

1. Пояснити утворення іонного зв'язку і поляризацію іонів. Охарактеризувати зміну поляризуючого впливу катіонів в ряду LiCl, NaCl, KCl, а також поляризованість аніонів в ряду NaCl, NaBr, NaI. В якій послідовності змінюється частка іонного зв'язку і температура плавлення в цих рядах?
2. Пояснити основні положення координаційної теорії комплексних сполук Вернера. За методом валентних зв'язків показати утворення хімічних зв'язків в комплексах $\text{Na}_3[\text{CoF}_6]$ і $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$. Навести їх назву, склад, гібридизацію валентних орбіталей комплексоутворювача та магнітні властивості.
3. Навести основні положення теорії кристалічного поля комплексних сполук. Навести схеми розщеплення орбіталей в комплексних сполуках $\text{Na}_3[\text{CoF}_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Визначити магнітні властивості, наявність або відсутність кольору.
4. Пояснити основні положення методу молекулярних орбіталей. Навести схеми утворення молекулярних орбіталей в молекулі O_2 і в молекулярному іоні O_2^{2-} . Визначити їх магнітні властивості і кратність зв'язку.
5. Періодичний закон Д.І.Менделєєва. Закон Мозлі. Сучасне формування періодичного закону на підставі електронної будови атома. Пояснити кількість і положення елементів в періодах і групах.
6. На підставі електронної будови атома пояснити періодичний характер зміни властивостей елементів в періодах і групах (атомний радіус і енергія іонізації).
7. Сформулюйте закон дії мас та навести його математичний вираз для реакції: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ $\Delta H < 0$. Як зміниться швидкість реакції при збільшенні загального тиску в системі в 4 рази?
8. Пояснити принцип Ле-Шательє. Визначити напрямок зміщення рівноваги реакції гідролізу хлориду амонію за умов: 1) підвищення температури; 2) додавання іону H^+ ; 3) розбавлення розчину. Навести реакції в молекулярній повній і скороченій іонній формі.
9. Сформулювати правила Вант-Гоффа та навести його математичний вираз для реакції: $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$ $\Delta H < 0$. Визначити на скільки градусів необхідно підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилась в 243 рази, якщо температурний коефіцієнт 3.

10. Навести поняття каталізатора і перехідного стану та пояснити механізм дії каталізатора на прикладі енергетичних діаграм перебігу ендотермічних реакцій.
11. Сформулювати принцип Ле-Шательє. Визначити напрямок зміщення рівноваги реакції: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ $\Delta H < 0$ за умов: 1) підвищення температури; 2) підвищення тиску; 3) зменшення концентрації NO, 4) збільшення концентрації O₂.
12. Принцип Ле-Шательє. Визначити напрямок зміщення рівноваги реакції дисоціації оцтової кислоти: $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ за умов: 1) підвищення температури, 2) додавання кислоти HCl, 3) розбавлення розчину. Навести вираз для константи дисоціації і визначити, чи змінюється вона при зазначених змінах умов.
13. Пояснити фазову рівновагу на прикладі двофазної однокомпонентної системи вода – пара. Наведіть діаграму стану води та поясність фазові переходи при нагріванні льоду під тиском більшим і меншим ніж тиск насиченої пари у потрійній точці.
14. Внутрішня енергія системи і ентальпія.
 Розрахувати теплові ефекти реакції (ΔH) на основі стандартних ентальпій утворення речовин, які беруть участь в реакції
 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
 $\Delta H_{f,298}^0(\text{NH}_3) = -46,19 \text{ кДж / моль};$
 $\Delta H_{f,298}^0(\text{NO}) = 89,86 \text{ кДж / моль};$
 $\Delta H_{f,298}^0(\text{H}_2\text{O}) = -241,82 \text{ кДж / моль}.$
15. Енергія Гіббса. Умови мимовільного перебігу хімічних реакцій. Обчислити величини $\Delta H_{298}^0, \Delta S_{298}^0, \Delta G_{298}^0$ та визначити можливість самочинного перебігу реакції: $4\text{NH}_{3(г)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{N}_{2(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(г)}$.
16. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Сильні і слабкі електроліти. Ступінь і константа дисоціації та ізотонічний коефіцієнт слабких електролітів. Розрахувати ступінь дисоціації (α) і ізотонічний коефіцієнт (i) для 0,01 моль/дм³ розчину оцтової кислоти ($K = 1,74 \cdot 10^{-5}$).
17. Пояснити реакції обміну в розчинах електролітів в молекулярній і іонній формах. Добуток розчинності. Розрахувати розчинність AgBr, якщо його добуток розчинності становить $5 \cdot 10^{-13}$.

