

Питання для підготовки до іспиту
з курсу “Загальна хімія”

1. Закон збереження маси. Межі його застосування, значення для хімії.
2. Закон сталості складу та його пояснення з позицій атомно-молекулярного вчення. Відхилення від закону збереження маси. Поняття про дальтоніди і бертоліди.
3. Закон Авогадро та наслідки з нього. Молярний об'єм, відносна густина газу.
4. Молекулярна маса сполук та методи її визначення. Кількість речовини, молярна маса.
5. Закон еквівалентів. Еквівалент елементу. Еквівалентна маса елементу та складних сполук.
6. Властивості основних класів неорганічних сполук. Оксиди: основні, кислотні, амфотерні. Кислоти, основи, солі.
7. Свідчення про складну будову атома. Електрон, його властивості. Планетарна модель атома Резерфорда.
8. Атомні спектри. Модель атома по Бору. Пояснення атомних спектрів водню та воднеподібних атомів з позицій моделі Бора.
9. Корпускулярно-хвильовий дуалізм матерії. Рівняння Де-Бройля. Хвильові властивості електрона.
10. Квантові числа, що характеризують електрон в атомі. Їх значення, межі зміни.
11. Енергетичні рівні, підрівні електрона в атомі. Поняття про електронні орбіталі.
12. Порядок заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Принцип Паулі. Правило Гунда.
13. Електронні формули та схеми. Приклади електронних формул для елементів різних періодів періодичної системи.
14. Періодичний закон у формулюванні Менделєєва. Періодична система елементів: періоди, групи, головні та побічні підгрупи.
15. Закон Мозлі. Сучасне формулювання Періодичного закону.
16. Закономірності заповнення електронних оболонок в періодах. Валентні електрони.
17. Енергія іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність. Шкала електронегативностей елементів.
18. Утворення хімічного зв'язку та його основні види. Довжина і енергія зв'язку.
19. Ковалентний зв'язок. Механізм утворення, його характеристики.
20. Метод валентних зв'язків. Гібридизація атомних орбіталей. σ - та π - зв'язок.
21. Механізм утворення іонного зв'язку та його характеристика.
22. Будова іонних кристалів. Енергія кристалічної ґратки – методи розрахунку та визначення.
23. Полярний ковалентний зв'язок. Ефективні заряди атомів у молекулах. Ступінь окиснення, правила його обчислення.
24. Типи міжмолекулярної взаємодії. Полярні та неполярні молекули. Дипольний момент.
25. Водневий зв'язок, його вплив на фізичні властивості речовини.
26. Швидкість хімічної реакції в гомогенних та гетерогенних системах.
27. Механізм хімічної реакції. Поняття про елементарні стадії та молекулярність.
28. Залежність швидкості реакції від концентрацій. Закон діючих мас. Порядок реакції. Константа швидкості.
29. Залежність швидкості реакції від температури. Правило Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса.
30. Енергія активації хімічної реакції та її фізичний смисл. Поняття про каталіз.
31. Перший закон термодинаміки. Енергія, теплота, робота. Внутрішня енергія та ентальпія як функція стану системи.
32. Тепловий ефект хімічної реакції та його зв'язок з термодинамічними функціями. Тепловий ефект при постійному тиску та постійному об'ємі.
33. Розрахунок теплових ефектів методом термодинамічних циклів (закон Гесса).
34. Теплота утворення хімічної сполуки. Термодинамічні таблиці. Розрахунок теплового ефекту реакції за теплотами утворення.
35. Теплоємність. Залежність теплового ефекту хімічної реакції від температури.
36. Ентропія як функція стану системи та її фізичний смисл. Напрямок самочинного протікання процесу в ізольованій системі.
37. Напрямок самочинного протікання ізотермічного процесу в закритих системах при постійному тиску. Енергія Гіббса.

