Перелік основних питань до екзамену
з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія»
для студентів спеціальність: 226 Фармація 1 курсу очної форми навчання
І Семестр.

1. Основні закони хімії - закон збереження маси, закон сталості складу речовин, закон еквівалентів, газові закони. Хімічні одиниці маси речовини - моль, еквівалент, їх взаємозв'язок.
2. Еквівалент, закон еквівалентів. Визначення еквіваленту кислоти, основи, солі, простих газоподібних речовин, окисника, відновника.
3. Багатоелектронний атом. Принцип Паулі, правило Гунда, правило Клечковського. Заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів на прикладі елементів, ядро атомів яких містять 25 і 53 протонів.
4. Складові частини атома - ядро (протони, нейтрони), електрони, їх заряд та маса. Квантово-механічний опис стану електрону в атомі, основні положення. Поняття: електронна хмара, орбіталь. Форма атомних орбіталей, їх позначення. Дозволений та недозволений стан електрона в атомі.
5. 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.
6. Властивості елементів, які змінюються періодично і не періодично: маса атома, заряд ядра, радіуси іонів, атомів. Кислотно-основні властивості гідроксидів в залежності від зарядів та радіусів центральних іонів по групах і рядах періодичної системи.
7. Сполуки, які містять зв'язки Е-О-Н **і** Е—Н , кислотно-основні властивості цих сполук і їх залежність від ступеня окиснення та радіусів іонів елемента. Амфотерні сполуки.
8. 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 .
9. Ковалентний хімічний зв'язок. Типи ковалентного зв'язку: σ, π та δ, їх особливості. Приклади.
10. 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.
11. 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.
12. Розчини, як багатокомпонентні системи. Процеси, що супроводжують утворення розчинів. Електролітична дисоціація.
13. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей. Сила електролітів. Ступінь електролітичної дисоціації. Константа дисоціації. Закон розведення Оствальда. Розрахунок концентрації іонів для сильних електролітів.
14. Слабкі електроліти - хімічний зв'язок, ступінчата дисоціація, кількісна характеристика слабких електролітів, розрахунок концентрації іонів в розчинах слабких кислот і основ, вплив додавання одноіменних іонів на дисоціацію слабких електролітів.
15. Електролітична дисоціація молекул води, іонний добуток води. Водневий показник pH і гідроксильний показник pOH, визначення pH розчинів сильних та слабких кислот.. Індикатори.
16. Електролітична дисоціація. Дисоціація амфотерних гідроксидів, вплив зміни pH на рівновагу цього процесу. Комплексоутворення як причина амфотерності.
17. Іонні рівняння реакцій. Умови зміщення іонної рівноваги на прикладі реакцій нейтралізації між сульфатною кислотою та гідроксидом амонію.
18. Способи вираження концентрації розчинів та їх взаємні перерахунки. Визначить молярну, моляльну та молярну концентрацію еквівалента 20% розчину сульфатної кислоти (р=1,4 г/см^2).
19. Розчинність, добуток розчинності (ДР). Пояснити на прикладі арґентум(I) сульфіду.
20. Гідроліз солей, визначення. Гідроліз солі по аніону. Гідроліз солі по катіону. Посилення гідролізу солей. Приклади.

