

**Приклади питань та задач із загальної хімії для підготовки до підсумкового контролю з модуля 1 для студентів I курсу спеціальностей «Фармація», ТПКЗ, КФ**

1. Еквівалент, еквівалентна маса простої речовини та елементу в сполучі. Еквівалентний об'єм. Закон еквівалентів.
2. Еквівалент та еквівалентна маса складних речовин (оксидів, кислот, основ, солей).
3. Еквівалент та еквівалентна маса простої та складної речовини в умовах хімічної реакції.
4. Еквівалент та еквівалентна маса окисника та відновника в умовах ОВР.
5. Швидкість хімічної реакції, константа швидкості та її фізичний зміст. Фактори, від яких залежить константа швидкості.
6. Енергія активації. Рівняння Арреніуса.
7. Правило Вант-Гоффа. При підвищенні температури на 30°C швидкість реакції зростає у 27 разів. Визначте температурний коефіцієнт.
8. Закон діяння мас. Користуючись цим законом, напишіть вираз для швидкості прямої реакції для випадків:  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightleftharpoons 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{C}_{(\text{графіт})} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$ .
9. Каталіз. Механізм каталізу. Класифікація каталізаторів.
10. Хімічна рівновага та її зміщення. Напишіть вирази константи рівноваги гомогенних реакцій:  $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})} - 180 \text{ кДж}$ ;  $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 566 \text{ кДж}$ . Укажіть напрям зміщення рівноваги при: а) зниженні температури, б) підвищенні тиску.
11. Напишіть вираз констант хімічної рівноваги реакцій:  $2\text{NH}_{3(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{(\text{г})}$ . Укажіть напрям зміщення рівноваги при: а) підвищенні температури, б) зниженні тиску.
12. Напишіть вираз константи хімічної рівноваги для гомогенної реакції:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 483,6 \text{ кДж}$ . Укажіть, в який бік зміститься рівновага реакції при: а) зменшенні концентрації кисню, б) підвищенні тиску, в) підвищенні температури.
13. Згідно принципу Ле-Шательє поясніть, в який бік зміститься рівновага реакцій:  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI} + 17 \text{ кДж}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{(\text{г})} - 40,13 \text{ кДж}$  а) при зниженні температури, б) при підвищенні тиску.
14. Квантова теорія будови атома. Основні поняття.
15. Квантові числа. Фізичний зміст головного квантового числа. Наведіть значення орбітального квантового числа для значень головного квантового числа 2 та 4. Напишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 25 та 33.
16. Напишіть електронно-графічні формули атомів Магнію, Оксигену, Хрому. Укажіть валентні електрони. Сформулюйте принцип Паулі, правило Хунда та правило симетрії.
17. Користуючись правилами Клечковського, визначте послідовність заповнення атомних орбіталей Калію, Скандію, Галію. Напишіть їх електронні формули. До яких електронних родин належать ці елементи?
18. Напишіть електронні формули атомів Калію та Купруму. Укажіть, чому вони знаходяться в різних підгрупах та відрізняються за хімічними властивостями.
19. Укажіть число вільних валентних d-орбіталей та число неспарених електронів в атомах Фосфору, Сульфуру та Хлору в збудженому стані. Укажіть, до яких електронних родин належать ці елементи.
20. Напишіть електронні формули атомів Магнію та Купруму, іонів  $\text{Mg}^{2+}$  та  $\text{Cu}^{2+}$ . Укажіть, до яких електронних родин належать ці елементи та в якого з них більш виражені металічні властивості.
21. Напишіть електронні формули атомів Аргентуму та Стронцію, іонів  $\text{Ag}^+$  та  $\text{Sr}^{2+}$ . Укажіть, до яких електронних родин належать ці елементи та в якого з них більш виражені металічні властивості.
22. Енергія іонізації та енергія спорідненості до електрона. Зміна їх у періодах та групах Періодичної системи.
23. Сучасне формулювання Періодичного закону. Структура Періодичної системи (група, підгрупа, період). Валентні електрони. Роль валентних електронів при утворенні хімічного зв'язку(приклади).

