. Могут ли одновременно находиться в растворе: LiOH и NaOH , NaOH и CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NO_2 , K_2SO_4 и BaCl_2 , KNO_3 и CaCl_2 , KOH и Na_2HPO_4 , MgOHCl и NaOH ? Ответ объясните.
11. Составьте уравнения реакций, проходящих при постепенном добавлении избытка раствора гидроксида натрия к раствору хлорида алюминия.
12. Напишите ионные уравнения гидролиза следующих солей: KNO_2 , LiHCO_3 , Na_2HPO_4 , NH_4Br , Cr_2S_3 . Какие факторы будут способствовать более полному протеканию реакций?
13. Приведите пример взаимного усиления гидролиза двух солей, подтвердите уравнениями реакций.
14. Приведите не менее трех способов получения карбоната кальция и бромида калия. Объясните, чем масса атома отличается от относительной атомной массы.
15. Какая молекула имеет наибольшую массу: CO_2 , N_2O , SO_2 , H_2S ?
16. Определите количество вещества сульфата алюминия массой 17,1 г.
17. Сколько атомов фосфора содержится в молекуле P_4 массой 248 г?
18. Какую массу имеют $1,55 \cdot 10^{23}$ молекул воды?
19. Какую массу имеет азот объемом 15 л при нормальных условиях?
20. Что называется системой? Какие параметры характеризуют состояние системы? В чем состоит отличие открытых, закрытых и изолированных химических систем? Приведите примеры каждой системы.
21. Какие термодинамические процессы называются изобарными, изохорными, адиабатическими, изотермическими?
22. Какой физический смысл имеет функция состояния системы - внутренняя энергия системы? Можно ли величину внутренней энергии измерить экспериментально?
23. Какую функцию состояния называют энтальпией? Что является мерой ее изменения?

24. Какие факторы определяют величину изменения энтальпии реакции? Зависит ли эта величина от энергии активации, пути и условий протекания процесса, присутствия катализатора?
25. Какая информация заложена в стехиометрическом уравнении реакции? Дает ли оно представление о механизме реакции, скорости реакции?
26. Приведите по одному примеру реакций, идущих при комнатной температуре с очень большой скоростью («мгновенно»), с измеримой скоростью и неизмеримо медленно.
27. Что такое гомогенная реакция? Гетерогенная?
28. Сформулируйте основной закон химической кинетики. Почему скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ?
29. Какой физический смысл константы скорости химической реакции? Какие факторы определяют ее величину?
30. Какое состояние в системе характеризуется как химическое равновесие? На основании чего можно судить о нарушении химического равновесия? Является ли неизменность концентраций реагирующих веществ однозначным признаком наступления химического равновесия? Какие факторы определяют величину константы химического равновесия? Какую информацию о химической реакции позволяет получить эта величина?
31. Как согласовать тот факт, что зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ для реакции $3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ не соответствует выражению $v = k[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]$, в то время как константа равновесия может быть выражена через концентрации реагентов в соответствии с законом действующих масс:

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}$$

Как будут изменяться скорости прямой и обратной реакций при изменении условий равновесия?

32. Один из способов получения водорода основан на реакции:
 $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ $\Delta H < 0$
 Какие условия необходимы для смещения химического равновесия в сторону образования водорода?
33. Какие свойства растворов обуславливают их сходство как с химическими соединениями, так и со смесями.
34. Как изменяется объем системы при образовании растворов: а) жидких, б) газообразных, в) твердых?
35. Почему эндотермические процессы растворения могут самопроизвольно протекать в стандартных условиях, в то время как эндотермические химические реакции, как правило, термодинамически возможны при повышенных температурах?
36. Можно ли предсказать сравнительную растворимость в воде и бензоле HI , CCl_4 и I_2 ; сравнительную растворимость в воде MgSO_4 и BaSO_4 ?
37. Почему воду называют универсальным растворителем? Какие взаимодействия возможны между водой и растворенным веществом? Какие типы соединений возможны в растворах? Рассмотрите на примере конкретных систем: $\text{H}_2\text{O}-\text{NaCl}$, $\text{H}_2\text{O}-\text{CH}_3\text{COOH}$, $\text{H}_2\text{O}-\text{CO}_2$, $\text{H}_2\text{O}-\text{AlCl}_3$, H_2O сахар.
38. Являются ли электролитами в водном растворе следующие вещества: CaCl_2 , NH_3 , NH_4Cl , CH_4 , H_2S , HI , CH_3COOH , BaSO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{NO}]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$?
39. В чем заключается сущность теории электролитической диссоциации С. Аррениуса?
40. Как можно представить схему механизма электролитической диссоциации?
41. Что называется кислотой, основанием, солью (кислой, средней, основной) с точки зрения теории электролитической диссоциации?
42. Какой особенностью обладают амфотерные гидроксиды? Как двояким образом можно объяснить амфотерные свойства гидроксидов?
43. Чем отличается окислительно-восстановительная система от окислителя или восстановителя? Может ли одно и то же вещество образовывать несколько окислительно

восстановительных систем? Какие существуют способы изображения окислительно-восстановительных систем?

