

**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 «Неорганическая химия»**  
**для специальности «Медицинская биохимия»**

1. Строение атома: атомное ядро, нуклоны (протоны, нейтроны), электроны. Их краткая характеристика. Четыре квантовых числа ( $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ ), их характеристика. Орбиталь, размер, форма, направленность в пространстве. Подуровень, уровень. Электронная емкость орбитали, подуровня, уровня.
2. Правила формирования электронных оболочек атомов – принцип наименьшей энергии, запрет Паули, правило Гунда. Электронные формулы и электронно-структурные диаграммы атомов. Эмпирическое правило составления электронных формул. Четыре семейства элементов, их краткая характеристика (положение в ПС 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 и положением элемента в ПС.
4. Орбитальный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность, периодический характер их изменения. Вторичная периодичность.
5. Ионы простые (элементарные) и сложные. Типы элементарных ионов по строению электронных оболочек. Ионный потенциал. Поляризующее действие ионов.
6. 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). Характеристики химической связи: длина, энергия, валентный угол. Метод валентных схем, его основные положения. Два механизма образования ковалентной связи. Электронно-структурные диаграммы частиц:  $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $NH_3$ ,  $NH_4^+$ ,  $CO$ ,  $CO_2$  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 сфера КС; дентатность лигандов. Первичная и вторичная диссоциация КС; константа нестойкости. Классификация КС: по заряду комплексной частицы, по типу лигандов, по принадлежности к классам неорганических веществ. Биологическая роль КС.
9. Основные понятия термодинамики. Система; виды систем – открытые, закрытые, изолированные (примеры и краткая характеристика). Внутренняя энергия; энтальпия; понятие об энтропии, как мере неупорядоченности системы; энергия Гиббса, как критерий самопроизвольного протекания процесса. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса, следствия из него.
10. Химическая кинетика. Понятие о механизме реакции. Реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные). Молекулярность реакции. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах.
11. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Порядок реакции. Закон действующих масс. Константа скорости, её физический смысл.
12. Зависимость скорости реакции от температуры (правило Вант-Гоффа). Энергия активации; зависимость энергии активации от типа реагирующих частиц. Активные молекулы, активный комплекс. Сущность действия катализаторов.
13. Обратимые, необратимые и практически необратимые реакции; примеры этих реакций. Химическое равновесие. Закон действующих масс в применении к химическому равновесию. Константа равновесия, её физический смысл. Смещение (сдвиг) равновесия. Принцип Ле Шателье.
14. Растворы. Основные понятия: раствор, растворитель, растворенное вещество. Способы выражения содержания растворенного вещества: массовая доля, молярная концентрация.
15. Сущность объемного анализа. Основные понятия: титрование, точка эквивалентности, индикаторы, титранты, рабочие растворы, стандартные вещества и растворы. Требования к стандартным веществам. Требования к реакциям в титриметрическом анализе. Классификация методов.
16. Метод кислотно-основного титрования. Применение. Титранты, стандартные и определяемые вещества. Кислотно-основные индикаторы и их характеристики. Теория индикаторов. Кривые кислотно-основного титрования. Выбор индикатора. Ацидиметрия и алкалиметрия. Применение ацидиметрии и алкалиметрии в медико-биологической практике.

