Теоретические вопросы для самостоятельного изучения теоретического материала и подготовки к практическим занятиям и лабораторным работам

по дисциплине Неорганическая и органическая химия
(наименование дисциплины)

Тема 1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы. Понятие "эквивалент" в химии. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций.

1. Понятие о простых и сложных веществах. Бертоллиды и дальтониды.
2. Что показывает химическая формула соединения? Как вычислить процентное содержание элементов в соединениях? Как по процентному составу определить формулу соединения?
3. Какие основные классы неорганических соединений вам известны?
4. Оксиды (понятие). Номенклатура. Составление формул оксидов. Характер оксидов. Химические свойства.
5. Основания (понятие). Кислотность оснований. Номенклатура. Составление формул. Химические свойства.
6. Кислоты (понятие). Кислородсодержащие и бескислородные кислоты. Номенклатура. Составление формул кислот. Химические свойства.
7. Соли (понятие). Соли: средние, кислые, основные. Номенклатура. Составление формул. Химические свойства.
8. Какова взаимосвязь между основными классами неорганических соединений?
9. Каковы основные типы химических реакций? На каком законе основано составление уравнений химических реакций?
10. Какие основные законы соблюдаются при протекании химических реакций?
11. Что является единицей количества вещества?
12. Какими параметрами характеризуется газовое состояние вещества? Какие условия для газов считаются нормальными? Какова формулировка закона Авогадро и следствий из него?
13. Какую информацию можно извлечь из формулы химического соединения? Как определить формулу соединения по количеству продуктов его реакции?
14. Что представляет собой химическое уравнение и какую информацию оно позволяет получить?
15. Признаки необратимости реакций. Каковы правила составления ионно-молекулярных уравнений реакций?
16. Что такое эквивалент и фактор эквивалентности, $f_Э$?
17. Что такое эквивалентная масса, $M_Э$? Как находится эквивалентная масса, $M_Э$?
18. Что такое эквивалентный объем, $V_Э$? Для каких веществ используется это понятие? Как находится эквивалентный объем, $V_Э$?
19. Как находится фактор эквивалентности для кислот при максимальном содержании эквивалентов в молекуле? Для оснований? Для солей?
20. Как находится фактор эквивалентности для солеобразующих оксидов в обменных реакциях?
21. Как найти эквивалент вещества, если дана конкретная реакция?
22. Как находится эквивалент вещества в окислительно-восстановительных реакциях?
23. Как формулируется закон эквивалентов? Какие преимущества имеют стехиометрические расчеты с использованием закона эквивалентов?

Тема 2. Строение атома. Периодический закон. Окислительно-восстановительные реакции.

24. Какие модели строения атома Вам известны? Какова современная модель строения атома?
25. Состав ядра атома. Изотопы.
26. Объяснить «двойственную природу» частиц микромира.
27. Дать определение понятиям «электронное облако», «атомная орбиталь АО», «радиус АО».
28. Квантовые числа и их использование для характеристики состояния электрона в атоме.
29. Какие принципы и правила заполнения электронных оболочек атомов известны? Что было бы, если бы не соблюдался принцип Паули? Правило Хунда?
30. На какие электронные семейства распределены все химические элементы? Почему?
31. Что такое электронная формула и ее графическое изображение?
32. Что такое «провал» электрона? Пример химического элемента, у которого такое явление наблюдается. В чем причина «провала» электрона?
33. Что понимают под орбитальным, эффективным, ковалентным, ионным радиусами? Почему значения таких радиусов могут не совпадать? С чем связана периодичность в изменении радиуса атомов?
34. Какие ионы называются изоэлектронными? Чем объяснить уменьшение радиусов изоэлектронных ионов в ряду As^{3-}, Se^{2-}, Br^{-}, Rb^{+}, Sr^{2+}, Y^{3+}?
35. Что такое энергия ионизации, сродство к электрону? В каких единицах они измеряются? С чем связана периодичность в их изменении?
36. Привести примеры использования понятия электроотрицательности элементов при определении: а) степени ионности связи; б) полярности связи. Учитывая разность относительных электротрицательностей связи Э-О, определить изменение характера связи в оксидах элементов третьего периода.

Тема 3. Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия.