24. Хімічний зв'язок та його основні типи.
25. Ковалентний зв'язок, механізми його утворення, параметри та властивості (насичуваність, спрямованість, полярність, поляризованість). Приклади.
26. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку на прикладах іонів  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{BF}_4^-$ . Який тип гібридизації центральних атомів у даних молекулах?
27. Основні положення методу валентних зв'язків (ВЗ) та теорії гібридизації атомних орбіталей (АО).
28. Напишіть електронну формулу атома Нітрогену. Укажіть валентні електрони та кратність зв'язку у молекулі азоту з позиції методу ВЗ.  $\sigma$ - та  $\pi$ - зв'язки, їх міцність.
29. На підставі різниці відносних електронегативностей елементів визначте тип хімічного зв'язку в молекулі  $\text{BeCl}_2$ . Наведіть схему перекривання електронних хмар та визначте тип гібридизації АО Берилію у цій молекулі.
30. Укажіть тип хімічного зв'язку у молекулі  $\text{BCl}_3$ . Наведіть схему перекривання електронних хмар та визначте тип гібридизації АО Бору у цій молекулі.
31. Укажіть тип хімічного зв'язку в молекулах  $\text{CH}_4$  та  $\text{CCl}_4$ . Наведіть схему перекривання електронних хмар та визначте тип гібридизації АО Карбону у цих молекулах.
32. Згідно методу ВЗ поясніть тип хімічного зв'язку та тип гібридизації АО Оксигену у молекулі води. Водневий зв'язок.
33. Укажіть тип гібридизації АО Нітрогену в молекулі амоніаку. Яка геометрична конфігурація цієї молекули? Чому дорівнює валентність та ступінь окиснення Нітрогену в молекулі амоніаку?
34. У сполуках НОГ обчисліть різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н–О та О–Г (де Г – Сl, Br, I) та визначте: а) який зв'язок у кожній молекулі характеризується більшим ступенем іонності; б) який характер дисоціації цих молекул у водному розчині?
35. Іонний зв'язок. Механізм його утворення. Властивості іонного зв'язку та його відмінність від ковалентного. Приклади іонних сполук. Схеми перетворення атомів у відповідні іони (на прикладі Магнію, Алюмінію, Сульфуру та Хлору).
36. Напишіть електронні формули атомів Натрію, Магнію, Алюмінію, Силіцію та Хлору. Укажіть тип хімічного зв'язку в молекулах  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{SiCl}_4$ . Відповідь підтвердіть розрахунком різниці відносних електронегативностей.
37. Розчини. Основні поняття та класифікація.
38. Теорії утворення розчинів. Поняття про сольвати та гідрати.
39. Способи вираження концентрації розчинів.
40. Фізичні та хімічні явища, які впливають на величину теплового ефекту розчинення.
41. Молярна концентрація. Одиниці її виміру. Титр розчину.
42. Молярна концентрація еквівалента. Одиниці її виміру.
43. Масова частка компонента розчину. При  $25^\circ\text{C}$  розчинність  $\text{NaCl}$  дорівнює 36,0 г у 100 г води. Обчисліть масову частку солі у насиченому розчині.
44. Обчисліть масу води, яку необхідно додати до 3 кг розчину з масовою часткою гідроген пероксиду 30%, щоб одержати розчин з масовою часткою 3%.
45. Обчисліть молярну концентрацію розчину хлоридної кислоти з масовою часткою  $\text{HCl}$  25%, якщо його густина 1,2 г/мл.
46. Теорія електролітичної дисоціації. Механізм електролітичної дисоціації молекул з іонним та ковалентним зв'язком.
47. Ступінь дисоціації слабких електролітів та фактори, що впливають нього. Закон розведення Оствальда.
48. Сильні, слабкі та електроліти середньої сили. Приклади.
49. Добуток розчинності. Умови утворення та розчинення осадів. Приклади.
50. Розчинність малорозчинних електролітів.
51. Гідроліз. Механізм гідролізу катіонів та аніонів. Ступінь та константа гідролізу.
52. Напишіть молекулярне та іонне рівняння гідролізу  $\text{Na}_2\text{S}$  та вираз константи гідролізу.
53. Напишіть молекулярне та іонне рівняння сумісного гідролізу  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$ .

54. Особливі випадки гідролізу. Молекулярні та іонні рівняння гідролізу  $\text{Sb}^{3+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ .
55. Гідроліз кислих солей. Яке середовище у розчинах  $\text{NaHSO}_3$  та  $\text{NaHCO}_3$ ?
56. Обчисліть  $K_r \text{KNO}_2$  ( $K_d \text{HNO}_2 = 5 \cdot 10^{-4}$ ).
57. Обчисліть  $K_r \text{NH}_4\text{Cl}$  ( $K_d \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ ).
58. Обчисліть  $K_r \text{NaH}_2\text{PO}_4$  ( $K_{d1} \text{H}_3\text{PO}_4 = 7,6 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_{d2} \text{H}_3\text{PO}_4 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ,  $K_{d3} \text{H}_3\text{PO}_4 = 4,2 \cdot 10^{-13}$ ).
59. Гідроліз бінарних сполук.
60. Окисно-відновні реакції (ОВР). Окисники, відновники. Найважливіші окисники та відновники, які застосовують у фармацевтичній практиці.
61. Основні типи ОВР. Приклади.
62. На прикладі  $\text{KMnO}_4$  укажіть роль рН в ОВР. Чому для створення кислого середовища використовують розведену сульфатну, а не нітратну або хлоридну кислоти?
63. – 69. Укажіть тип окисно-відновних реакцій. Напишіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти електронно-іонним методом, обчисліть еквівалентні маси окисника та відновника:  $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$ .
64.  $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ .
65.  $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ .
66.  $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ .
67.  $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ .
68.  $\text{As} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow$ .
69.  $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{р})} \rightarrow$ .