17. Метод окислительно-восстановительного титрования (оксидиметрия). Требования к реакциям. Классификация методов оксидиметрии. Перманганатометрия. Значение метода. Восстановление перманганата калия в различных средах. Характеристика титранта. Условия титрования. Применение перманганатометрии в медико-биологической практике.
18. Метод комплексонометрического титрования. Значение метода. Комплексоны. Образование комплексонов. Трилометрия. Требования к реакциям. Применение трилометрии в медико-биологической практике.
19. Теория электролитической диссоциации. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса. Гидратация ионов. Влияние природы растворителя и природы растворенного вещества на процесс диссоциации.
20. Понятие о сильных и слабых электролитах. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.
21. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).
22. Ограниченность теории кислот и оснований Аррениуса. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Основные понятия: протолитическая реакция, кислота, основание, амфолит. Сопряженные пары кислота-основание.
23. Ограниченность теории Бренстеда-Лоури. Электронная теория кислот и оснований Льюиса. Основные понятия: кислота, основание. Представление о жестких и мягких кислотах и основаниях, концепция ЖМКО.
24. Гидролитические процессы. Гидролиз солей. Гидролиз, как результат поляризационного взаимодействия ионов соли с молекулами воды. Механизм гидролиза по катиону и по аниону. Гидролиз с точки зрения протолитической теории кислот и оснований. Гидролиз как обратимый процесс. Константа гидролиза. Влияние различных факторов на равновесие процесса гидролиза.
25. Электронная теория ОВ-реакций. ОВ-свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элементов в ПС. Сопряженные окислительно-восстановительные пары.
26. Стандартные окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы полуреакций. Определение направления ОВ-реакций по разности стандартных ОВ-потенциалов. Представления о влиянии среды (рН) на направление ОВ-реакций и характер образующихся продуктов.
27. Водород. Положение в ПС, его особенность. Вода, пероксид водорода: строение молекул, свойства.
28. s-Элементы I группы: щелочные металлы. Общая характеристика, электронные формулы атомов. Соединения s-элементов I группы: оксиды; пероксиды; гидроксиды; соли, их растворимость, способность к гидролизу. Окраска пламени солями щелочных металлов. Биологическая

роль щелочных металлов. Применение соединений щелочных металлов в медицине.

25. s-Элементы II группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов. Физические и химические свойства щелочно-земельных металлов. Особые свойства бериллия и магния, диагональное сходство. Магний и его соединения: оксид, пероксид, гидроксид, сульфат, карбонат. Их свойства. Кальций и его соединения: оксид, пероксид, гидроксид, хлорид, сульфат, карбонат. Их свойства. Реакция обнаружения ионов магния, окраска пламени солями щелочно-земельных металлов. Биологическая роль кальция и магния. Применение соединений s-элементов II группы в медицине.
26. p-Элементы III группы. Общая характеристика. Бор: положение в ПС, электронная формула атома, степень окисления. Оксид бора. Борная кислота, получение, кислотные свойства с позиции электронной теории кислот и оснований. Бура. Тетраборат натрия, гидролиз. Эфиры борной кислоты. Реакция образования борно-этилового эфира, окраска пламени летучими соединениями бора. Биологическая роль бора. Применение соединений бора в медицине.
27. Алюминий: положение в ПС, электронная формула атома, степень окисления. Оксид и гидроксид алюминия, получение, свойства. Амфотерность гидроксида алюминия с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований. Орто- и метаалюминаты, гидроксосоли, квасцы. Гидролиз солей алюминия. Реакция обнаружения ионов алюминия. Применение соединений алюминия в медицине.
28. p-Элементы IV группы. Общая характеристика. Углерод: положение в ПС, особенность электронного строения атома, электронная формула, возможные степени окисления. Активированный уголь. Биологическая роль углерода. Применение углерода и его соединений в медицине.
29. Оксид углерода (IV): получение; физические свойства. Равновесия в водном растворе  $\text{CO}_2$ . Угольная кислота, её свойства. Соли угольной кислоты, их гидролиз. Реакции обнаружения оксида углерода (IV), карбонат- и гидрокарбонат-ионов.
30. Кремний: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Нахождение в природе. Оксид кремния (IV), кремниевая кислота, силикаты, поликремниевые кислоты. Гидролиз силикатов. Стекло, выщелачивание стекла. Реакция обнаружения силикат-ионов. Биологическая роль кремния. Применение соединений кремния в медицине.
31. Свинец и олово: положение в ПС, электронные формулы атомов, возможные степени окисления. Оксиды и гидроксиды, их получение и свойства. Гидроксокомплексы. Соли, их гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова (II) и свинца (IV). Реакции обнаружения ионов олова (II) и свинца (II). Применение соединений свинца в медицине и аналитической практике.