37. Почему атомы соединяются в молекулы?
38. Какие типы химической связи Вы знаете? Охарактеризуйте кратко каждый из них.
39. В чем состояла теория Льюиса-Ленгмюра? Как эта теория объясняла строение молекул фтора, фтороводорода, аммиака, кислорода, азота?
40. В чем сущность квантово-механического объяснения химической связи?
41. Какие Вы знаете свойства ковалентной связи? (насыщаемость и направленность)
42. Почему фтор во всех соединениях одновалентен, а другие галогены могут проявлять различную валентность?
43. Какие Вы знаете механизмы образования ковалентной связи? На примере NH_3 и NH_4^+ .
44. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Какие виды гибридизации Вам известны? Определите геометрическую конфигурацию молекул: трифторид бора, гидрид берилия. Тетрафторид кремния.
45. Что называется энергией связи? Как изменяется энергия связей при переходе от H_2O к H_2S, H_2Se, H_2Te?
46. Что называется длиной связи? Как изменяется длина связи в ряду: HF – HCl – HBr – HI?
47. Перечислите основные положения Метода валентных связей.
48. Перечислите основные положения Метода молекулярных орбиталей. В чем преимущества этого метода перед МВС?
49. Почему водородная связь является специфическим взаимодействием? Почему она возникает? На какие свойства веществ влияет водородная связь?
50. Какие виды межмолекулярных взаимодействий Вы знаете? В чем их сущность?
51. Какие типы кристаллических решеток Вы знаете? Охарактеризуйте природу связи в каждой из них.
52. Перечислите физические свойства, характерные для твердых тел и жидкостей
53. Чем можно объяснить электрическую проводимость и теплопроводность твердых металлов?

Тема 4. Энергетические эффекты и термохимические расчеты.

54. Понятие о системе, фазе, параметрах и функциях состояния системы. Первый закон ТД. Внутренняя энергия системы.
55. Тепловой эффект реакции как результат изменения энтальпии системы. Стандартные энтальпии образования веществ.
56. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Расчет энтальпии реакции.
57. Второй закон ТД. Понятие энтропии и энергии Гиббса. Изменение энтропии и изобарно-изотермического потенциала как критерии самопроизвольного протекания химических процессов в изолированных и закрытых системах.

Тема 5. Химическая кинетика и равновесия

58. Что изучает химическая кинетика?
59. Что называется скоростью химической реакции (средней и мгновенной)? Почему в уравнении скорости химической реакции стоит знак «±»? Что нужно знать, чтобы рассчитать концентрацию реагента через 10 мин после начала реакции?
60. Что выражают кинетическая кривая и кинетическое уравнение химической реакции? Пусть протекает некоторая реакция $A \rightarrow B$. Изобразите кинетические кривые для веществ A и B.
61. Что называют периодом полупревращения?
62. Как по кинетической кривой найти:

А) скорость реакции в данный момент времени;

Б) период полупревращения для данной реакции?

63. Перечислите факторы, от которых зависит скорость химической реакции. Каков физический смысл константы скорости реакции? Как графически определить константу скорости реакции? Какие экспериментальные данные нужно для этого иметь?
64. Как зависит скорость реакции от температуры? Почему с увеличением температуры возрастает скорость реакции, независимо от того, проходит она с уменьшением или с увеличением энтальпии?
65. Запишите уравнение Аррениуса. Увеличится или уменьшится константа скорости реакции при снижении энергии активации реакции? Какова скорость реакции, если ее энергия активации равна нулю? Как графически можно определить энергию активации?
66. Перечислите известные Вам виды катализа. В чем состоят особенности каталитических процессов? Что такое автокатализ? Как катализатор влияет на энергию активации данной реакции? Положение равновесия?
67. Обратимые и необратимые химические реакции. Признаки состояния равновесия в системе.
68. Закон действующих масс для равновесия. Что такое константа равновесия и от чего она зависит? Как по величине константы равновесия определить, какие вещества – реагенты или продукты – преобладают в реакционной смеси?
69. Как связаны между собой изменение энергии Гиббса и константа равновесия?
70. Смещение химического равновесия под действием различных факторов. Принцип Ле-Шателье.

Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции.

71. Назвать по 5-6 веществ, являющихся только окислителями; только восстановителями; и окислителями и восстановителями.

72. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций электронно-ионным методом. Типы ОВР.
73. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определить, какое из перечисленных веществ является наиболее сильным окислителем: $KMnO_4$ (в кислой среде), $I_{2(т)}$, $ZnSO_{4(р)}$.

Тема 7. Растворы. Способы расчета концентраций. Коллигативные свойства растворов.

74. По каким признакам растворы подразделяются на: а) истинные и коллоидные; б) жидкие и твердые; в) насыщенные и ненасыщенные; г) разбавленные и концентрированные?
75. Температура кипения и кристаллизации растворов электролитов. Какую цель преследуют, посыпая снег на тротуаре солью? Дать объяснение.
76. При какой температуре будет замерзать раствор, содержащий 30% (мас.) этилового спирта?
77. Явление осмоса, осмотическре давление разбавленных растворов неэлектролитов. Привести примеры. Почему клубника, посыпанная сахаром, дает сок?
78. Какая посуда используется для приготовления растворов заданной: а) процентной концентрации; б) молярной и нормальной концентраций? Как проверить точность их приготовления?
79. Как приготовить по одному литру одномолярного и 5%-го (по массе), ρ = 1,033 г/см^3) растворов H_2SO_4, исходя из 96%-го раствора кислоты с плотностью 1,84 г/см^3?
80. Сколько миллилитров воды необходимо добавить к 200 мл 5 моль/л раствора HNO_3 для получения 2 моль/л раствора HNO_3?

Тема 8. Равновесия в растворах электролитов.

81. Напишите выражения для констант диссоциации следующих кислот: муравьиной, сероводородной, хлорноватистой, угольной, уксусной. Можно ли написать такие выражения для кислот азотной, хлорной, хлороводородной?
82. Предположим, что pH раствора увеличивается на 3 единицы. Как при этом изменяется концентрация гидроксид-ионов?
83. Имеются растворы двух кислот: азотной и уксусной с одинаковыми молярными концентрациями. В каком из растворов величина pH больше и почему?
84. Степень диссиоциации некоторой кислоты HA в растворе с молярной концентрацией 0,2 моль/дм^3 равна 0,5. Рассчитайте величину константы диссоциации.
85. Как изменится pH раствора хлороводородной кислоты с концентрацией 1 М, если к нему добавить эквивалентное количество кристаллического ацетата натрия? Изменением объема можно пренебречь.

86. Вычислите величину pH раствора, полученного смешиванием равных объемов раствора гидроксида аммония с молярной концентрацией 0,1 моль/дм^3 и раствора хлорида аммония такой же молярной концентрации.
87. Вычислите растворимость гидроксида магния в водном растворе при pH = 2 и pH = 12. При каких условиях необходимо вести осаждение, чтобы оно было более полным?
88. Сравнить константы диссоциации кислот в ряду H_4SiO_4 – H_3PO_4 – H_2SO_4 – $HClO_4$, указать, как изменяется сила кислот. Дать объяснения. Как изменяется склонность к гидролизу анионов в ряду SiO_4^{4-} – PO_4^{3-} – SO_4^{2-} – ClO_4-? Указать зависимости между зарядом центрального атома, силой соответствующей кислоты и склонностью аниона к гидролизу.
89. Написать ионные, молекулярные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:K_2S, $AlCl_2$, NH_4Cl, NH_4F, $MgSO_4$. Указать характер среды растворов этих солей.

90. Каков состав продуктов, полученных при сливании водных растворов $CrCl_2$ и Na_2S? Написать уравнения реакций, дать пояснения. Предложить способы получения сульфида хрома(III).

Тема9. Комплексные соединения.

91. Почему явление комплексообразования для *d*-элементов характернее, чем для *s*- и *p*-элементов?
92. Привести примеры комплексных соединений с комплексным катионом, анионом, катионом и анионом, а также примеры нейтральных комплексов. Назвать эти соединения по международной номенклатуре. Записать ионные уравнения первичной и вторичной диссоциации, для комплексной частицы записать выражение для общей константы нестойкости.
93. Элементный анализ показал, что комплексное соединение имеет состав Pt $(NH_3)_4Cl(NO_2)_2$. Как можно установить, какие кислотные остатки находятся во внутренней сфере?
94. Почему иодид серебра не растворяется в аммиаке?
95. При добавлении к раствору нитрата диамминсеребра(I) иодида калия выпадает осадок, а при добавлении хлорида калия – осадок не образуется. Чем это можно объяснить?

Тема 10. Техника лабораторных работ. Методы разделения и очистки веществ.

96. Общие правила работы в химической лаборатории, соблюдение техники безопасности.
97. Меры безопасности при работе с вредными и ядовитыми веществами: газообразными, жидкими, твердыми. Средства индивидуальной защиты.
98. Правила пожарной безопасности. Работа со спиртовками, горелками, электронагревательными приборами, легковоспламеняющимися веществами. Способы ликвидации возгораний. Средства пожаротушения.
99. Первая помощь при несчастных случаях (помощь при термических, химических ожогах, порезах, отравлениях различными веществами и др.).
100. Реактивы и обращение с ними. Классификация. Хранение.
101. Стеклянная химическая посуда: общего назначения, специальная и мерная. Правила обращения. Мытье и сушка посуды.
102. Фарфоровая посуда. Использование.
103. Посуда из других материалов (металлическая, кварцевая и пр.).
104. Вспомогательные приспособления и материалы (штативы, держатели, пробки, шланги).
105. Измельчение и перемешивание веществ. Смешивание жидких и твердых веществ.
106. Техника приготовления растворов (кислот, щелочей, солей). Приготовление растворов приблизительной концентрации. Приготовление растворов точной концентрации. Фиксанал.
107. Весы, их типы и правила взвешивания.
108. Нагревательные приборы и операция нагревания. Прокаливание химических веществ.
109. Измерение температуры. Правила обращения со стеклянными ртутными термометрами. Что делать если разбили термометр?
110. Фильтрование и центрифугирование. Декантация. Бумажные фильтры, их марки. Другие фильтрующие материалы. Фильтрование при пониженном давлении. Способы создания вакуума в лаборатории. Промывание осадков.
111. Высушивание. Методы. Осушающие вещества. Особенности высушивания веществ в различных агрегатных состояниях.
112. Дистилляция. Общие понятия. Перегонка при атмосферном давлении. Сублимация (возгонка).

113. Экстракция. Общие представления.
114. Выпаривание и упаривание. Общие понятия.
115. Кристаллизация. Способы кристаллизации веществ из растворов.
116. Охлаждение веществ, охладительные смеси, способы их приготовления.

Типовые задания для текущей аттестации на лабораторных и практических занятиях

по дисциплине Неорганическая и органическая химия
(наименование дисциплины)

Тема 1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы. Понятие "эквивалент" в химии. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Ионно-молекулярные уравнения реакций.

Вариант №.

1. Приведите формулы указанных веществ:

Гидроортофосфат олова(II), бериллат натрия, дигидроксохлорид алюминия, метаарсенит натрия, селенистая кислота.

2. Дайте названия следующим соединениям:

$NaCrO_2$, $(FeOH)_2SO_4$, Cl_2O_7, Na_3N, K_2SnO_3.

3. Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах), протекающих в водных растворах между следующими соединениями:

$Ca(HCO_3)_2 + HNO_3 \rightarrow$……

4. Фактор эквивалентности H_2SO_4 равен 1 в следующих схемах химических реакций:

а) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$…; б) $H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow$…;
в) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$…; г) $H_2SO_4 + Mg \rightarrow$…;
1) в, г; 2) а; 3) а, в; 4) б, в, г.
Чему равна $M_{эк.}(H_2SO_4)$ в этих реакциях?

5. Неизвестный металл массой 4,086 г вытесняет из раствора кислоты водород объемом 1,4 л (н.у.). Этот же металл такой же массы полностью реагирует с солью свинца массой 20,707 г. Определите неизвестный металл и вычислите значение молярной массы эквивалента соли свинца.

Тема 3. Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия.

Вариант №.

1. Водородная связь: механизмы образования, энергия, свойства, примеры соединений.

2. Выберите из списка вещества с преимущественно неполярными ковалентными связями: $SiCl_4$, Br_2, BrCl, P_4, SO_2, AlH_3, C_2N_2, Te_2, WBr_5, S_8, для всех веществ укажите направление смещения электронов.

3. Используя представления о гибридизации орбиталей, опишите молекулы, определите их геометрическую конфигурацию, полярность молекул, укажите наличие несвызывающих электронных пар, σ- и π- связей, отметьте механизм образования связей (обменный или донорно-акцепторный), объясните причины отличия значений валентных углов от их характерных значений для данного типа гибридизации валентных орбиталей центрального атома:

CS_2 ($\angle$S-C-S $=180^0$); OF_2 (sp^3, $\angle$F-O-F $= 103^0$).

4. Некоторое вещество при обычных условиях является газом, который образует двухатомные молекулы. Переход в твердое состояние у этого вещества происходит при температуре ниже – 210^0C. Как Вы думаете, какой тип кристаллической решетки образует это соединение в твердом состоянии и какой тип связи наблюдается в молекулах этого вещества?

