

**ПЯТИГОРСКИЙ МЕДИКО-ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ –**  
филиал федерального государственного бюджетного образовательного  
учреждения высшего образования  
**«ВОЛГОГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ**  
**УНИВЕРСИТЕТ»**

Министерства здравоохранения Российской Федерации

**Кафедра неорганической, физической и коллоидной химии**

**Экзаменационные вопросы**  
**по дисциплине «Общая и неорганическая химия»**  
**для специальности «Фармация» СПО**

**I. Общая химия**

1. Строение атома: атомное ядро, нуклоны (протоны, нейтроны), электроны. Орбиталь. Формы и направленность орбиталей в пространстве. Подуровень, уровень. Электронная емкость орбитали, подуровня, уровня.
2. Правила формирования электронных оболочек атомов – принцип наименьшей энергии, правило Гунда. Электронные формулы и электронно-структурные диаграммы атомов. Эмпирическое правило составления электронных формул. Четыре семейства элементов, их краткая характеристика (положение в периодической системе элементов, электронные формулы атомов в общем виде, принадлежность к металлам и неметаллам).
3. Периодический закон (ПЗ). Конструкция короткопериодного варианта периодической системы (ПС): периоды, группы, подгруппы. Связь между строением электронной оболочки атома и положением элемента в ПС.
4. Орбитальный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность, периодический характер их изменения.
5. Основные типы химической связи: ковалентная, ионная, водородная, металлическая; их краткая характеристика. Примеры соединений с различными типами связей, их свойства (растворимость в воде, физическое состояние, температура плавления).
6. Характеристики химической связи: длина, энергия, валентный угол. Два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Электронно-структурные диаграммы частиц:  $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $H_3O^+$ ,  $N_2$ ,  $NH_3$ ,  $NH_4^+$  и др. Концепция гибридизации атомных орбиталей. Типы гибридизации s- и p-орбиталей:  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ . Типы связей по характеру перекрывания атомных орбиталей:  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. Одинарные и кратные связи.
7. Поляризация ковалентной связи. Ионная связь – предельный случай ковалентной полярной связи. Правило Полинга.
8. Комплексные соединения (КС). Определение понятия КС. Строение КС: центральный атом, координационное число центрального атома, лиганды, донорный атом лигандов, внутренняя и внешняя сферы КС. Первичная и вторичная диссоциация КС. Классификация КС: по заряду комплексной

частицы, по типу лигандов, по принадлежности к классам неорганических веществ. Биологическая роль КС.

9. Химическая кинетика. Реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные). Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Зависимость скорости простой реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
10. Обратимые и необратимые реакции, примеры этих реакций. Химическое равновесие. Смещение (сдвиг) химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
11. Растворы. Основные понятия: раствор, растворитель, растворенное вещество. Способы выражения содержания растворенного вещества: массовая доля, молярная концентрация.
12. Теория электролитической диссоциации. Основные положения теории С.Аррениуса. Понятие о сильных и слабых электролитах. Степень диссоциации; ее зависимость от температуры, концентрации электролита, концентрации одноименных ионов.
13. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Понятие об индикаторах.
14. Гидролиз солей. Гидролиз по катиону и по аниону. Смещение равновесия в реакциях гидролиза.
15. Электронная теория ОВ-реакций. ОВ-свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в ПС. Изменение степеней окисления атомов элементов в ОВ-реакциях.

## **II. Неорганическая химия**

16. s-Элементы. Общая характеристика. Водород. Особенность положения в ПС. Реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.
17. s-Элементы I и II групп. Общая характеристика. Оксиды, гидроксиды и соли. Окраска пламени солями щелочных и щелочно-земельных металлов. Роль s-металлов в минеральном балансе организма. Поступление в организм с водой. Жесткость воды, ее влияние на живые организмы. Методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани. Применение соединений натрия, калия, кальция и магния в медицине и фармации.
18. p-Элементы. Общая характеристика. Изменение свойств p-элементов при переходе от III группы к VIII группе (радиусы атомов, электроотрицательность, характер высших оксидов и гидроксидов).
19. p-Элементы III группы. Общая характеристика. Бор: положение в ПС, электронная формула атома, валентность и степень окисления. Оксид бора. Ортоборная кислота. Бура. Гидролиз тетрабората натрия. Качественная реакция на борную кислоту. Биологическая роль бора. Применение соединений бора в медицине.
20. Алюминий: положение в ПС, электронная формула атома, валентность и степень окисления. Оксид и гидроксид алюминия, получение, свойства. Амфотерность гидроксида алюминия с позиций теории электролитической

диссоциации. Орто- и метаалюминаты, гидроксоли, квасцы. Гидролиз солей алюминия. Применение соединений алюминия в медицине и фармации.