18. Загальна характеристика розчинів. Теплота розчинення. Розчинність речовин в рідинах. Пояснити залежність розчинності газів в рідинах від температури і тиску. Визначити молярну концентрацію розчину з масовою часткою 30% сульфатної кислоти ($\rho=1,27 \text{ г/см}^3$).
19. На основі діаграми стану води пояснити перший і другий закони Рауля, навести їх математичний вираз. Обчислити зміну температури кипіння і кристалізації водного 20% розчину цукру ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) з масою 500г.
20. Окисно-відновні реакції. Визначення і класифікація. Окисники і відновники. Процеси окиснення і відновлення.
Визначити коефіцієнти в окисно-відновних реакціях за електронним балансом:
$$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$
21. Навести електрохімічний ланцюг гальванічного елемента, який складається з залізного і мідного електродів. Навести електродні реакції, визначити негативний та позитивний полюси та катод і анод.
Розрахувати $E_{\text{ЕРС}}$ гальванічного елемента, якщо залізна пластина занурена в розчин FeSO_4 (0,1 моль/дм³), а мідна пластина в розчин CuSO_4 (0,01 моль/дм³).
22. Визначити послідовність реакцій на електродах під час електролізу розчину CuSO_4 з розчинним мідним анодом. Розрахувати масу міді, яка утворюється на катоді при пропусканні електричного струму силою 2,5 А протягом 1,5 години, якщо вихід за струмом становить 90%.
23. Пояснити поняття кислот і основ з точки зору теорії електролітичної дисоціації Арреніуса. Навести рівняння ступінчастої дисоціації ортофосфатної кислоти та вирази відповідних констант.
Розрахувати рН розчинів з молярною концентрацією барію гідроксиду 0,05 моль/дм³ і гідрогенхлориду $C=0,01$ моль/дм³.
24. Іонний добуток води. Водневий показник рН. Розрахувати рН розчину з молярною концентрацією хлоридної (соляної) кислоти $1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³ і етанової (оцтової) кислоти $1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³ ($K=1,74 \cdot 10^{-5}$).
25. Пояснити явище гідролізу солей. Які типи солей зазнають гідролізу, а які ні. Навести рівняння реакції гідролізу хлориду амонію в молекулярній і іонній формах та обчислити константу гідролізу ($K_{\text{Г}}$) і ступінь гідролізу (В). $K(\text{NH}_4\text{OH})=1,75 \cdot 10^{-5}$, $C(\text{NH}_4\text{OH})=10^{-3}$ моль/дм³.

