

Экзаменационные вопросы для: *Фармация среднее, семестр 01 Общая и неорганическая химия*

Фарм. сред.(60) семестр 01 Общая и неорганическая химия

Фарм. сред.(60) семестр 01 Общая и неорганическая химия

1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элемента.
2. В чём заключается дезинфицирующее действие хлорной извести?
3. Оксиды. Классификация, номенклатура, способы получения, химические свойства, амфотерность оксидов.
4. Гидролиз солей железа. Химические свойства $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
5. Способы выражения концентрации растворов.
6. Составьте уравнение получения гексацианоферат II калия. Определите комплексобразователь, лиганды, координационное число, заряд комплексобразователя, комплексного иона, составьте уравнение диссоциации.
7. Гидратная теория растворов Д.И.Менделеева.
8. Какой газ и почему выделяется при сливании водных растворов хлорида алюминия и карбоната натрия, хлорида железа (III) и карбоната натрия? Выпадает ли при этом осадок?
9. Виды химической связи. Полярная и неполярная ковалентная связь
10. Возможно ли получение водного раствора соли $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ реакцией обмена между хлоридом алюминия и карбонатом натрия? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций в молекулярной и ионной форме
11. Ионная связь. Свойства ионной связи.
12. Как практически перевести в раствор AgI ?

13. Ионизация воды, автопротолиз. Ионное произведение воды. Как определить Fe (II), Fe (III)? Химические свойства железа.
14. Электронное строение атомов элементов. Правило Гунда. Принцип наименьшей энергии.
15. Как перевести в раствор AgBr? Химические свойства Cr(OH)₃.
16. Обратимые и необратимые реакции. Состояние химического равновесия. Закон химического равновесия (действующих масс). Константа равновесия и её расчёт.
17. Как относится KMnO₄ к прокаливанию? Что происходит с водным раствором KMnO₄ при длительном стоянии?
18. Сильные и слабые электролиты. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа ионизации.
19. Возможно ли получение HCl, HBr и HI реакциями обмена между соответствующей солью и H₂SO₄ ?
20. Понятие о дисперсных системах. Коллоидные и истинные растворы. Как можно получить буру, борную кислоту?
21. Истинные растворы. Понятие о растворимости вещества и растворителя. Виды растворов.
22. Как отличить: BaSO₃ от BaSO₄?
23. Периодическая система Д.И.Менделеева. Малые и большие периоды, группы и подгруппы ПС.
24. Приведите реакции, подтверждающие амфотерность гидроксида цинка.
25. Комплексные соединения. Классификация, строение, номенклатура.
26. Окислительно-восстановительные свойства диоксида марганца.

27. Сильные и слабые электролиты. Понятие о степени и константе диссоциации.

28. Получите комплексные соли меди (I) и (II).

29. Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Изменение энергии электрона в атоме (энергетические уровни, подуровни, энергетическое состояние). s-, p-, d-, f-Орбитали. Принцип Паули.

30. Действием каких факторов можно сместить равновесие в системе раствора аммиака?

31. Амфотерные электролиты (амфолиты). Способы получения и химические свойства амфотерных гидроксидов.

32. Составьте уравнение, подтверждающее амфотерные свойства соединений хрома.

33. Обменные реакции между электролитами. Молекулярные, полные и краткие ионные уравнения. Признаки течения реакций до конца.

34. Как перевести в раствор $\text{Cr}(\text{OH})_3$

35. Окислительно-восстановительные реакции. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

36. Как получить: $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Co}(\text{OH})_3$; $\text{Ni}(\text{OH})_3$ из $\text{Э}(\text{OH})_2$?

37. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительные вещества с двойственной природой.

38. Какими реакциями можно получить из CuSO_4 оксид меди (I), оксид меди (II).

39. Типы химических реакций. Их классификация. Обратимые и необратимые реакции.

40. Как перевести хромат в дихромат и обратно?

41. Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, концентрации.
42. Можно ли получить карбонат хрома при сливании растворов нитрата хрома и карбоната натрия?
43. Комплексные соединения. Образование и диссоциация комплексных соединений.
44. Какими реакциями можно подтвердить окислительно-восстановительную двойственность пероксида водорода?
45. Комплексные соединения (КС). Строение комплексных соединений. Типы и номенклатура КС. В чём можно растворить кристаллический йод? Как удалить пятна йода с белой ткани?
46. Виды химических связей: ковалентная полярная, ионная.
47. Как влияет изменение pH (реакции среды) на окислительные свойства перманганата калия?
48. Образование ковалентных связей (обменный спино́вый и донорноакцепторный механизм). Валентность. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность.
49. Как перевести в раствор: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$?
50. Смещение химического равновесия при изменении условий протекания химической реакции. Принцип Ле-Шателье
51. Какими реакциями можно подтвердить окислительно-восстановительную двойственность перекиси водорода?
52. Периодический характер изменения свойств атомов элементов и соединений элементов.
53. С помощью каких реакций можно обнаружить катион Hg^{2+} ? Взаимодействие HNO_3 с металлами.
54. Основные положения теории электролитической диссоциации

Аррениуса. Механизм диссоциации кислот, оснований, солей.