21. p-Элементы IV группы. Общая характеристика. Углерод: положение в ПС, особенность электронного строения атома, электронная формула, возможные значения валентности и степени окисления. Активированный уголь. Биологическая роль углерода. Применение углерода и его соединений в медицине и фармации.
22. Оксид углерода (IV): получение, физические и химические свойства. Угольная кислота, её свойства. Соли угольной кислоты – карбонаты и гидрокарбонаты, их гидролиз. Качественные реакции на карбонат-ионы и оксид углерода (IV).
23. Кремний: положение в ПС, электронная формула атома, возможные значения валентности и степени окисления. Оксид кремния (IV), кремниевая кислота, силикаты. Применение соединений кремния в медицине и фармации.
24. p-Элементы V группы. Общая характеристика. Азот: положение в ПС, электронная формула атома, возможные значения валентности и степени окисления. Биологическая роль азота. Применение соединений азота в медицине и фармации.
25. Водородные соединения азота. Аммиак: строение молекулы, получение, физические свойства, химические свойства (кислотно-основные и окислительно-восстановительные). Аммиакаты (амминные КС). Соли аммония. Качественные реакции на аммиак и ионы аммония.
26. Оксиды азота: формулы, названия, свойства.
27. Азотистая кислота и нитриты, их химические свойства (окислительно-восстановительная двойственность). Качественная реакция на нитрит-ионы.
28. Азотная кислота. Физические и химические свойства (азотная кислота как окислитель, особенности взаимодействия с металлами). Нитраты, их растворимость в воде. Качественная реакция на нитрат-ионы.
29. Фосфор: положение в ПС, электронная формула атома, возможные значения валентности и степени окисления. Биологическая роль фосфора. Применение соединений фосфора в медицине и фармации.
30. Оксиды фосфора: формулы, названия, получение и свойства. Фосфористая кислота. Мета-, орто-, дифосфорные кислоты и их соли. Гидролиз фосфатов. Качественные реакции на мета-, орто- и дифосфат-ионы.
31. p-Элементы VI группы. Общая характеристика. Кислород: электронная формула атома, возможные значения валентности и степени окисления. Химическая активность молекулярного и атомного кислорода. Вода, строение молекулы, физические свойства. Биологическая роль кислорода и воды. Применение кислорода и воды в медицине.
32. Сера: положение в ПС, электронная формула атома, возможные значения валентности и степени окисления. Биологическая роль серы. Применение серы и ее соединений в медицине и фармации.
33. Сероводород, строение молекулы, получение, физические свойства. Сероводородная кислота, сульфиды, восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов. Качественные реакции на сульфид-ионы.
34. Оксид серы (IV), сернистая кислота, сульфиты, их химические свойства (окислительно-восстановительная двойственность). Гидролиз сульфитов. Качественные реакции на оксид серы (IV) и сульфит-ионы.