26. Закон Авогадро та його наслідки. Визначити молярну масу невідомого газу, якщо однакові об'єми його і повітря мають маси відповідно 6,4 г і 5,8 г.
27. Основні положення атомно-молекулярного вчення. Розрахувати абсолютну густину газу, відносну густину за повітрям і масу однієї молекули, якщо відносна густина газу за воднем дорівнює 16.
28. Охарактеризувати основні положення методу валентних зв'язків та навести схеми перекривання атомних орбіталей при утворенні π - і σ -зв'язків на прикладі сполук HF, N₂, H₂O ($\angle 107,5^\circ$), H₂C=CH₂ ($\angle 120^\circ$).
29. Як визначаються масова частка, молярна і моляльна концентрації розчинів? Обчислити молярну і моляльну концентрації розчину хлориду натрію, якщо його масова частка становить 5 % (густина розчину $\rho = 1,05 \text{ г/мл}$.)
30. Охарактеризувати, чому іонний зв'язок не буває на 100 % іонним, чому він ненапрявлений і ненасичуваний. Що таке ступінь окиснення і як його використовують для визначенні стехіометричних коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях? Для прикладу розглянути окиснення купрум(II) та магнію розведеною нітратною кислотою та концентрованою сірчаною кислотою.
31. Як пояснити, що розчини киплять при більш високих температурах, а кристалізуються при більш низьких, ніж видні чисті розчинники? Для боротьби з обмерзанням повітряних суден використовується 52 % водний розчин етиленгліколю HO-CH₂CH₂-OH ("Арктика"). Обчислити температуру кристалізації цього розчину, якщо криоскопічна стала води дорівнює 1,86.
32. Охарактеризувати, чому мідь можна добувати електролізом водних розчинів її солей, а натрій - ні. Охарактеризувати процеси, які відбуваються на електродах при електролізі водного розчину CuSO₄ з мідним анодом. Обчислити масу міді, яка виділяється при пропусканні струму у продовж 3600 секунд при силі струму 1 А.
33. Охарактеризувати, як метод валентних зв'язків розглядає утворення зв'язків в комплексних сполуках K₄[Mn(NCS)₆] і K₄[Mn(CN)₆] (NCS⁻ - ліганд слабого поля, CN⁻ сильного). Вказати назву та розглянути склад цих комплексних сполук і навести реакції їх первинної і вторинної дисоціації. Обчислити загальне число молекул і масу вуглекислого газу за

нормальних умов у приміщенні об'ємом 300 м³, якщо об'ємний процент CO₂ у повітрі становить 0,03 %.

34. Охарактеризувати поняття "добуток розчинності" важкорозчинного електроліта. Виходячи з величини добутку розчинності карбонату барію ($DP=4,9 \cdot 10^{-9}$) знайти його розчинність у моль/дм³ та г/дм³. Визначити, чи випадє осад карбонату барію при змішуванні між собою однакових об'ємів розчинів 10⁻⁴ моль/дм³ барію хлориду і натрію карбонату.
35. Охарактеризувати, у якому напрямку перебігають реакції обміну у розчинах електролітів. Записати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах при додаванні надлишку гідроксиду калію до кожного з розчинів:
- сульфату феруму (III);
 - хлориду алюмінію;
 - фосфатної кислоти.
36. Охарактеризувати, чому при електролізі розплаву хлориду натрію на катоді виділяється металічний натрій, а при електролізі водного розчину цієї ж солі з твердими катодами - водень. Обґрунтувати перебіг катодних реакцій з використанням значень стандартних електродних потенціалів.
37. Охарактеризувати донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку на прикладі реакції: $NH_3 + HCl = NH_4Cl$. Пояснити утворення нелокалізованого π - зв'язку на прикладі молекули бензолу. Визначити тип гібридизації атомних орбіталей карбону, якщо молекула бензолу має плоску структуру, а валентні кути дорівнюють 120°.
38. Проаналізувати закон Гесса. Обчислити тепловий ефект фазового переходу: $H_2O(г.) = H_2O(р.)$; $\Delta H_{298}^0 = ?$, якщо відомі теплові ефекти наступних реакцій: $2H_2(г.) + O_2(г.) = 2H_2O(г.)$; $\Delta H_{298}^0 = -484,6$ кДж,
 $2H_2(г.) + O_2(г.) = 2H_2O(р.)$; $\Delta H_{298}^0 = -572,6$ кДж,
39. Навести схему та охарактеризувати, які процеси відбуваються на електродах під час роботи міднозалізного гальванічного елемента, якому відповідає електрохімічний ланцюг (-) Fe | FeSO₄ || CuSO₄ | Cu.(+). Обчислити значення стандартної електрорушійної сили елемента ($E^\circ_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В, $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34$ В).
40. Навести повні електронні формули і електронні схеми елементів, іони яких M²⁺ мають електронну конфігурацію свого зовнішнього рівня 1s² і 2s² 2p⁶. Назвати елементи та обґрунтувати їх положення в періодичній системі. Охарактеризувати, який з них має менший атомний радіус, а який - більшу відновну здатність.

