**Вопросы для промежуточной аттестации ОП 08. «Аналитическая химия»**

1. Броматометрия, нитритометрия, принцип, методы, аспекты применения в фармацевтической химии.
2. Буферная емкость, факторы ее определяющие. Роль буферных систем в аналитической химии и поддержании кислотно-основного равновесия.
3. Буферные растворы. Типы буферных растворов. Механизм действия буферных растворов.
4. Взаимосвязь концентрации «Н» и «ОН», их численные значения в кислых, нейтральных, щелочных растворах.
5. Влияние гидролиза солей на рН титруемого раствора: приведите пример реакции гидролиза соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой.
6. Влияние гидролиза соли на рН титруемого раствора, приведите примеры реакции гидролиза соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой.
7. Влияние гидролиза соли на рН титруемого раствора, приведите пример уравнения реакции гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой.
8. Влияние гидролиза соли на рН титруемого раствора, приведите пример реакции гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.
9. Влияние гидролиза соли на рН титруемого раствора. Приведите пример реакции гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз. Типы гидролиза солей. Примеры.
10. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз. Типы гидролиза солей. Примеры.
11. Диссоциация кислот, оснований, солей. Примеры.
12. Индикаторы. Теория индикаторов Оствальда. Принцип выбора индикатора.
13. Ионное произведение воды. Роль ионов водорода в живых организмах. Значение данных «Н» и «ОН» в аналитической химии.
14. Йодометрическое определение концентрации глюкозы, принцип метода и практическое значение.
15. Какова комплексообразующая способность d-элементов и почему. Напишите диссоциацию комплекса, его константу нестойкости: [Cu(H2O)4]SO4
16. Какова комплексообразующая способность в-элементов и почему. Напишите диссоциацию комплекса [Cu(H2O)4] SO4 и его константу нестойкости.
17. Качественный анализ. Катионы III аналитической группы: Fe2+, Fe3+ их характеристика, частные реагенты, биологическая роль катионов.
18. Качественный анализ. Катионы I аналитической группы (K+, Na+, NH+4) групповые и частные реагенты, их биологическая роль.
19. Качественный анализ. Катионы I аналитической группы (K+, Na+, NH4+) групповые и частные реагенты, их биологическая роль.
20. Качественный анализ. Катионы II аналитической группы частные реагенты, их биологическая роль, применение соединений в качестве медицинских препаратов.
21. Качественный анализ. Катионы IV аналитической группы. Частные реагенты, их применение в медицинской практике.
22. Качественный анализ. Катионы V группы, дробный анализ, биологическая роль, применение в медицинской практике.
23. Кислотно-основное титрование. Случаи титрования: сильная кислота и слабое основание (пример, кривая титрования, рН среды в Т.Э., индикатор).
24. Кислотно-основное титрование. Случаи титрования: слабая кислота и сильное основание (пример, кривая титрования, скачок титрования, рН среды в Т.Э. индикатор).
25. Кислотно-основное титрование. Случаи титрования: слабая кислота и сильное основание (пример, кривая титрования, скачок титрования, рН среды в Т.Э., индикатор).
26. Кислотно-основное титрование: сильная кислота и сильное основание (пример, кривая титрования, скачок титрования, рН среды в Т.Э., индикатор).
27. Кислотно-основное титрование: сильная кислота и сильное основание (пример, кривая титрования, скачок титрования, рН среды в Т.Э., индикатор).
28. Классификация анионов: I, II, III аналитические группы, их характеристика, систематический ход анализа.
29. Классификация анионов: I, II, III аналитические группы. Систематический ход анализа.
30. Классификация ионов: I, II, III аналитические группы, систематический ход анализа.
31. Классификация методов объемного анализа.
32. Количественный анализ, его методы, сущность методов количественного анализа. Краткие сведения.
33. Комплексные соединения, их классификация.
34. Концентрация «Н» в растворе 10-3 моль/л рассчитайте «Н» и «ОН», рН и рОН. Укажите характер среды.
35. Краткие сведения о физических и физико-химических методах анализа: (Электрометрические, оптические)
36. Метод нейтрализации (кислотно-основное титрование). Кривые титрования (график). Скачок титрования, индикаторы.
37. Методы осаждения – аргентометрия (метод Мора и метод Фаянса). Принцип, методы и применение.
38. Механизм окраски индикатора при применении рН раствора. Интервал перехода окраски индикаторов (при титровании).
39. Написать уравнения диссоциации комплексных соединений. Напишите 1 и 2 ступень диссоциации комплекса Na3[CO(NO2)6]
40. Напишите уравнения реакции и расставьте коэффициенты: определите восстановитель, окислитель, пример окисления, восстановления. KMnO4 + Na2SO3 + H2O → MnO2 + Na2SO4 + KOH
41. Окислительно-восстановительный потенциал. Составление окислительно-восстановительной реакции. Окислительно-восстановительный эквивалент, его расчет.
42. Оксидиметрия, теоретические основы, условия проведения анализа.
43. Определение количества сульфата железа (II) в растворе соли Мора.
44. Определение концентрации KMnO4 по стандартному раствору Н2С2О4. KMnO4 + H2C2O4 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + CO2 + H2O
45. Определите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления.
46. Перманганатометрия, реагенты, определение Т.Э. Условия проведения анализа.
47. Понятие комплексообразователь, Z, координационное число, ионы внешней сферы. Составьте комплексное соединение, где комплексообразователь Mn+2, координационное число = 6, Z – NH3/ Ионы внешней среды подберите сами.
