

**Перелік основних питань до екзамену
з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія»
для студентів 3 курсу очної форми навчання технологічних спеціальностей
(бакалавр на основі ОПП молодшого спеціаліста)**

Перше питання білету – теорія

1. Основні закони хімії - закон збереження маси, закон сталості речовин, закон еквівалентів, газові закони. Хімічні одиниці маси речовини - моль, еквівалент, їх взаємозв'язок.
2. Хімічний зв'язок, типи. Характеристика хімічного зв'язку - енергія, довжина, валентний кут, кратність. Механізм утворення різних типів зв'язку на прикладі Cl_2 , HCl , NaCl .
3. Ковалентний хімічний зв'язок. Типи ковалентного зв'язку: σ , π та δ , їх особливості. Приклади.
4. Багатоелектронний атом. Принцип Паулі, правило Гунда, правила Клечковського. Заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів на прикладі елемента, ядро атома якого містить 25 протонів.
5. Гібридизація електронних орбіталей. Види гібридизації на прикладі BeF_2 , BF_3 , CF_4 . Напрявленість, насиченість та поляризуємість ковалентного зв'язку.
6. Періодичний закон у сучасному формулюванні. Фізичний зміст порядкового номеру. Структура періодичної системи. Періоди, групи, підгрупи, зміна властивостей елементів (радіус атома, радіус іонів, металічні та неметалічні властивості) в періодичній системі.
7. Періодичний закон. Зміна властивостей елементів (маса атома, заряд ядра, радіуси іонів, атомів, кислотно-основні властивості гідроксидів на прикладі елементів III періоду).
8. Основні класи неорганічних сполук. Оксиди. Типи оксидів та продукти їх взаємодії з іншими оксидами, кислотами та лугами. Написати теоретично можливі реакції між Na_2O , SnO , Mn_2O_7 та назвати одержані сполуки.
9. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє та його значення в хімії. Вплив температури, тиску та концентрації реагентів на рівновагу на прикладі реакції добування сульфур(VI) оксиду.
10. Розчини, як багатокомпонентні системи. Процеси, що супроводжують утворення розчинів. Електролітична дисоціація.
11. Сила електролітів. Ступінь електролітичної дисоціації. Константа дисоціації. Закон розведення Оствальда. Розрахунок концентрації іонів для сильних електролітів.
12. Електролітична дисоціація молекул води, іонний добуток води. Водневий показник. Індикатори.
13. Електролітична дисоціація. Дисоціація амфотерних гідроксидів, вплив зміни pH на рівновагу цього процесу. Комплексоутворення як причина амфотерності.
14. Іонні рівняння реакцій. Умови зміщення іонної рівноваги на прикладі реакцій нейтралізації між сульфатною кислотою та гідроксидом амонію.
15. Гідроліз солей, визначення. Гідроліз солі по аніону. Гідроліз солі по катіону. Посилення гідролізу солей. Приклади.
16. Зміна кислотних властивостей безоксигенових та оксигеновмісних кислот в залежності від зарядів та радіусів іонів по групах та рядах періодичної системи.
17. Окисно-відновні реакції. Вплив характеру середовища на перебіг окисно-відновних реакцій, розрахунок окисно-відновних еквівалентів на прикладі реакції взаємодії калій перманганату з натрій сульфідом.
18. Поняття "комплексна сполука". Склад комплексних сполук за теорією Вернера. Дисоціація комплексних сполук. Константа нестійкості.
19. Дисоціація комплексних сполук у розчинах. Константи нестійкості комплексних сполук. Руйнування комплексних сполук. Приклади.
20. Ізомерія комплексних сполук: геометрична, сольватна, іонізаційна, координаційна. Приклади.
21. Гідроген, положення в періодичній системі, ізотопи. Характеристика молекули; термічна дисоціація; фізичні та хімічні властивості; добування у лабораторії та промисловості. Гідриди, їх класифікація, властивості.
22. Галогени. Загальна характеристика елементів. Знаходження в природі. Добування. Хімічний зв'язок в молекулах. Хімічні і фізичні властивості галогенів. Взаємодія галогенів з водою і розчином лугу.
23. Сполуки галогенів з воднем: добування у лабораторії і промисловості. Плавикова кислота. Фториди і воднефториди, хлориди, броміди, йодиди, їх відношення до води. Якісні реакції на галогенід-іони. Відновні властивості галогенід-іонів.