44. От каких факторов зависят окислительно-восстановительный и стандартный окислительно-восстановительный потенциалы окислительно-восстановительной системы в водном растворе?
45. Какое уравнение выражает зависимость окислительно-восстановительного потенциала системы от концентрации окисленной и восстановленной форм и температуры?
46. В каких пределах значений окислительно-восстановительных потенциалов окислительно-восстановительные системы термодинамически устойчивы в водных растворах?
47. Является ли водный раствор перманганата калия термодинамически устойчивым? Почему при длительном хранении водный раствор перманганата калия обесцвечивается и в нем образуется осадок?
48. В чем заключается основная причина периодического изменения свойств химических элементов?
49. Исходя из закономерностей заполнения электронных оболочек реальных атомов электронами, выведите периодическую систему химических элементов. Определите число элементов в каждом периоде.
50. По каким признакам элементы помещаются в одну группу? Приведите конкретные примеры.
51. Что общего в строении атома и химических свойствах у хрома и серы; хлора и марганца?
52. Определите положение в периодической системе *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементов. В каких периодах и почему впервые появляются *d*- и *f*-элементы?
53. Перечислите основные параметры, характеризующие свойства атомов химических элементов.
54. Как вы понимаете, что такое эффективный заряд ядра? Почему при монотонном увеличении заряда ядра и общего количества электронов в атоме эффективный заряд ядра не изменяется монотонно?
55. В чем заключается различие между ковалентными, металлическими и ван-дер-ваальсовыми радиусами? Совпадают ли между собой величины этих радиусов для атома одного и того же элемента? Как можно определить эффективный радиус атома?
56. Будут ли одинаковы ковалентные радиусы атомов: азота в молекулах N_2 и N_2H_4 ; кислорода в молекулах O_2 и H_2O_2 ; углерода в кристаллах алмаза и графита?
57. Что такое химическая связь? Какова ее природа?
58. Что такое молекула? Какие молекулярные частицы вы знаете?
59. Сформулируйте основные положения метода валентных связей (ВС), используя в качестве примера схему образования химической связи в молекуле H_2 . Какие допущения использует данный метод?
60. Какие характеристики химической связи можно измерить экспериментально? Рассчитать?
61. Предмет органической химии. Теория строения А.М. Бутлерова. Способы изображения органических молекул и пространственные модели. Тетраэдрический атом углерода.
62. Основы номенклатуры в органической химии. Классификация органических соединений.
63. Гибридизация орбиталей sp ; sp^2 ; sp^3 ; π -связи. Привести конкретные примеры.
64. Движущие силы органических реакций. Классификация реакций в органической химии.
65. Диены. Классификация и номенклатура. Эффект сопряжения. Химические свойства. Бутадиен. Каучуки. Пластические массы.
66. Ароматические углеводороды, Бензол. Строение, общие химические свойства. Аromaticность.
67. Галогенпроизводные углеводородов. Получение, строение, химические свойства, применение. Радикальный механизм замещения.
68. Алканы. Понятие о гомологическом ряде. Изомерия, номенклатура, методы получения. Физические и химические свойства. Нефть и её переработка.

69. Алкены. Номенклатура, изомерия. Методы получения. Физические и химические свойства.
70. Алкины. Номенклатура, методы получения. Физические и химические свойства. Применение.



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

Контрольные работы
по дисциплине " Общая и неорганическая химия "

Модульный контроль

Раздел 1-2. Основные классы неорганических соединений. Основные законы химии. Понятие "эквивалент" в химии.

Модуль №1.

Вариант №1

1. Где содержится больше атомов: в 5 г железа или в 3 л гелия (н.у.)?
2. Установите простейшую формулу химического соединения, зная массовые доли составляющих его элементов: S - 40%, O - 60%.
3. При сжигании 0,05 моль неизвестного простого вещества образовалось 67,2 л (н.у.) газа, который в 2,75 раза тяжелее метана. Установите формулу сжигаемого вещества.
4. Оксид углерода (IV) находится в сосуде емкостью 20 л при температуре 22°C и давлении 500 кПа. Определите массу газа в сосуде при заданных условиях.
5. Определите молярную массу эквивалента металла (III), если 0,5 г его вытесняют из раствора кислоты 600 мл водорода, измеренного при нормальных условиях.
6. В какой массе боксита $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ содержится столько же алюминия, сколько его содержится в 1 т криолита Na_3AlF_6 , если массовая доля примесей в них одинаковая?
7. В реакции нейтрализации гидроксида калия ортомышьяковой кислотой (H_3AsO_4) молярная масса эквивалента последней оказалась равной 142 г/моль. Какая соль при этом образовалась: а) ортоарсенат калия; б) гидроортоарсенат калия; в) дигидроортоарсенат калия? Напишите уравнение соответствующей реакции.
8. С какими из перечисленных ниже веществ будет взаимодействовать соляная кислота: N_2O_5 ; $\text{Zn}(\text{OH})_2$; CaO ; AgNO_3 ; H_2SO_4 ? Составьте уравнения соответствующих реакций.
9. Объемные доли газовой смеси составляют метана - 80% и оксида углерода (II) - 20%. Смесь находится под давлением 0,50 МПа. Найдите парциальные давления газов.
10. Определите относительную атомную массу металла, если известно, что его удельная теплоемкость равна 0,67 Дж $\text{г}^{-1} \text{K}^{-1}$, а навеска массой 5г образует бромид массой 25г. Бром той же массы взаимодействует с водородом объемом 2,8л (н.у.).