32. p-Элементы V группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов. Возможные степени окисления. Азот: положение в ПС, электронная формула атома, возможные значения валентности и степени окисления. Нахождение в природе. Строение молекулы. Биологическая роль азота. Применение соединений азота в медицине и аналитической практике.
33. Водородные соединения азота. Аммиак: строение молекулы, получение, физические свойства, химические свойства (кислотно-основные, окислительно-восстановительные). Аммиакаты. Строение иона аммония. Соли аммония. Реакции обнаружения аммиака и ионов аммония.
34. Оксиды азота. Применение оксида азота (I) (закиси азота) в медицинской практике.
35. Азотистая кислота, нитриты, их химические свойства (окислительно-восстановительные). Гидролиз нитритов. Реакция обнаружения нитрит-ионов.
36. Азотная кислота. Строение молекулы по методу ВС. Физические и химические свойства. Соли, их растворимость, способность к гидролизу. Реакция обнаружения нитрат-ионов.
37. Фосфор: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Соединения с галогенами, их гидролиз. Оксиды фосфора, получение и свойства. Фосфористая кислота. Мета-, орто- и дифосфорные кислоты, их соли. Гидролиз фосфатов, гидро- и дигидрофосфатов. Реакции обнаружения мета-, орто- и дифосфат-ионов. Биологическая роль фосфора. Применение соединений фосфора в медицине и аналитической практике.
38. Мышьяк, сурьма, висмут: положение в ПС, электронные формулы атомов, возможные степени окисления. Оксиды, гидроксиды мышьяка, сурьмы, висмута (III) и (V). Гидролиз растворимых солей сурьмы (III) и висмута (III). Реакции обнаружения арсенит- и арсенат-ионов, ионов висмута (III). Применение соединений висмута в медицине и аналитической практике.
39. p-Элементы VI группы. Общая характеристика. Кислород: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Биологическая роль кислорода. Применение кислорода в медицине.
40. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Физические свойства.  $H_2O_2$  как кислота. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода. Реакции обнаружения пероксида водорода. Условия хранения пероксида водорода и его растворов. Применение пероксида водорода и пероксидных соединений в медицине и аналитической практике.
41. Сера: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Биологическая роль серы. Применение серы и ее соединений в медицине и аналитической практике.
42. Сероводород, строение молекулы, получение, свойства. Сероводородная кислота, сульфиды, восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов. Реакция обнаружения сульфид-ионов.

43. Оксид серы (IV), сернистая кислота, сульфиты, их химические свойства (окислительно-восстановительные). Гидролиз сульфитов. Реакции обнаружения оксида серы (IV) и сульфит-ионов.
44. Оксид серы (VI), серная кислота, свойства. Соли серной кислоты. Реакция обнаружения сульфат-ионов. Тиосерная кислота. Тиосульфаты, устойчивость, восстановительные свойства. Реакции обнаружения тиосульфат-ионов.
45. p-Элементы VII группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов. Возможные степени окисления. Физические и химические свойства: взаимодействие с водой, щелочами, окислительно-восстановительные свойства. Галогеноводороды, галогеноводородные кислоты: получение, восстановительные свойства галогенид-ионов; соли. Реакции обнаружения галогенид-ионов. Биологическая роль йода и хлора. Применение галогенов и их соединений в медицине и аналитической практике.
46. Соединения галогенов с кислородом. Оксокислоты хлора и их соли; зависимость силы кислот, устойчивости и окислительных свойств кислотных остатков от степени окисления хлора. Хлорная вода, хлорная известь, жавелевая вода; их получение, свойства, применение.
47. Общая характеристика d-элементов. Особенности d-элементов: переменные степени окисления, типы образуемых ионов, комплексообразование, окраска соединений.
48. d-Элементы VI группы. Общая характеристика. Хром: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Соединения хрома (II): оксид и гидроксид, их свойства. Соединения хрома (III): оксид, гидроксид, простые и комплексные соли. