Вопросы к экзамену по неорганической химии

1. Эквиваленты соединений: кислот, оснований.
2. Эквивалент солей. Их определение. Закон эквивалентов.
3. Теория строения атома. Рассмотреть строение атомов на примерах элементов I-IV периодов.
4. Характеристика энергетического состояния электрона системой квантовых чисел.
5. Главное квантовое число.
6. Орбитальное квантовое число.
7. Магнитное квантовое число.
8. Спиновое квантовое число.
9. Принципы заполнения атомных орбиталей электронами. Правила Клечковского, Гунда.
10. Принцип Паули.
11. Правила написания электронных формул атомов (например: Na, Al, Cl).
12. Электронные формулы ионов (Na^+, Al^{3+}, Cl^-).
13. Перекрывание орбиталей и «провал электрона».
14. Основное и возбужденное состояние атома.
15. Периодический закон Д.И. Менделеева и его трактовка с точки зрения квантово-механической теории.
16. Построение периодической системы Д.И Менделеева. Характеристика s-, p-, d-, f-элементов.
17. Зависимость свойств элементов от строения их атомов. Объяснить изменение металлических и неметаллических свойств элементов по периодам Периодической системы.
18. Объяснить изменение свойств элементов по группам Периодической системы.
19. Электроотрицательность и характер его изменения в периоде и группе.
20. Ковалентная связь. Механизм ее образования.
21. Полярная и неполярная ковалентная связь. Примеры.
22. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
23. Металлическая связь.
24. sp-гибридизация атомных орбиталей.
25. sp^2-гибридизация атомных орбиталей
26. sp^3-гибридизация атомных орбиталей
27. Ионная связь и ее характеристика. Привести примеры соединений с ионной связью.
28. Водородная связь. Примеры. Биологическая роль водородной связи.
29. Скорость реакции.
30. Кинетические кривые.
31. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
32. Основной закон химической кинетики. Его математическое выражение.
33. Порядок и молекулярность реакции.
34. Энергия активации реакций и роль катализатора. Ферменты.

35. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
36. Принцип Ле Шателье. Влияние концентрации на смещение равновесия.
37. Принцип Ле Шателье. Влияние температуры на смещение равновесия.
38. Принцип Ле Шателье. Влияние давления на смещение равновесия.
39. Дисперсные системы. Гомогенные и гетерогенные системы. Примеры.
40. Растворы. Обозначение концентрации растворов. Примеры.
41. Разбавленные, концентрированные, насыщенные и ненасыщенные растворы.
42. Растворимость веществ. Факторы, влияющие на растворимость жидких и твердых веществ.
43. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.
44. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Диффузия и осмос.
45. Сравнительная характеристика растворов электролитов и неэлектролитов. Привести примеры.
46. Закон Рауля. Понижение давления пара.
47. Следствия закона Рауля. Криоскопия и эбуллоскопия.
48. Основные положения электрической диссоциации. Объяснить на примерах диссоциации кислоты, основания.
49. Понятия о константе диссоциации ($K_Д$). Написать $K_Д$ для уксусной и угольной кислот.
50. Диссоциация амфотерных гидроксидов.
51. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
52. Тип ионообменных реакций в растворах электролитов, в которых протекает смещение ионного равновесия с образованием слабого электролита.
53. Тип ионообменных реакций, в которых образуются летучие вещества.
54. Тип ионообменных реакций, в которых образуются труднорастворимые соединения.
55. Диссоциации воды и ионные произведение воды.
56. Водородный (pH) и гидроксильный (pOH) показатели.
57. Гидролиз солей, понятие. Степень гидролиза.
58. Типы солей, подвергающиеся гидролизу.
59. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей, подвергающихся гидролизу, из приведенных: $CuCl_2$, $CrCl_3$, Na_2CO_3, Na_2S, K_2SO_4, $NaNO_3$. Указать pH среды.
60. Факторы, влияющие на степень гидролиза.
61. Буферные растворы и механизм их действия.
62. Кислотно-щелочное равновесие и главные буферные системы в организме.
63. Характеристика буферных растворов.
64. Комплексные соединения. Теория строения, химическая связь в комплексных соединениях.
65. Комплексные соединения. Номенклатура. Объяснить на примерах:
$[Ag(NH_3)_2]Cl$; $K_2[HgI_4]$; $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$.
66. Типы комплексных соединений.