Вариант №2

1. Где содержится больше атомов водорода: в 90 г воды или в 80 г метана?
2. Определите простейшую формулу вещества, если известны молярные доли составляющих его элементов: Ag - 7,69%, N - 23,08%, H - 46,15%, O - 23,08%.
3. При разложении 21 г карбоната двухвалентного металла выделилось 5,6 л оксида углерода (IV) (н.у.). Установите формулу соли.
4. Определите молярную массу 0,33 л газа, находящегося при температуре 13°C и давлении $1,04 \cdot 10^5$ Па, если его масса равна 0,83 г.
5. Определите массовую долю кислорода в оксиде металла (IV), если молярная масса эквивалента этого металла составляет 29,6 г/моль. Назовите металл и составьте формулу его оксида.
6. При сгорании 4,70 г металла образовалось 8,88 г оксида. При действии на этот оксид раствором гидроксида калия образовалось соединение K_2MeO_2 . Определите, какой это металл?

7. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl ; H_2S ; NO_2 ; N_2 ; Cl_2 ; CH_4 ; SO_2 ; NH_3 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Ba} > \text{BaO} > \text{BaCl}_2 > \text{Ba}(\text{I}(\text{O})_3)_2 > \text{BaSO}_4 > \text{Ba}(\text{OH})_2 > \text{BaO} > \text{Ba}$.
9. Парциальные давления газов являются следующими: $p(\text{A}'_2) = 79034$ Па, $p(\text{O}_2) = 21279$ Па, $p(\text{Ar}) = 983$ Па, $p(\text{CO}_2) = 30$ Па. Найдите объемные доли этих газов в %.
10. Найдите Ag элемента, который в виде простого вещества имеет удельную теплоемкость $0,145 \text{ Дж } \text{Г}^{-1} \text{ К}^{-1}$, а его массовая доля в сульфиде составляет 74,2%.

Вариант №3

1. Сколько атомов азота содержится в 17 моль аммиака и в 17 г аммиака?
2. Определите простейшую формулу щавелевой кислоты, если известно, что в 20 г этой кислоты содержится 0,444 г водорода, 5,33 г углерода, остальное - кислород.
3. При сгорании металла массой 3 г образуется его оксид массой 5,67 г. Степень окисления металла в оксиде равна +3. Что это за металл?
- i. Определите давление газа в сосуде емкостью 10 л при температуре 100°C , если в этом сосуде находится 10 г аммиака.
5. При разложении некоторого количества оксида металла (1) образовалось 2,2 г металла и 0,2 г кислорода. Определите молярную массу эквивалента металла и назовите его.
6. Образец горной породы содержит $\text{Fe}(\text{CrO})_2$ (массовая доля чистого вещества составляет 94%) и $\text{Mg}(\text{CrO}_2)_2$ (массовая доля 6%). Определите массу хрома, содержащегося в 500 кг породы.
7. С помощью каких реакций можно доказать амфотерный характер следующих соединений: ZnO ; Al_2O_3 ; $\text{Sn}(\text{OH})_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_3$?
8. Какие из перечисленных кислот образуют кислые соли: HI ; H_2Se ; H_2SeO_3 ; $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; CH_3COOH ? Приведите соответствующие реакции их получения.
9. В газгольдере над водой находится кислород при температуре 22°C и давлении 98,6 кПа. Давление насыщенного пара при этой температуре равно 2,64 кПа. Найдите парциальное давление кислорода.
10. Металл массой 40 г вытесняет из кислоты водород объемом 14,6 л при 18°C и давлении 101,3 кПа. Удельная теплоемкость металла $0,39 \text{ Дж/г } \text{К}$. Найдите значение Ag металла.

Вариант №4

1. Где содержится больше атомов: в 2 г меди или в 2 г кислорода (н.у.)?
2. Соединение содержит натрия (массовая доля 36,5%), серу (25,4%) и кислород (38,1%). Определите простейшую формулу соединения.
3. При сжигании 0,02 моль некоторого простого вещества образовалось 3,584 л (н.у.) газа, который в 2 раза тяжелее кислорода. Установите формулу сжигаемого вещества.
- i. Определите давление газа в сосуде объемом 10 л при температуре -2°C , если в этом сосуде находится 0,05 кг этилена.
5. При восстановлении 1,5 г оксида олова водородом образовалось 0,4 г воды. Вычислите молярную массу эквивалента олова и напишите формулу его оксида.
6. Определите массу уксусно-этилового эфира, который можно получить из 120 г уксусной кислоты и 138 г этанола, если выход эфира составляет 90% от теоретически возможного.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:
 $\text{Mg} > \text{MgSO}_4 > \text{Mg}(\text{OH})_2 > \text{MgO} > \text{MgCl}_2 > \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 > \text{MgO} > \text{Mg}$.
8. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид бария: NaOH ; HI ; HClO ; CaCl_2 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; SiO_2 ; H_2SO_4 ; CO_2 . Напишите уравнения соответствующих реакций.

- Смесь газов, состоящая из водорода, азота и аммиака, массы которых соответственно равны 0,2 г, 0,21 г и 0,51 г, находится при температуре 25°C и давлении 0,1013 МПа. Найдите молярную долю каждого газа, парциальное давление и общий объем газовой смеси.
- Определите значение A_T элемента, если его удельная теплоемкость равна 0,147 Дж/гК, а из навески 0,2698 г получили 0,3402 оксида элемента.