21. Частковий гідроліз солей по катіону і аніону (одночасно) з різним значенням pH (pH>7, pH<7, pH=7). Повний гідроліз солей.
22. Окисно-відновні реакції. Вплив характеру середовища на перебіг окисно-відновних реакцій, розрахунок окисно-відновних еквівалентів на прикладі реакції взаємодії калій перманганату з натрій сульфітом.
23. Стандартні потенціали окисників і відновників. Використання таблиць окисно-відновних потенціалів для визначення напрямку перебігу окисно-відновних реакцій.
24. Поняття "комплексна сполука". Склад комплексних сполук за теорією Вернера. Дисоціація комплексних сполук. Константа нестійкості.
25. Дисоціація комплексних сполук у розчинах. Константи нестійкості комплексних сполук. Руйнування комплексних сполук. Приклади.
26. Ізомерія комплексних сполук: геометрична, сольватна, іонізаційна, координаційна. Приклади.
27. Гідроген, положення в періодичній системі, ізотопи. Характеристика молекули; термічна дисоціація; фізичні та хімічні властивості; добування у лабораторії та промисловості. Гідриди, їх класифікація, властивості.
28. p-Елементи VII-групи ПС. 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.
29. Сполуки галогенів з гідрогеном: добування у лабораторії і промисловості. Плавикова кислота. Фториди і гідрогенфториди, хлориди, броміди, іодиди, їх відношення до води. Якісні реакції на галогенід-іони. Відновні властивості галогенід-іонів.
30. Сполуки галогенів з гідрогеном. Кислотні властивості водних розчинів галогенгідрогенів. Галогеніди металів та неметалів, відношення їх до води. Якісні реакції на галогенід-іони.
31. Сполуки галогенів(I). Кислоти, зміна кислотних властивостей в ряду $HClO \rightarrow HBrO \rightarrow HIO$. Гіпохлорити, їх одержання, хімічні властивості та застосування.
32. Сполуки галогенів(III). Хлоритна кислота, хлорити, окисно-відновні властивості, реакції диспропорціювання (приклади).
33. Сполуки галогенів(V). Оксиди, кислоти, зміна кислотних властивостей в ряду $HClO_3 \rightarrow HBrO_3 \rightarrow HIO_3$. Добування бертолетової солі ($KClO_3$) у лабораторії та промисловості та її окисно-відновні властивості.
34. Сполуки галогенів(VII). Оксиди, галогенні кислоти, зміна кислотних властивостей. Пергалогенати, окисні властивості.
35. Оксиген. Будова молекули кисню. Алотропія. Добування кисню в лабораторії і промисловості. Сполуки оксигену - оксиди, пероксиди, озоніди. Кислотні, окисно-відновні властивості гідроген пероксиду.
36. p-Елементи VI-групи ПС. Халькогени. загальна характеристика, алотропія. Окисно-відновні властивості халькогенів (відношення до кисню, водню, нітратної кислоті, лугу).
37. Гідроген халькогеніди. Будова молекули H_2S, добування, кислотні, відновні властивості, термічна стійкість. Якісні реакції на сульфід-іон.
38. Сполуки халькогенів(IV). Оксиди, халькогенітні кислоти, добування, кислотні властивості. Відношення сульфіту і гідрогенсульфіту до води. Окисно-відновні властивості сульфітів.
39. Сульфатні кислоти. Добування сульфатної кислоти. Характеристика окисних властивостей сульфатної кислоти (відношення до металів, неметалів, гідрогенгалогенідів). Сульфати і гідрогенсульфати, відношення до води. Якісні реакції на сульфат-іон.
40. Тіосульфатна кислота, кислотні властивості, стійкість. Тіосульфати, графічна формула, відношення до соляної кислоти, хлорної, бромної, йодної води.
41. p-Елементи V-групи ПС. Загальна характеристика. Азот, будова молекули. Алотропія фосфору. Добування азоту у лабораторії і промисловості. Добування фосфору, арсену, стибію, бісмуту з природних сполук. Характеристика окисно-відновних властивостей (відношення до O_2, галогенів, HNO_3, p-ну лугу).

42. Сполуки нітрогену (II), (IV). Будова молекул оксидів, добування у лабораторії і промисловості. Хімічні властивості: відношення до води, розчину лугу, окисно-відновні властивості.
43. Гідразин, будова молекул, добування. Хімічні властивості гідразину - реакції приєднання, окисненя, відновнення, заміщення.
44. Гідроксиламін, будова молекули, добування. Хімічні властивості гідроксиламіну – реакції приєднання, окиснення, відновнення, диспропорціювання.
45. Нітритна кислота – стійкість, одержання, відношення нітритів до води. Окисно-відновна поведінка нітратної кислоти та її солей.
46. Нітратна кислота – будова, одержання, кислотні властивості (приклади), окисні властивості (на прикладі реакцій розведеної та концентрованої кислоти з Zn). Якісна реакція на нітрат-іони.
47. Сполуки фосфору(Ш). Фосфітна кислота – графічна формула, основність фосфітної кислоти. Реакція нейтралізації фосфітної кислоти лугом. Окисно-відновні властивості фосфітної кислоти та її солей.
48. Сполуки фосфору(V). Фосфати, гідрогенфосфати, відношення до води. Якісні реакції на іон PO_4^{3-}.
49. Карбонатна кислота (приклад реакції одержання) та її солі. Будова іону CO_3^{2-}. Карбонати та гідрогенкарбонати, відношення до води та нагрівання.
50. Оксиди та гідроксиди Sn(II), Pb(II). Порівняння кислотно – основних та окисно – відновних властивостей сполук Sn(II), Pb(II). Якісні реакції на сполуки Sn(II), Pb(II).