55. Какими реакциями можно подтвердить окислительные свойства дихромата калия.

56. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Степень и константа гидролиза (вывод формул).

57. Какие химические реакции показывают уменьшение восстановительных свойств в ряду: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$?

58. Общие закономерности процесса растворения. Понятие о растворимости веществ и растворителе. Факторы, влияющие на растворимость веществ.

59. Соединения серы (VI).

60. Основные способы выражения концентраций растворов.

61. Взаимодействие HNO_3 с неметаллами.

62. Вода как слабый электролит. Ионизация воды. Ионное произведение воды pH .

63. Растворяются ли в аммиаке: $\text{Si}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$? Напишите уравнения реакций.

64. Обратимые и необратимые химические реакции. Кинетическое условие установления состояния химического равновесия. Константа химического равновесия.

65. Как перевести хромат в дихромат?

66. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов.

67. Как перевести в раствор $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

68. Зависимость константы равновесия от температуры. Принцип Ле-Шателье.

69. Как из металлического железа получить соль железа (II), соль железа (III)?

70. Гидрооксиды, основания. Номенклатура. Химические свойства амфотерных гидрооксидов.

71. Как предотвратить раствор гидроксида железа (II) от окисления?

72. Основные законы химии: закон сохранения массы, закон эквивалентов, объединенный газовый закон Менделеева-Клапейрона.

73. Почему HNO_3 относится к сильным кислотам - окислителям? Химические свойства $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

74. Обратимые и необратимые реакции. Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.

75. Как перевести в раствор HgI_2 ?

76. Теория электролитической диссоциации (ионизации). Недостатки теории Аррениуса. Современная теория электролитической ионизации. Факторы, влияющие на ионизацию. Образование аквакатионов.

77. Составьте уравнения реакций, подтверждающих амфотерность гидроксида алюминия.

78. Общая характеристика щелочных и щелочноземельных металлов. Взаимодействие S-элементов металлов с водой, кислотами. Соли щелочных и щелочноземельных металлов: карбонаты, сульфаты (растворимость, гидролиз, применение).

79. Качественные реакции на хлорид, бромид, йодид-ионы.

80. Алюминий. Характеристика по положению в П.С. Соединение алюминия. Амфотерный характер свойств оксида и гидроксида алюминия. Биологическая роль, применение в народном хозяйстве соединений алюминия.

81. Какие соединения хрома имеют основной, амфотерный, кислотный

характер? Составьте уравнения соответствующих реакций.

82. Общая характеристика III группы главной подгруппы. Бор, химические свойства. Соединения бора. Борный ангидрид, борная кислота, бораты. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

83. Общая характеристика элементов V группы. Азот. Химические свойства.

84. Важнейшие соединения Na. Применение в медицине и народном хозяйстве.

85. Общая характеристика побочной подгруппы серы. Соединения серы (сероводород, сульфаты и т.д.) Применение серы в медицине и фармации. SO_2 -окислительно-восстановительная двойственность.

86. Как получить комплексы меди I и II ?

87. Азотная кислота. Строение молекулы. Взаимосвязь с металлами и неметаллами. Нитраты. КО и ОВ характеристика. "Царская водка".

88. Как из меди получить гидроксид меди II? Химические свойства $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

89. Строение молекулы перекиси водорода. Химические свойства (двойственный характер перекиси водорода). Применение перекиси водорода в медицине и фармации.

90. Как из гидроксид железа II получить гидроксид железа III? Химические свойства Fe_2O_3 .

91. Ртуть, взаимодействие с кислотами. Каломель, сулема их взаимодействие с аммиаком.

92. Составьте уравнение реакций подтверждающие амфотерные свойства соединений цинка.

93. Марганец. Химические свойства простого вещества. Оксиды марганца, гидроксиды, соли марганца. Свойства соединений марганца VI и VII. Применение соединений марганца.

94. Какая реакция является губительной для клещей при заболевании чесоткой? Составьте уравнение реакции.

95. Общая характеристика галогенов. Простые вещества их химические свойства, активность. Хлор. Получение. Взаимодействие с водой и щелочами. Кислоты хлора.

96. Определите типы гидролиза, pH, окраску индикатора в растворах следующих солей: Na_2SiO_3 , BaI_2 , $\text{Al}(\text{МЭЗ})_3$