Вариант №5

- Где содержится больше атомов кислорода: в 60 г воды или в 30 г диоксида углерода (н.у.)?
- В хлориде железа массовая доля железа равна 44,1%. Определите простейшую формулу этого хлорида.
- В результате сильного нагревания 11,8 г двухосновной кислоты, образованной шестивалентным элементом, выделилось 10,0 г ангидрида этой кислоты. Определите формулу кислоты.
- Масса 18,1 л газа, находящегося при температуре 300К и давлении 80кПа, составляет 8,5 г. Определите молярную массу газа и массу одной его молекулы.
- Определите молярную массу эквивалента металла (III) и назовите этот металл, если известно, что 0,5 г этого металла вытесняют из раствора кислоты 0,6 л водорода (н.у.).
- Реакции разложения подвергли 1,7 г нитрата натрия по схеме: $2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$. Определите, достаточно ли полученного по этой реакции кислорода для сжигания фосфора количеством 4 моль?
- Напишите уравнения реакций получения оксидов, соответствующих приведенным гидроксидам: H_2SiO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; H_3AsO_4 ; H_2WO_4 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- Как осуществить цикл последовательных превращений:

$$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$$
- Объемные доли компонентов генераторного газа в среднем составляют: CO - 27,5%, H_2 - 9,5%, CO_2 - 4,0%, N_2 - 59,0%. Найдите парциальные давления этих газов, если общее давление равно 0,1 МПа.
- Вычислите значение A_T элемента, если из 0,6г простого вещества получили 0,9г оксида, а его удельная теплоемкость равна 0,281 Дж • г⁻¹•К⁻¹.

Модуль № 2.

Вариант № 1

- Раствор, содержащий 2,1 г КОН в 250 г воды, замерзает при —0,519°C. Найти для этого раствора изотонический коэффициент.
- Вычислить pH раствора слабого электролита 0,02. WNH_4OH .
- Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору AgNO_3 добавить равный объем 1 н, раствора H_2SO_4 ?
- Найти значение активности иона водорода в 0,0005 М растворе H_2SO_4 , содержащем, кроме того, 0,0005 моль/л HCl . Считать, что серная кислота полностью диссоциирует по обоим ступеням.
- Какая из приведенных солей подвергается гидролизу только по катиону, а какая - только по аниону: NaCl , CuSO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Рассчитайте значения pH растворов этих солей ($C_m = 0,02\text{M}$ для всех растворов солей) и константы гидролиза.
- Допишите продукты гидролиза, учитывая, что это случай совместного гидролиза: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
- Закончить уравнение реакций, написать уравнения в ионно-молекулярной форме: $\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \dots$
- Составить схему гальванического элемента и рассчитать ЭДС:



Вариант № 2

1. При 0°C осмотическое давление 0,1 н раствора карбоната калия равно 272,6кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации K_2CO_3 в растворе.
2. Вычислить pH раствора слабого электролита 0,1- $WHCN$.
3. К 50 мл 0,001 н. раствора HCl добавили 450 мл 0,0001н раствора $AgNO_3$. Выпадет ли осадок хлорида серебра?
 - i. Найти значение активности иона водорода в 0,0005 M растворе H_2SO_4 , содержащем, кроме того, 0,002 моль/л HBr . Считать, что серная кислота полностью диссоциирует по обеим ступеням.
5. Какая из приведенных солей подвергается гидролизу только по катиону, а какая - только по аниону: K_2SO_4 , $ZnSO_4$, KNO_3 , $Ni(CH_3COO)_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Рассчитайте значения pH растворов этих солей ($C_M = 0,02M$ для всех растворов солей) и константы гидролиза.
6. Допишите продукты гидролиза, учитывая, что это случай совместного гидролиза: $FeCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O > \dots$
7. Закончить уравнение реакций, написать уравнения в ионно-молекулярной форме: $KNO_3 + Fe_2O_3 + KOH \longrightarrow K_2FeO_4 + \dots$
8. Составить схему гальванического элемента и рассчитать ЭДС:
 $Co|Co^{2+}(0,2M)||Ag^+(0,02M)|Ag$

Вариант № 3

1. Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия в 200 г воды, кристаллизуется при —0,13 °C. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли.
2. Вычислить pH раствора слабого электролита 0,05н $HCOOH$.
3. Образуется ли осадок хлорида свинца, если к 0,1 н. раствору $Pb(NO_3)_2$ добавить равный объем 0,4 н. раствора $NaCl$?
 - i. Найти значение активности иона водорода в 0,0004 M растворе H_2SO_4 , содержащем, кроме того, 0,0004 моль/л $4NO_3$. Считать, что серная кислота полностью диссоциирует по обеим ступеням.
5. Какая из приведенных солей подвергается гидролизу только по катиону, а какая - только по аниону: $NaNO_3$, $MnSO_4$, Na_2SO_4 , $Cu(CH_3COO)_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Рассчитайте значения pH растворов этих солей ($C_M = 0,02M$ для всех растворов солей) и константы гидролиза.
6. Допишите продукты гидролиза, учитывая, что это случай совместного гидролиза: $CrCl_3 + Na_2S + H_2O > \dots$
7. Закончить уравнение реакций, написать уравнения в ионно-молекулярной форме $B(OH)_3 + K^+O^- + KOH \longrightarrow \dots$
8. Составить схему гальванического элемента и рассчитать ЭДС:
 $Fe|Fe^{2+}(0,2M)||Cu^{2+}(0,02M)|Cu$

Вариант № 4

1. В равных количествах воды растворено в одном случае 0,5 моля сахара, а в другом — 0,2 моля $CaCl_2$. Температуры кристаллизации обоих растворов одинаковы. Определить кажущуюся степень диссоциации $CaCl_2$.
2. Вычислить pH раствора слабого электролита 0,01 M CH_3COOH .
3. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов серебра в насыщенном растворе $AgCl$, если прибавить к нему столько соляной кислоты, чтобы концентрация ионов Cl^- в растворе стала равной 0,03 моль/л?
 - i. Рассчитать активность иона водорода в 0,005 н. растворе HCl , содержащем, кроме того, 0,15 моль/л $KaCl$.
5. Какая из приведенных солей подвергается гидролизу только по катиону, а какая - только по аниону: $Sr(NO_3)_2$, Na_3AsO_4 , $Al_2(SO_4)_3$, $Zn(CH_3COO)_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Рассчитайте значения pH растворов этих солей ($C_M = 0,02M$ для всех растворов солей) и константы гидролиза.