35. Оксид серы (VI), серная кислота, их химические свойства. Соли серной кислоты. Качественная реакция на сульфат-ионы. Тиосерная кислота. Тиосульфаты, их устойчивость и восстановительные свойства. Качественные реакции на тиосульфат-ионы.
36. p-Элементы VII группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов. Возможные значения валентности и степени окисления. Физические и химические свойства (взаимодействие с водой, щелочами, окислительно-восстановительные свойства). Препараты «активного хлора»: хлорная вода, хлорная известь. Биологическая роль йода и хлора. Применение галогенов и их соединений в медицине и фармации.
37. Галогеноводороды, способы их получения, растворимость в воде. Галогеноводородные кислоты, диссоциация, кислотные свойства. Восстановительные свойства галогенид-ионов. Соли галогеноводородных кислот. Качественные реакции на галогенид-ионы.
38. Соединения галогенов с кислородом. Оксокислоты хлора и их соли: формулы и названия; зависимость силы кислот, устойчивости и окислительных свойств кислотных остатков от степени окисления хлора.
39. Общая характеристика d-элементов. Общая характеристика. Особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование КС.
40. d-Элементы VI группы. Общая характеристика. Хром: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления.
41. Соединения хрома (II) и (III): оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные свойства. Амфотерность гидроксида хрома (III) с позиций теории электролитической диссоциации. Соли хрома (III), их растворимость в воде, гидролиз. Восстановительные свойства соединений хрома (III).
42. Соединения хрома (VI): оксид, хромовая и дихромовая кислоты, их соли. Равновесие в растворе между хромат- и дихромат-ионами. Окислительные свойства соединений хрома (VI). Хромовая смесь.
43. d-Элементы VII группы. Общая характеристика. Марганец: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Биологическая роль марганца. Применение соединений марганца в медицине и фармации.
44. Соединения марганца (II): оксид и гидроксид (кисотно-основные свойства); соли (растворимость в воде, гидролиз). Качественная реакция на ионы марганца (II). Оксид марганца (IV). Соединения марганца (VII): марганцевая кислота и ее соли – перманганаты. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды.
45. d-Элементы VIII группы. Общая характеристика. Особенности конструкции VIII группы ПС. Семейство железа. Железо: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Биологическая роль железа. Применение железа и его соединений в медицине.
46. Соединения железа (II) и (III): оксиды и гидроксиды (кисотно-основные свойства); соли (растворимость в воде, гидролиз). Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II) и (III). Качественные реакции на ионы железа (II) и (III).
47. d-Элементы I группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов в общем виде, возможные степени окисления.

48. Соединения меди (I) и (II): оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком (аммиакаты) и с гидроксид-ионами (гидроксокомплексы). Качественная реакция на ионы меди (II). Биологическая роль меди.
49. Соединения серебра (I): соли – нитрат и галогениды. Окислительные свойства соединений серебра (I). Комплексные соединения с аммиаком (аммиакаты). Качественная реакция на ионы серебра (I). Применение соединений серебра в медицине и фармации.
50. d-Элементы II группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов в общем виде, возможные степени окисления.
51. Соединения цинка: оксид и гидроксид, их кислотно-основные свойства. Амфотерность гидроксида цинка с позиций теории электролитической диссоциации. Качественная реакция на ионы цинка. Биологическая роль цинка. Применение соединений цинка в медицине и фармации.
52. Соединения ртути (II): оксид, хлорид, нитрат, амидхлорид. Качественная реакция на ионы ртути (II). Токсичность соединений ртути.

### Для успешной сдачи экзамена учащийся должен

#### **ЗНАТЬ:**

1. Классификацию и номенклатуру ИЮПАК неорганических соединений, в том числе комплексных.
2. Качественные реакции на борную кислоту; карбонат-ионы и оксид углерода (IV); аммиак и ионы аммония; нитрит- и нитрат-ионы; орто-, мета- и дифосфат-ионы; сульфид-, сульфит- и сульфат-ионы; хлорид-, бромид- и иодид-ионы; ионы марганца (II); ионы железа (II) и (III); ионы меди (II), серебра (I), цинка, ртути (II); окраску пламени солями щелочных и щелочно-земельных металлов.

#### **УМЕТЬ:**

1. Ориентироваться в конструкции ПС элементов Д.И. Менделеева.
2. Изображать электронные формулы и электронно-структурные диаграммы атомов элементов и их элементарных ионов.
3. Составлять электронно-структурные диаграммы молекул и сложных ионов.
4. По значению валентного угла определять тип гибридизации и пространственную конфигурацию частиц, по типу гибридизации определять валентный угол; определять тип перекрывания атомных орбиталей ( $\sigma$ - и  $\pi$ -связи).
5. Определять составные части КС; составлять уравнения первичной и вторичной диссоциации КС.
6. Оценивать влияние различных факторов на смещение химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье.
7. Составлять схемы, характеризующие кислотно-основные свойства гидроксидов с позиций теории электролитической диссоциации.
8. Составлять уравнения (ионно-молекулярные и молекулярные) гидролиза солей по катиону и по аниону.

9. Расставлять коэффициенты в уравнениях ОВ-реакций методом электронного баланса.
10. Определять окислитель и восстановитель, процессы восстановления и окисления, а также тип ОВ-реакции.
11. Решать задачи с использованием правила Вант-Гоффа.
12. Решать задачи на пересчет массовой доли растворенного вещества (W) в молярную концентрацию (C) и наоборот ( $C \rightarrow W$ ).

Зав. кафедрой неорганической,  
физической и коллоидной химии,  
доцент

Л.И. Щербакова