24. Сполуки галогенів з гідрогеном. Кислотні властивості водних розчинів галогенгідрогенів. Галогеніди металів та неметалів, відношення їх до води.
25. Сполуки галогенів(I). Кислоти, зміна кислотних властивостей в ряду $\text{HClO} \rightarrow \text{HBrO} \rightarrow \text{HIO}$. Гіпохлорити, їх одержання, хімічні властивості та застосування.
26. Сполуки галогенів(III). Хлоритна кислота, хлорити, окисно-відновні властивості, реакції диспропорціювання (приклади).
27. Сполуки галогенів(V). Оксиди, кислоти, зміна кислотних властивостей в ряду $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3$. Добування бертолетової солі (KClO_3) у лабораторії та промисловості та її окисно-відновні властивості.
28. Оксиген. Будова молекули кисню. Алотропія. Добування кисню в лабораторії і промисловості. Сполуки кисню - оксиди, пероксиди, озоніди. Кислотні, окисно-відновні властивості гідроген пероксиду.
29. Халькогени. загальна характеристика, алотропія. Окисно-відновні властивості халькогенів (відношення до кисню, водню, нітратної кислоти, лугу).
30. Гідроген халькогеніди. Будова молекули H_2S , добування, кислотні, відновні властивості, термічна стійкість.
31. Сполуки халькогенів(IV). Оксиди, халькогенітні кислоти, добування, кислотні властивості. Відношення сульфиту і гідрогенсульфіту до води. Окисно-відновні властивості сульфідів.
32. Сполуки халькогенів(VI), оксиди, кислоти. Добування. Зміна кислотних, окисно-відновних властивостей в ряду халькогенатних кислот.
33. Сульфатна кислота. Добування сульфатної кислоти. Характеристика окисних властивостей сульфатної кислоти (приклади реакцій з металами, неметалами, гідрогенгалогенідами). Сульфати, відношення до води. Якісна реакція на сульфат-іон.
34. Нітритна кислота – стійкість, одержання, відношення нітритів до води. Окисно-відновна поведінка нітратної кислоти та її солей.
35. Нітратна кислота – будова, одержання, кислотні властивості (приклади), окисні властивості (на прикладі реакцій розведеної та концентрованої кислоти з Zn). Якісна реакція на нітрат-іони.
36. Сполуки фосфору(III). Фосфітна кислота – графічна формула, основність фосфітної кислоти. Реакція нейтралізації фосфітної кислоти лугом. Окисно-відновні властивості фосфітної кислоти та її солей.
37. Карбонатна кислота (приклад реакції одержання) та її солі. Будова іону CO_3^{2-} . Карбонати та гідрогенкарбонати, відношення до води та нагрівання.
38. Хімічні властивості заліза та сполук Феруму. Відношення заліза до кисню, хлору, розчинів розведених та концентрованих кислот (хлоридної, сульфатної, нітратної). Добування феритів та фератів з ферум(III) гідроксиду.
39. Сполуки мангану(VII). Калій перманганат, відношення до води, окисні властивості в залежності від рН середовища (на прикладі взаємодії з натрій сульфідом).
40. Оксид та гідроксид Mn(II) . Відношення гідроксиду Mn(II) до кисню, кислот, лугів. Солі Mn(II) – відношення до води, якісні реакції на іони Mn^{2+} .
41. Хімічні властивості сполук хрому(III). Оксид хрому(III) та гідроксид хрому(III) - одержання, відношення до води, розчинів кислоти та лугу. Первинна та вторинна дисоціація гідроксокомплексу хрому(III).
42. Сполуки хрому(VI). Перехід хромат-дихромат. Утворення малорозчинних хроматів та дихроматів. Окисні властивості сполук хрому(VI) (приклади).

Друге питання білету – задача на перерахунок концентрацій, газові закони, рН, розчинність та добуток розчинності. **Приклади задач:**

- 1) Скільки літрів H_2S (27°C , 120 кПа) потрібно для відновлення в сірчаноокислому розчині 100 мл 5% розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$).
- 2) Визначте рН розчинів: а) $C_M(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль/л}$; б) $C_M(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1 \text{ моль/л}$
- 3) Визначте розчинність аргентум(I) сульфиду. В якому об'ємі насиченого розчину міститься 5,4 мг розчиненої солі?

Третє питання білету: реакція обміну, гідроліз, ОВР, утворення комплексних сполук, **наприклад:**

Запишіть рівняння реакцій, що проходять у розчині, в молекулярному та молекулярно-іонному вигляді :