лекулярные уравнения гидролиза этих солей. Рассчитайте значения pH растворов этих солей ($C_m = 0,02M$ для всех растворов солей) и константы гидролиза.

6. Допишите продукты гидролиза, учитывая, что это случай совместного гидролиза: $Al_2(SO_4)_3 + K_2CO_3 + H_2O \rightarrow$.
7. Закончить уравнение реакций, написать уравнения в ионно-молекулярной форме: $KNO_2 + H_3PO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$...
8. Составить схему гальванического элемента и рассчитать ЭДС:

$$Ni|Ni^{2+}(0,2M)||Cr^{3+}(0,02M)|Cr$$

Вариант № 5

1. При $100^\circ C$ давление пара раствора, содержащего 0,05 моля сульфата натрия в 450 г воды, равно 100,8 кПа (756,2 мм рт.ст.). Определить кажущуюся степень диссоциации Na_2SO_4 .
2. Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5,2?
3. Вычислить растворимость (в моль/л) CaF_2 в воде и в 0,05 M растворе $CaCl_2$. Во сколько раз растворимость во втором случае меньше, чем в первом?
4. Рассчитать активность иона водорода в 0,005 н. растворе HCl , содержащем, кроме того, 0,15 моль/л $BaCl_2$.
5. Какая из приведенных солей подвергается гидролизу только по катиону, а какая - только по аниону: $Ba(NO_3)_2$, Na_3AsO_4 , $Fe_2(SO_4)_3$, $Cr(CH_3COO)_3$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Рассчитайте значения pH растворов этих солей ($C_m = 0,02M$ для всех растворов солей) и константы гидролиза.
6. Допишите продукты гидролиза, учитывая, что это случай совместного гидролиза: $Al_2(SO_4)_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$ * ...
7. Закончить уравнение реакций, написать уравнения в ионно-молекулярной форме: $KO_2 + NaOH + Cr_2O_3 \rightarrow$...
8. Составить схему гальванического элемента и рассчитать ЭДС:

$$Zn|Zn^{2+}(0,2M)||Ag^+(0,02M)|Ag$$

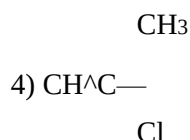
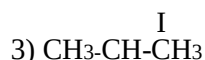
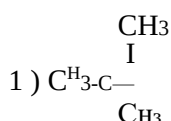
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

Тест для итогового контроля
по дисциплине " Общая и неорганическая химия "

1. Какой из приведенных радикалов обладает наибольшей устойчивостью?



2. Расположите в порядке возрастания констант диссоциации следующие кислоты:

цианоуксусная (1) NCCH_2COOH ;

в-цианопропионовая (2) $\text{NCCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$; α-цианопропионовая (3) $\text{CH}_3\text{CHCNCOOH}$;

уксусная (4) CH_3COOH ;

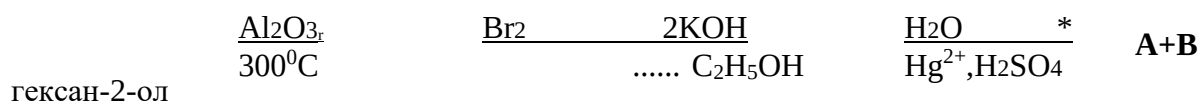
пропионовая (5) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$

3. Назовите основное соединение, которое образуется при бромировании пропана при нагревании и освещении.

4. Углеводород C_6H_{12} в условиях реакции Коновалова, превращается в третичное нитропроизводное. В ходе реакции получается только два изомера. Назовите исходный углеводород.

5. Найдите молекулярную формулу алкена, если 2,24 г. его присоединяет 3,20 г. брома.

6. Осуществите превращение и назовите конечные продукты А и В:



7. Найдите ошибку в свойствах пропина.

1. реагирует с пропаном

2. реагирует с Br_2

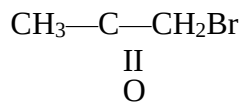
3. реагирует с аммиачным раствором Cu_2Cl_2 с образованием красного осадка

4. реагирует с водородом в присутствии $[\text{Ni}]_p$

5. реагирует с водой в кислой среде в присутствии Hg^{2+}

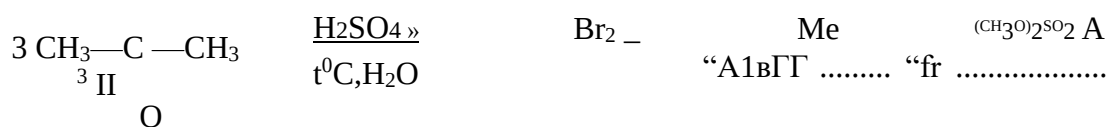
8. Установите строение соединения C_5H_8 , которое с аммиачным раствором оксида меди дает красный осадок, а при окислении $KMnO_4$ в кислой среде превращается в изомасляную кислоту.