5. На примере азота и фосфора проанализируйте, насколько справедливо утверждение, что валентность элементов численно равна номеру группы периодической системы, в которой расположен элемент. Как правильно сформулировать это утверждение?

Тема 5. Химическая кинетика и равновесия.

Вариант №.

1. При увеличении концентрации вещества **А** в два раза скорость возрастет в 4 раза в случае протекания реакции:

а) $A_{2(г)} + B_{2(г)} \rightarrow 2\ AB_{(г)}$ б) $A_{2(г)} + B_{(тв)} \rightarrow BA_{2(тв)}$
в) $2\ A_{2(г)} \rightarrow B_{(г)}$ г) $2\ A_{2(тв)} + B_{(г)} \rightarrow C_{(тв)}$

2. Выбранной вами в предыдущем задании реакции соответствует кинетическое уравнение:

а) $v = k[A]^2$ б) $v = k[A_2][B_2]$ в) $v = k2[A_2][B_2]$ г) $v = k[A_2]^2[B_2]$.

3. При охлаждении реакционной смеси с 50^0C до 20^0C скорость химической реакции уменьшилась в 27 раз. Температурный коэффициент этой реакции равен

а) 4 б) 2 в) 3 г)5.

4. В реагирующей системе $A + 2B \leftrightarrow C + 3D$ исходные концентрации вещества **А** - 3 моль/л, вещества **В** - 4 моль/л, а равновесная концентрация вещества **С** - 1,5 моль/л. Чему равна константа равновесия в системе?

5. В реакционной системе в равновесии находятся: $2\ CO_{(г)} + O_{2(г)} \Leftrightarrow 2\ CO_{2(г)}$, $\Delta H^0 < 0$

Чтобы сместить равновесие реакции вправо, необходимо:
а) увеличить концентрацию CO_2; б) увеличить давление в системе;
в) повысить температуру; г) увеличить объем реакционного сосуда.

Темы 7, 8. Растворы. Равновесия в растворах электролитов.

Вариант № .

1. В воде массой 150 г растворили калий массой 19,5 г. Какова массовая доля (%) вещества гидроксида калия в полученном растворе?

2. Титр раствора серной кислоты 0,0049 г/мл. Какова нормальность этого раствора?

3. Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 *М* растворе равна 0,03. Определите константу диссоциации кислоты и pH данного раствора.

4. Растворимость CaF_2 составляет $2{,}1 \cdot 10^{-4}$моль/л. Величина ПР(CaF_2) равна:

1) $3{,}7 \cdot 10^{-11}$; 2) $4{,}4 \cdot 10^{-8}$; 3) $5{,}93 \cdot 10^{-10}$; 4) $6{,}8 \cdot 10^{-8}$.

5. Дан раствор соли: NaClO. Напишите уравнение гидролиза соли в ионной и молекулярной формах, укажите среду, запишите выражения для $K_{гидр.}$ через

равновесные концентрации и через K_W. Какие вещества надо добавить в раствор, чтобы уменьшить гидролиз? Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HClO $K_Д = 5 \cdot 10^{-8}$. Значение pH 0,05 М раствора NaClO равно:

А) 6 Б) 4 В) 10 Г) 8.

Тема 9. Комплексные соединения.

Вариант №.

1. Известно, что из раствора комплексной соли $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ – только 2/3 количества хлора. Написать координационные формулы этих солей, привести их названия по международной номенклатуре, уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для константы нестойкости комплексного иона.
2. Привести пример растворения двух-трех солей за счет комплексообразования.
3. Пользуясь справочными данными, выберите наиболее прочный ион:

а) $[Fe(CN)_6]^{3-}$; б) $[Co(NH_3)_6]^{2+}$; в) $[Co(CN)_6]^{3-}$; г) $[Fe(CN)_6]^{4-}$;

4. Вычислить концентрацию ионов серебра Ag^+ в 0,1 М растворе соли $[Ag(NH_3)_2]Cl$, если константа нестойкости комплексного иона равна $6{,}8 \cdot 10^{-8}$.
5. Объясните, почему не протекает первая реакция, но протекает вторая реакция. Приведите необходимые справочные данные. Напишите уравнение протекающей реакции.

1) $[HgBr_4]^{2-} + KCl \rightarrow$ 2) $[HgBr_4]^{2-} + KI \rightarrow$