

Теоретические вопросы по дисциплине «Основы общей химии» (1 курс) для специальности ИСиТ

1. Основные понятия химии. Относительная атомная и молекулярная масса. Моль, молярная масса. Законы естествознания и химические законы.
2. Законы идеальных газов. Закон Авогадро и следствия из него. Молярный объем газа. Относительная плотность газа. Объединенный газовый закон. Уравнение Менделеева-Клапейрона.
3. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов и его применение для расчетов.
4. Основные классы неорганических соединений. Определения, классификация, химические свойства и способы получения.
5. Оксиды и гидроксиды. Химические свойства и способы получения. Изменение кислотно-основных свойств в группах, периодах периодической системы.
6. Соли. Химические свойства и способы получения. Графическое изображение формул. Взаимосвязь между основными классами неорганических соединений.
7. Основные типы химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции, их классификация.
8. Степень окисления атомов. Процессы окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений.
9. Электронный и ионно-электронный способы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.
10. Серная кислота как окислитель, ее взаимодействие с металлами и неметаллами.
11. Азотная кислота как окислитель, ее взаимодействие с металлами и неметаллами.
12. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Продукты восстановления перманганат-, дихромат-, хромат-ионов в зависимости от реакции среды.
13. Влияние температуры, концентрации реагентов, их природы, среды на протекание окислительно-восстановительных процессов.
14. Теплота, работа. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловой эффект реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
15. Стандартные условия. Стандартные термохимические характеристики индивидуальных веществ: стандартная теплота образования соединений из простых веществ и теплота сгорания органических веществ.
16. Закон Гесса и следствия, из него вытекающие. Применение закона Гесса для вычисления изменения энтальпии в различных процессах. Фазовые и химические превращения, их тепловые эффекты.
17. Энтропия. Изменение энтропии системы, ее связь с изменением объема.
18. Энергия Гиббса, ее связь с энтальпией и энтропией. Выводы относительно возможности-невозможности протекания процессов. Стандартное изменение энергии Гиббса. Использование справочных данных для термохимических расчетов.
19. Энтальпийный и энтропийный факторы протекания процесса. Термодинамический анализ возможности протекания процесса.

20. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия химического равновесия. Закон действующих масс. Константа химического равновесия.
21. Условия химического равновесия. Константа химического равновесия в гомогенных и гетерогенных системах. Связь константы химического равновесия с термодинамическими параметрами.
22. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие.
23. Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Константа скорости реакции.
24. Общая характеристика растворов. Классификация растворов. Факторы, влияющие на растворимость. Способы выражения состава растворов. Расчеты, связанные с приготовлением растворов заданной концентрации.
25. Водные растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации. Ионные реакции в растворах.
26. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации и закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов.
27. Электролитическая диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в нейтральных, щелочных и кислых растворах.
28. Водородный показатель. Понятие о кислотно-основных индикаторах. Способы определения pH растворов.
29. Растворимость малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Факторы, влияющие на растворимость малорастворимых электролитов. Условия образования осадка.
30. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза. Запись уравнений гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Совместный гидролиз.
31. Количественные критерии ионно-молекулярного равновесия при гидролизе. Степень и константа гидролиза, их взаимосвязь для различных случаев гидролиза.
32. Факторы, способствующие гидролизу и подавляющие его. Расчет pH растворов при гидролизе солей.
33. Химия комплексных соединений и общие сведения о них. Классификация комплексных соединений, их номенклатура.
34. Диссоциация комплексных соединений в водных растворах. Константа нестойкости, ее связь с термодинамическими характеристиками.
35. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод как электрод сравнения. Стандартный электродный потенциал. Выводы относительно ряда стандартных электродных потенциалов.
36. Зависимость величины электродного потенциала от концентрации участников электродной реакции и от температуры. Уравнение Нернста.
37. Гальванические элементы. Схема гальванического элемента. Электродвижущая сила и ее определение.
38. Анализ возможности протекания реакции с использованием таблиц стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Расчет изменения энергии Гиббса и константы равновесия окислительно-восстановительных реакций.

39. Основные виды коррозии металлов. Электродные процессы, протекающие при электрохимической коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.
40. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Законы Фарадея. Практическое использование электролиза.
41. Составные части атома – ядро и электроны; их заряд и масса. Изотопы. Электронные оболочки атомов. Теория строения атома водорода по Бору. Квантовомеханическая модель атома.
42. Характеристика состояния электронов системой квантовых чисел, их физический смысл. Атомные орбитали. Форма электронных облаков для s-, p-, d-, и f- состояний.
43. Электронные конфигурации атомов. Принцип Паули, правило Хунда. Максимальное число электронов в электронных оболочках и подоболочках. Последовательность энергетических уровней в многоэлектронных атомах. Правило Клечковского.
44. Периодический закон Д.И.Менделеева. Связь периодической системы элементов со строением атома. Радиусы атомов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Изменение кислотно-основных свойств соединений по группам и периодам периодической системы.
45. Типы химической связи. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных связей (ВС). Механизмы образования ковалентной связи. Валентность элементов с позиции метода ВС. Свойства ковалентной связи.
46. Типы гибридизации атомных орбиталей и структура молекул. Примеры sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d -, sp^3d^2 -, sp^3d^3 -гибридизаций.
47. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная конфигурация молекул. Метод Гиллеспи. Заполнение гибридных орбиталей неподеленными парами электронов. Строение молекул H_2O , NH_3 , SO_3 , BF_3 , SO_2 , BeF_2 и т.д.
48. Ионная связь как предельный случай ковалентной связи. Металлическая связь. Водородная связь.
49. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО). Энергетические диаграммы. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Последовательность заполнения электронами МО в двухатомных молекулах, образованных элементами I и II периодов. Строение молекул и ионов (H_2^+ , N_2 , NO , CO , F_2 , BN , H_2 , CN^- , B_2 и др.).
50. Порядок связи в рамках метода МО. Объяснение закономерностей в изменении длин и энергии связи в двухатомных молекулах при помощи метода МО. Объяснение магнитных свойств и возможности существования двухатомных частиц при помощи метода МО.