9. Установите строение диенового углеводорода состава C_6H_{10} , если известно, что присоединяя один моль Br_2 он образует продукт состава $C_6H_{10}Br_2$, при озоноллизе которого получается бром-ацетон -



10. Установите строение C_7H_{12} , озоноллиз которого дает ацетон, малоновый альдегид и формальдегид.

11. Осуществите превращение и назовите конечный продукт А:



12. Какое минимальное количество стадий нужно провести, чтобы из бензола получить 4-нитробензойную кислоту.

**ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ**



**ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ**

**Вопросы для промежуточной аттестации (зачет)
по дисциплине " Общая и неорганическая химия "**

1. Роль химии в формировании естественнонаучного мировоззрения. Химическая эволюция материи. Возникновение атомов химических элементов. Зарождение химического вещества. Проблемы современной химической науки.
2. Основные количественные понятия химии (моль, молярная масса, эквивалент, молярная масса эквивалента). Законы стехиометрии.
3. Фундаментальные химические понятия: атом; молекула; вещество; химический элемент; химическое соединение; химическая структура. Эволюционное развитие этих понятий.
- i. Доказательство сложности состава атома. Доквантовые представления о строении атома (теории Д. Томпсона, Э. Резерфорда, Н. Бора, их недостатки).
5. Основные положения квантовой теории строения атома. Двойственная природа электрона. Физический смысл уравнения Де Бройля.
6. Характеристика электронного строения атома с помощью уравнения волновой функции и квантовых чисел. Физический смысл понятия «электронная орбиталь».
7. Распределение электронной плотности в атоме согласно принципу Паули, правилам Хунда и Клечковского. Электронные и электронно-графические формулы химических элементов.
8. Протонно-нейтронная модель строения атомного ядра. Изотопы и изобары. Явление радиоактивности. Типы радиоактивного излучения.
9. Закон периодического изменения свойств химических элементов и их соединений Д.И. Менделеева. Развитие учения о периодичности (вертикальная, горизонтальная, диагональная, звездная и вторичная периодичность).
10. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева: период, его длина, электронные семейства элементов; группы и подгруппы; порядковый номер элемента.
11. Органическое единство квантовой теории строения атома и Периодического закона Д.И. Менделеева. Общенаучное значение закона периодического изменения свойств химических элементов и соединений на их основе.
12. Основные представления о причинах возникновения и природе химической связи в веществе. Ковалентная связь.
13. Природа химической связи, описанная по методу валентных связей. Свойства «о», «п» и «б» - связей.
- 1i. Механизм образования ковалентной связи (обменный, донорно-акцепторный, дативный). Причины гибридизации электронных орбиталей и пространственное строение молекул.
15. Описание химической связи методом молекулярных орбиталей. Гомоядерные и гетероядерные молекулы I и II периодов. Основные преимущества метода молекулярных орбиталей.
16. Природа химической связи в конденсированных системах: Ван-дер-ваальсовы силы; водородная связь.
17. Природа химической связи в комплексных соединениях. Структура и свойства комплексообразователей и лигандов. Теория кристаллического поля лигандов.
18. Супрамолекулярная химия (комплексоны и кластеры). Полимеры и сверхполимеры. Самоорганизация химического вещества.

19. Агрегатное состояние вещества. Химические системы. Фаза. Фазовые переходы.
20. Газообразное состояние вещества. Молекулярно-кинетическая теория газов. Законы Дальтона и Больцмана. Плазменное состояние материи.
21. Жидкое состояние вещества. Свойства жидкостей. Жидкие кристаллы.
22. Твердые вещества: аморфные и кристаллические. Металлическая связь и металлические кристаллы. Зонная теория проводимости. Реальные кристаллы.
23. Характеристика термодинамических систем и процессов. Их свойства и классификации. Параметры и функции состояния термодинамической системы.
24. Виды энергий термодинамической системы. Их эквивалентность и взаимопревращения.
25. Внутренняя энергия и энтальпия, теплота и работа. Первый закон термодинамики.
26. Тепловой эффект химического процесса и теплоемкость системы. Стандартные условия.
27. Основы термохимии. Закон И. Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты.
28. Энтропия химической системы. Второй закон термодинамики.
29. Связанная энергия термодинамической системы и ее свободная энергия (Гиббса и Гельмгольца). Направление самопроизвольного протекания химического процесса. Третий закон термодинамики.
30. Обратимость химических процессов. Признаки и отличия химического и термодинамического равновесия.
31. Закон действующих масс для равновесного процесса. Константа равновесия, ее связь со свободной энергией термодинамической системы. Правило Ле Шателье - Брауна о смещении химического равновесия.
32. Равновесие в гетерогенных системах (фазовое равновесие). Факторы, влияющие на состояние гетерогенного равновесия. Диаграммы состояния многофазных систем.
33. Сорбционные равновесия. Адсорбция и экстракция. Поверхностно-активные вещества. Поверхностное натяжение.
34. Скорость химической реакции. Влияние различных факторов на скорость химического процесса. Основной закон химической кинетики. Реакции I-го и II-го порядка.
35. Механизмы химических превращений. Простые и сложные реакции. Цепные и фотохимические процессы. Теория активированного комплекса С. Аррениуса.
36. Каталитические процессы. Типы катализаторов и их свойства. Механизм каталитического действия.
37. Общая характеристика растворов, их классификация. Теория процесса растворения. Качественные характеристики состава раствора: насыщение, растворимость.
38. Количественные показатели состава раствора: доля (молярная, массовая, объемная), молярная, моляльная и нормальная концентрация, титр. Переходы от одного способа выражения состава раствора к другому.
39. Осмос и осмотическое давление раствора. Закон Вант - Гоффа. Значение осмоса в природе и в технике.
40. Свойства разбавленных растворов нелетучих веществ: давление насыщенного пара над раствором. Первый и второй законы Рауля. Использование методов криоскопии и эбулиоскопии в технологических процессах.
41. Химическое равновесие в растворах: сольватация, диссоциация, диффузия. Условия обратимости и необратимости процесса диссоциации. Ступенчатая диссоциация.
42. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации для равновесных процессов в растворах электролитов. Закон Оствальда для слабых электролитов.
43. Теория равновесия в растворах сильных электролитов Дебая - Хюккеля. «Кажущаяся» степень диссоциации и активность ионов. Ионная сила раствора.
44. Ионные равновесия и ионные обмены в растворах электролитов. Уравнения ионных процессов. Признаки обратимости и необратимости ионных процессов.
45. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель, его значение для природных и технологических процессов. Измерение рН.