Перелік основних питань
з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія»
для студентів спеціальність: 226 Фармація 1 курсу очної форми навчання
II Семестр.

1. Загальний огляд властивостей d – елементів ПС та їх сполук – зміна хімічної активності металів, стійкості характеристичного ступеня окисненя, окисно – відновних, кислотно – основних властивостей по групах та періодам. Порівняння зміни властивостей з елементами головних підгруп.
2. Загальна характеристика d –елементів VIII гр. 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(Ш) гідроксиду.
3. Сполуки ферума(II), кобальта(II), нікеля(II). Оксиди, гідроксиди, добування. Відношення до кисню повітря, HNO_3. Відношення солей Е(II) до води. Комплексні сполуки.
4. Сполуки Е(III) (E=Fe, Co, Ni). Оксиди, гідроксиди, добування. Порівняння кислотно – основних, окисно – відновних властивостей. Якісні реакції на сполуки Fe(II), Fe(III), Fe(VI).
5. Загальна характеристика d –елементів VII групи, знаходження в природі, добування. Відношення металів до кисню, кислот.
6. Сполуки мангану(VII). Калій перманганат, відношення до води, окисні властивості в залежності від pH середовища (на прикладі взаємодії з натрій сульфітом).
7. 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+}.
8. Оксид та гідроксид мангану(IV). Кислотно – основні властивості. Сполуки мангану(VI). Відношення манганатів до води. Окисно – відновні властивості.
9. Загальна характеристика d – елементи VI групи ПС. Порівняння окисно – відновних властивостей сполук цих елементів у с. о. +6. Оксиди EO_3, їх відношення до конц. HCI. Якісні реакції на сполуки хрому.
10. Оксид та гідроксид хрому(II). Добування, кислотно – основні та окисно – відновні властивості. Використання сполук хрому(II) у лабораторії.
11. 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).
12. Сполуки хрому(VI). Перехід хромат-дихромат. Утворення малорозчинних хроматів та дихроматів. Окисні властивості сполук хрому(VI) (приклади).
13. Лужні метали. Загальна характеристика. Знаходження в природі, добування у вільному стані. Відношення металів до кисню, галогенів, сірки, води. Солі лужних металів, відношення до води.
14. Сполуки лужних металів – оксиди, гідроксиди, гідради, солі, пероксиди. Характеристика їх хімічних властивостей. Якісні реакції.
15. Загальна характеристика d-елементів I групи, знаходження в природі, добування металів у вільному стані. Відношення металів до кисню, кислот.
16. Сполуки d-елементів I групи у с.о. +1, +2. Характеристика основно – кислотних властивостей, стійкості, окисно – відновних властивостей.
17. Сполуки аргентуму(I). Оксид, гідроксид, солі. Відношення $AgNO_3$ до води. Галогеніди аргентуму(I), відношення до аміаку, тіосульфату натрію. Комплексні сполуки аргентуму(I). Окисно – відновні властивості сполук аргентуму(I). Якісні реакції.
18. Сполуки ауруму(III). Гідроксид Au(III), відношення до кислот та лугу. Солі ауруму(III) – прості та комплексні, відношення до води. Окисні властивості сполук Au(III). Якісні реакції.
19. Характеристика окисно – відновних властивостей сполук Cu(II), Cu(I). Відношення солей Cu(I), Cu(II) до води, HCl, NH_3. Якісні реакції.
20. Елементи підгрупи цинку. Загальна характеристика елементів, находження в природі, добування у вільному стані. Відношення металів до кисню, кислот, лугу. Сполуки Zn(II),Cd(II). Оксид, гідроксид. Відношення до лугу, кислот, розчину аміаку, хлориду амонію. Солі Cd(II), Zn(II), відношення до води. Якісні реакції.
21. Сполуки Hg(I): оксид, гідроксид, солі. Реакції диспропорціювання. Каломель, відношення до води, розчинів аміаку та КІ. Окисно – відновні властивості сполук Hg(I). Якісні реакції.
22. Сполуки Hg(II): оксид, гідроксид, солі. Сулема, відношення до води, розчинів, аміаку та КІ. Амідні сполуки Hg(II). Окисні властивості сполук Hg(II). Якісні реакції.