48. Понятие: комплексообразователь, лиганды, координационное число, ионы внешней сферы. Составьте комплексное соединение, в котором комплексообразователь – Mn+2, лиганды – NH3, координационное число = 4. Ионы внешней среды подберите сами.
49. Приведите примеры комплексного соединения: (Катионного, Анионного, нейтрального)
50. Приготовить 0,5 л 0,5М раствора MgSO4 из 2М.
51. Приготовить 0,5 л 0,5М раствора MgSO4 из 2М.
52. Приготовить 1 л 0,5М раствора MgSO4 исходя из 2М.
53. Приготовить 1,5 кг физ. раствора NaCl 0,9%.
54. Приготовить 2 кг раствора С2Н5ОН с W=5%, если ρ = 0,8 г/мл.
55. Приготовить 25 мл 0,03М раствора KMnO4 разбавлением 0,1М раствора KMnO4.
56. Приготовить 25 мл 0,1 медного купороса из кристаллогидрата CuSO4 5H2O.
57. Приготовить 30 г 0,9% раствора CuSO4 из кристаллогидрата CuSO4 5H2O.
58. Приготовить 40 г 1,4% раствора K2Cr2O7 разбавлением 2,85% раствора ( ρ =1,03 г мл).
59. Приготовить 400 г 1% раствора S в персиковом масле.
60. Приготовить 50 г 0,85% раствора NaCl.
61. Приготовить 500 г 1% раствора новокаина из раствора с W = 5% и ρ = 1,05 г/мл.
62. Приготовить 500 г 4% раствора глюкозы, исходя из 10%.
63. Приготовление раствора J2, установка Т раствора тиосульфатом Na. Реакция, лежащая в основе метода йодометрии.
64. Приготовление раствора KMnO4, определение его концентрации. Написать уравнение реакции.
65. Приготовьте 25 мл 0,1N медного купороса из кристаллогидрата CuSO4 5H2O.
66. Приготовьте 40г 1,4% раствора K2Cr2O7 разбавлением 2,85% раствора ( ρ = 1,03 г/мл)
67. Приготовьте 50 мл 0,02N раствора K2Cr2O7 разбавлением 0,1N раствора K2Cr2O7.
68. Расставьте коэффициент в уравнении реакции, определите окислитель, восстановитель. Пример окисления, восстановления. KMnO4 + KBr + H2SO4 → MnSO4 + Br2 + K2SO4 + H2O
69. Расставьте коэффициенты в следующем уравнении реакции, укажите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления. KMnO4 + H2S → MnO2 + K2SO4 + KOH + H2O
70. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, найдите восстановитель, окислитель, процесс окисления, восстановления. KNO2 + KJ + H2SO4 → K2SO4 + J2 + NO↑ + H2O
71. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, определите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления. Na2S2O3 + H2SO4 → Na2SO4 + S↓+ SO2↑ + H2O
72. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, определите окислитель, восстановитель, пр. окисления, восстановления. KMnO4 + KNO2 + H2SO4 → MnSO4 + KNO3 + K2SO4 + H2O
73. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, определите окислитель, восстановитель, процесс восстановления, окисления. KMnO4 + H2O2 + H2SO4 → MnSO4 + O2 + K2SO4 + H2O
74. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, определите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления. Na2S2O3 + H2SO4 → Na2SO4 + S↓ + SO2↑ + H2O
75. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, определите окислитель, восстановитель, пример окисления, восстановления. KMnO4 + KNO2 + H2SO4 → MnSO4 + KNO3 + K2SO4 + H2O
76. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, укажите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления. KMnO4 + H2C2O4 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + CO2 + H2O
77. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, укажите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления. KMnO4 + HCl → MnCl2 + Cl2↑ + KCl + H2O
78. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, укажите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления. KMnO4 + H2C2O4 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + CO2↑ + H2O
79. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции: KMnO4 + H2S + H2SO4 → MnSO4 + S↓ + K2SO4 + H2O
80. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции: определите окислитель, восстановитель, процесс окисления, восстановления. KMnO4 + H2S+ H2SO4 → MnSO4 + S↓ + K2SO4 + H2O
81. Расставьте коэффициенты, найдите окислитель, восстановитель. Определите процесс окисления, восстановления. KMnO4 + H2C2O4 + H2SO4 → MnSO4 + CO2↑ + K2SO4 + H2O
82. Растворы. Теория растворения. Способы выражения состава раствора.
83. Расчет рН буферных растворов. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха.
84. Способы титрования в йодометрии: (Прямое, Обратное, Метод замещения)
85. Теоретические основы йодометрии. Аспекты применения. Стандартные растворы, условия проведения йодометрических определений, индикаторы в йодометрии.
86. Теоретические основы метода оксидиметрии. Типы окислительно-восстановительных реакций, примеры.
87. Теория электролитической диссоциации, степень диссоциации, ее математическое выражение, сущность; константа диссоциации, ее математическое выражение, сущность. Их взаимосвязь.
88. Факторы, влияющие на окислительно-восстановительную способность. Зависимость окислительно-восстановительных свойств от: (Радиуса атома, Степени окисления, Характера среды) Примеры.
89. Химический эквивалент. Эквивалентная масса и методы ее расчета. Закон эквивалентов, следствия из него. Использование их для расчетов в аналитической химии.
90. Электролиты, их классификация.