67. Химическая связь в комплексных соединениях.
68. Изомерия комплексных соединений.
69. Диссоциация комплексных соединений в водных растворах. Константа нестойкости.
70. Значение комплексных соединений и их биологическая роль. Хлорофилл и гемоглобин.
71. Сущность окислительно-восстановительного процесса.
72. Понятия окислительно-восстановительного процесса.
73. Эквиваленты окислителя и восстановителя.
74. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций рассмотреть на примерах:
    1) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
    2) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$
    3) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow Na_2SO_4 + K_2MnO_4 + H_2O$

    Составить уравнения электронного баланса. Расставить коэффициенты.
75. Влияние концентрации серной кислоты на характер окислительно-восстановительных реакций. Закончить уравнение:

    $Zn + H_2SO_4$ разб.$\rightarrow$
76. Влияние концентрации на характер окислительно-восстановительных реакций:

    $Zn + H_2SO_4$ конц.$\rightarrow$
77. Классификация окислительно-восстановительных реакций, примеры:
    1) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + I_2 + H_2O$
    2) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
    3) $KClO_3 \rightarrow KCl + KClO_4$

    Составить уравнения электронного баланса. Расставить коэффициенты.
78. Водород. Особенности положения в периодической системе и строение атома. Изотопы водорода.
79. Получение, свойства и применение водорода.
80. Физико-химические свойства воды, строение молекулы.
81. Способы очистки и обеззараживания питьевой воды.
82. Понятие о жесткости воды.
83. Термический способ умягчения воды.
84. Химический способ умягчения воды.
85. Ионообменный способ умягчения воды.
86. Пероксид вовдорода. Строение молекулы.
87. Методы получения пероксида водорода.
88. Физические и химические свойства пероксида водорода. Применение.
89. Щелочные металлы. Электронное строение. Химические свойства, получение.
90. Оксиды, гидроксиды, соли натрия и калия. Их свойства, получение и применение.
91. Элементы 2А подгруппы. Физические и химические свойства. Получение.
92. Оксиды и гидроксиды, соли кальция и магния, их свойства, получение и применение. Биологическое значение магния и кальция.

93. Алюминий, строение атома, их свойства и применение.
94. Оксид и гидроксид алюминия, их получение и свойства.
95. Углерод. Аллотропные формы.
96. Производные углерода: оксиды, карбонаты, их получение и свойства.
97. Кремний, строение атома. Физические и химические свойства. Применение кремния и его соединений.
98. Аммиак, его получение и свойства.
99. Соли аммония и их применение.
100. Азотная кислота, ее получение и свойства.
101. Соли азотной кислоты, их получение и применение.
102. Фосфор. Аллотропные формы. Оксиды и их свойства.
103. Фосфаты, применение их в качестве удобрений.
104. Кислород, строение атома. Получение и свойства. Биологическое значение.
105. Сера. Физические, химические свойства и применение серы и ее соединений.
106. Серная кислота, ее получение.
107. Химические свойства серной кислоты.
108. Хлор, электронное строение. Получение, свойства и применение.
109. Кислородные соединения хлора. Гипохлориты, хлораты, перхлораты, их свойства и применение.
110. Йод. Его получение и свойства. Применение йода.
111. Свойства элементов 6В подгруппы. Хром. Свойства и получение.
112. Оксиды и гидроксиды хрома, их свойства.
113. Хромовые кислоты. Хроматы и дихроматы, окислительные свойства хромат-ионов.
114. Значение марганца как микроэлемента. Перманганат калия, его применение.
115. Железо, строение атома. Получение железа и его свойства.
116. Кобальт. Свойства. Оксиды и гидроксиды кобальта. Значение кобальта.
117. Свойства элементов 1В подгруппы. Медь. Свойства.
118. Оксиды, гидроксиды, соли меди. Применение сульфата меди. Значение меди как микроэлемента.
119. Цинк, строение атома и свойства. Оксид, гидроксид цинка. Объяснить их амфотерность.
120. Тяжелые металлы и их токсичные действия.