38. Стандартні термодинамічні величини для хімічних сполук. Розрахунки напрямку протікання хімічної реакції за допомогою термодинамічних таблиць.
39. Хімічна рівновага як випадок динамічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Вплив зовнішніх чинників на положення рівноваги.
40. Константа хімічної рівноваги та способи її вираження.
41. Термодинамічні фактори, що визначають рівновагу. Термодинамічна умова рівноваги.
42. Поняття про фазу, компонент, ступінь свободи. Фазові рівноваги. Правило фаз Гіббса.
43. Фазові рівноваги в однокомпонентних системах. Фазова діаграма (діаграма стану) простої речовини, її характеристика. Умови кипіння та кристалізації рідини.
44. Діаграма стану води. Потрійна точка.
45. Дисперсні системи. Істинні розчини. Склад розчину та способи його вираження.
46. Енергетика утворення розчину. Вільна енергія, ентропія та ентальпія розчинення. Енергія сольватації.
47. Вплив температури та тиску на розчинність газів і твердих речовин у рідинах.
48. Тиск насиченої пари розчинника та його залежність від температури. Закони Рауля.
49. Відхилення від закону Рауля та їх причини. Ізотонічний коефіцієнт.
50. Осмотичний тиск розчину. Закон Вант-Гоффа.
51. Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів.
52. Кріоскопія і ебуліоскопія як методи вивчення розчинів. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини.
53. Ідеальні та неідеальні розчини. Поняття про активність та коефіцієнт активності.
54. Теорія електролітичної дисоціації Арреніуса. Роль розчинника в процесі дисоціації. Поняття про сольватацію та гідратацію.
55. Розведені розчини електролітів. Ізотонічний коефіцієнт, його зв'язок зі ступінню дисоціації слабого електроліту або коефіцієнтом активності сильного електроліту.
56. Стан сильних електролітів у розчинах. Основні типи сильних електролітів у водних розчинах.
57. Розчинність електролітів. Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності, його використання.
58. Дисоціація слабких електролітів. Константа і ступінь дисоціації. Закон розведення Оствальда. Ступінчата дисоціація слабких електролітів.
59. Методи визначення константи і ступеня дисоціації слабких електролітів.
60. Основні типи слабких електролітів у водному розчині, їх характеристика.
61. Реакції обміну в розчинах електролітів та напрямок їх перебігу. Іонні рівняння реакцій у розчинах. Приклади.
62. Кислотність середовища. Водневий показник, його значення в нейтральному, кислотному та лужному середовищах, методи визначення.
63. Рівновага в розчинах слабких електролітів. Дисоціація води. Іонний добуток води, як він залежить від температури.
64. Гідроліз солей. Константа та ступінь гідролізу. Кислотність водних розчинів солей, що гідролізують.
65. Окиснення та відновлення. Окисники та відновники. Окисно-відновні реакції у водних розчинах: приклади рівнянь в молекулярному та іонному вигляді.
66. Поняття про окисно-відновну пару та її потенціал. Зв'язок окисно-відновних властивостей зі значеннями потенціалів.
67. Стандартні окисно-відновні потенціали. Зв'язок з енергією Гіббса окисно-відновної реакції.
68. Напрямок перебігу окисно-відновної реакції та його зв'язок з потенціалами окисно-відновних пар.
69. Визначення напрямку перебігу окисно-відновної реакції за допомогою таблиці стандартних потенціалів.
70. Залежність потенціалу окисно-відновної пари від концентрації іонів та кислотності середовища. Рівняння Нернста.
71. Перебіг окисно-відновної реакції в електрохімічній системі. Електроди. Електрорушійна сила.
72. Гальванічний елемент, електрохімічна схема, процеси на електродах, ЕРС.
73. Потенціал електрода. Рівняння Нернста.
74. Шкала електродних потенціалів. Електроди порівняння.
75. Водневий електрод порівняння та воднева шкала електродних потенціалів.
76. Електроліз. Процеси, що протікають на електродах.

77. Кількісні закони електролізу (закони Фарадея). Застосування електролізу в промисловості.
78. Послідовність розряду іонів на катоді і аноді при електролізі.