46. Индикаторы и их применение при определении кислотности или основности исследуемого раствора. Интервал перехода окраски индикатора.
47. Современные теории кислот и оснований.
48. Произведение растворимости ограниченно растворимых соединений. Гетерогенное равновесие: твердая фаза | раствор. Правило произведения растворимости.
49. Обратимый и необратимый гидролиз органических и неорганических веществ в процессе растворения. Уравнения гидролиза.
50. Основной гидролиз по катионному типу. Примеры уравнений простого и ступенчатого гидролиза. Степень и константа гидролиза. Определение кислотности раствора.
51. Кислотный гидролиз по анионному типу. Примеры уравнений простого и ступенчатого гидролиза. Степень и константа гидролиза. Определение основности раствора.
52. Кисотно-основный гидролиз по катионно-анионному типу. Степень и константа гидролиза.
Определение pH раствора.
53. Обратимый и необратимый гидролиз многозарядных ионов. Полный гидролиз. Практиче-



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

Вопросы для промежуточной аттестации (экзамен)
по дисциплине " Общая и неорганическая химия "

1. Роль химии в формировании естественнонаучного мировоззрения. Химическая эволюция материи. Возникновение атомов химических элементов. Зарождение химического вещества. Проблемы современной химической науки.
2. Основные количественные понятия химии (моль, молярная масса, эквивалент, молярная масса эквивалента). Законы стехиометрии.
3. Фундаментальные химические понятия: атом; молекула; вещество; химический элемент; химическое соединение; химическая структура. Эволюционное развитие этих понятий.
4. Доказательство сложности состава атома. Доквантовые представления о строении атома (теории Д. Томпсона, Э. Резерфорда, Н. Бора, их недостатки).
5. Основные положения квантовой теории строения атома. Двойственная природа электрона. Физический смысл уравнения Де Бройля.
6. Характеристика электронного строения атома с помощью уравнения волновой функции и квантовых чисел. Физический смысл понятия «электронная орбиталь».
7. Распределение электронной плотности в атоме согласно принципу Паули, правилам Хунда и Клечковского. Электронные и электронно-графические формулы химических элементов.
8. Протонно-нейтронная модель строения атомного ядра. Изотопы и изобары. Явление радиоактивности. Типы радиоактивного излучения.
9. Закон периодического изменения свойств химических элементов и их соединений Д.И. Менделеева. Развитие учения о периодичности (вертикальная, горизонтальная, диагональная, звездная и вторичная периодичность).
10. Структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева: период, его длина, электронные семейства элементов; группы и подгруппы; порядковый номер элемента.
11. Органическое единство квантовой теории строения атома и Периодического закона Д.И. Менделеева. Общенаучное значение закона периодического изменения свойств химических элементов и соединений на их основе.
12. Основные представления о причинах возникновения и природе химической связи в веществе. Ковалентная связь.
13. Природа химической связи, описанная по методу валентных связей. Свойства «о», «п» и «б» - связей.
14. Механизм образования ковалентной связи (обменный, донорно-акцепторный, дативный). Причины гибридизации электронных орбиталей и пространственное строение молекул.
15. Описание химической связи методом молекулярных орбиталей. Гомоядерные и гетероядерные молекулы I и II периодов. Основные преимущества метода молекулярных орбиталей.
16. Природа химической связи в конденсированных системах: Ван-дер-ваальсовы силы; водородная связь.
17. Природа химической связи в комплексных соединениях. Структура и свойства комплексообразователей и лигандов. Теория кристаллического поля лигандов.
18. Супрамолекулярная химия (комплексоны и кластеры). Полимеры и сверхполимеры. Самоорганизация химического вещества.