41. Охарактеризувати послідовність заповнення електронами підрівнів в атомах елементів. Проаналізувати повні електронні формули і електронні схеми елементів, іони яких E^{2-} мають електронну конфігурацію свого зовнішнього рівня $2s^2 2p^6$ і $3s^2 3p^6$. Назвати елементи та обґрунтувати їх положення у періодичній системі.
42. Обґрунтувати положення елементів у періодичній системі. Проаналізувати повні електронні формули і електронні схеми елементів, які закінчуються на $2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ і $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ та пояснити їх розташування у періодичній системі. Як добувають зазначені елементи, їх вищі оксиди та відповідні їм кислоти і солі?
43. Для оборотної реакції:
- $$N_2 (г) + 3H_2 (г) \xrightleftharpoons{t, kat, Fe} 2NH_3 (г); \Delta H^0 < 0$$
- на основі закону діючих мас написати вирази для швидкості прямої і зворотної реакцій та вивести вираз для константи рівноваги. На основі принципу Ле Шательє визначити, зміною яких факторів можна змістити рівновагу в бік утворення аміаку та підвищити його вихід.
44. Охарактеризувати основні типи гібридизації орбіталей. Охарактеризувати схему перекривання атомних орбіталей при утворенні зв'язків в молекулах $NH_3 (< 107,3^\circ)$ і $PH_3 (< 93^\circ)$, $H_2O (< 104,5^\circ)$, $H_2S (< 92^\circ)$. Пояснити різницю у структурі молекул.
45. Охарактеризувати основні положення методу молекулярних орбіталей. Навести енергетичні схеми МО для молекули O_2 та її молекулярних іонів O_2^- , O_2^{2-} , O_2^+ . Охарактеризувати, у якій послідовності зростає кратність та енергія зв'язку.
46. Охарактеризувати послідовність перебігу реакцій на електродах при електролізі розчинів електролітів. З використанням значень стандартних електродних потенціалів пояснити, які процеси відбуваються на катоді і на аноді при електролізі водного розчину KI з інертним анодом. Обчислити масу йоду, яка виділиться на аноді при електролізі зазначеного розчину протягом 3600 секунд при силі струму 1А.
47. Охарактеризувати поняття водневого показника (рН) та обґрунтувати, які значення він набуває у нейтральному, кислому та лужному середовищах. Написати реакції дисоціації сильних електролітів HCl і NaOH та обчислити рН їх 0,01 моль/л розчинів.

48. Охарактеризувати, коли реакції окислення-відновлення перебігають мимовільно. За значеннями стандартних потенціалів напівреакцій пояснити, чи будуть перебігати наведені реакції:



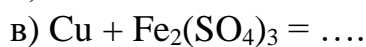
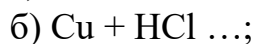
Для реакцій, які перебігають, навести іонну формулу ($E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44\text{В}$, $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{В}$, $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,8\text{В}$).

49. Охарактеризувати, як метод валентних зв'язків розглядає утворення зв'язків в комплексних сполуках $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{NCS})_6]$ і $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{CN})_6]$ (NCS^- - ліганд слабого поля, CN^- сильного). Вказати назву та розглянути склад цих комплексних сполук та навести реакції їх первинної і вторинної дисоціації.

50. Охарактеризувати, які солі зазнають гідролізу у водних розчинах. Написати реакції ступінчастого гідролізу солей AlCl_3 і Na_2CO_3 та пояснити реакцію середовища розчинів солей.

51. Процеси окиснення і відновлення. Окисник та відновник. Рівняння Нернста для електродних рівноваг. Гальванічний елемент Даніеля-Якобі, його електрорушійна сила та умови мимовільної роботи. Використання електродних потенціалів для характеристики окисної і відновної здатності речовин.

На підставі величин стандартних потенціалів визначити в яких з наведених реакції можливий мимовільний перебіг:



52. Електроліз розчинів електролітів. Послідовність окисно-відновних процесів на електродах.

На підставі стандартних електродних потенціалів навести реакції процесів, які відбуваються на електродах під електролізу водного розчину CuSO_4 з мідним анодом. На основі законів Фарадея обчислити масу металу, що утворюється при електролізі при пропусканні електричного струму силою 0,5 А протягом 1 години.