19. Агрегатное состояние вещества. Химические системы. Фаза. Фазовые переходы.
20. Газообразное состояние вещества. Молекулярно-кинетическая теория газов. Законы Дальтона и Больцмана. Плазменное состояние материи.
21. Жидкое состояние вещества. Свойства жидкостей. Жидкие кристаллы.
22. Твердые вещества: аморфные и кристаллические. Металлическая связь и металлические кристаллы. Зонная теория проводимости. Реальные кристаллы.
23. Характеристика термодинамических систем и процессов. Их свойства и классификации. Параметры и функции состояния термодинамической системы.
24. Виды энергий термодинамической системы. Их эквивалентность и взаимопревращения.
25. Внутренняя энергия и энтальпия, теплота и работа. Первый закон термодинамики.
26. Тепловой эффект химического процесса и теплоемкость системы. Стандартные условия.
27. Основы термохимии. Закон И. Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты.
28. Энтропия химической системы. Второй закон термодинамики.
29. Связанная энергия термодинамической системы и ее свободная энергия (Гиббса и Гельмгольца). Направление самопроизвольного протекания химического процесса. Третий закон термодинамики.
30. Обратимость химических процессов. Признаки и отличия химического и термодинамического равновесия.
31. Закон действующих масс для равновесного процесса. Константа равновесия, ее связь со свободной энергией термодинамической системы. Правило Ле Шателье - Брауна о смещении химического равновесия.
32. Равновесие в гетерогенных системах (фазовое равновесие). Факторы, влияющие на состояние гетерогенного равновесия. Диаграммы состояния многофазных систем.
33. Сорбционные равновесия. Адсорбция и экстракция. Поверхностно-активные вещества. Поверхностное натяжение.
34. Скорость химической реакции. Влияние различных факторов на скорость химического процесса. Основной закон химической кинетики. Реакции I-го и II-го порядка.
35. Механизмы химических превращений. Простые и сложные реакции. Цепные и фотохимические процессы. Теория активированного комплекса С. Аррениуса.
36. Каталитические процессы. Типы катализаторов и их свойства. Механизм каталитического действия.
37. Общая характеристика растворов, их классификация. Теория процесса растворения. Качественные характеристики состава раствора: насыщение, растворимость.
38. Количественные показатели состава раствора: доля (молярная, массовая, объемная), молярная, моляльная и нормальная концентрация, титр. Переходы от одного способа выражения состава раствора к другому.
39. Осмос и осмотическое давление раствора. Закон Вант - Гоффа. Значение осмоса в природе и в технике.
40. Свойства разбавленных растворов нелетучих веществ: давление насыщенного пара над раствором. Первый и второй законы Рауля. Использование методов криоскопии и эбулиоскопии в технологических процессах.
41. Химическое равновесие в растворах: сольватация, диссоциация, диффузия. Условия обратимости и необратимости процесса диссоциации. Ступенчатая диссоциация.
42. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации для равновесных процессов в растворах электролитов. Закон Оствальда для слабых электролитов.
43. Теория равновесия в растворах сильных электролитов Дебая - Хюккеля. «Кажущаяся» степень диссоциации и активность ионов. Ионная сила раствора.
44. Ионные равновесия и ионные обмены в растворах электролитов. Уравнения ионных процессов. Признаки обратимости и необратимости ионных процессов.
45. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель, его значение для природных и технологических процессов. Измерение рН.

46. Индикаторы и их применение при определении кислотности или основности исследуемого раствора. Интервал перехода окраски индикатора.
47. Современные теории кислот и оснований.
48. Произведение растворимости ограниченно растворимых соединений. Гетерогенное равновесие: твердая фаза | раствор. Правило произведения растворимости.
49. Обратимый и необратимый гидролиз органических и неорганических веществ в процессе растворения. Уравнения гидролиза.
50. Основной гидролиз по катионному типу. Примеры уравнений простого и ступенчатого гидролиза. Степень и константа гидролиза. Определение кислотности раствора.
51. Кислотный гидролиз по анионному типу. Примеры уравнений простого и ступенчатого гидролиза. Степень и константа гидролиза. Определение основности раствора.
52. Кисотно-основный гидролиз по катионно-анионному типу. Степень и константа гидролиза. Определение pH раствора.
53. Обратимый и необратимый гидролиз многозарядных ионов. Полный гидролиз. Практическое значение гидролиза.
54. Предмет и задачи органической химии. Теория строения А.М. Бутлерова. Классификация ОС. Номенклатура.
55. Электронное строение вещества. Типы химических связей. Гибридизация.
56. Электронные эффекты. Виды изомерии. Конформационная и конигурационная изомерия.
57. Типы химических реакций в органической химии. Классификация органических реакций и реагентов.
58. Кислотность и основность ОС. Теория Брестеда-Лоури и Льюиса.
59. Алканы: строение, получение, свойства. Механизм S_R
60. Алкены: строение, получение, свойства. Механизм A_E
61. Алкадиены: строение, получение, свойства, применение.
62. Алкины: строение, получение, свойства.
63. Ароматические углеводороды: строение, получение. Химические свойства аренов. S_{E2} Правила ориентации в бензольном кольце.
64. Галогенопроизводные: строение, получение, свойства. Механизм S_N1 S_N2 $E1$ $E2$
65. Спирты: строение, получение, свойства. Механизм S_N1 S_N2 $E1$ $E2$
66. Фенолы: строение, получение, свойства. Механизм S_{E2} S_R
67. Амины: строение, получение, свойства.
68. Оксосоединения. Альдегиды и кетоны: строение, получение, свойства.
69. Карбоновые кислоты. Насыщенные одноатомные. Механизм S_N
70. Строение, получение, химические свойства карбоновых кислот.
71. Карбоновые кислоты и их производные.
72. Непредельные и дикарбоновые кислоты.
73. Оксикислоты: строение, получение, свойства.
74. Оксокислоты: строение, получение, свойства.
75. Углеводы. Классификация, строение, получение, свойства.
76. Биологическое значение углеводов.
77. Аминокислоты. Классификация, строение, получение, свойства.
78. Биологическое значение аминокислот.
79. Белки: строение, получение, свойства, биологическое значение.
80. Аминоспирты.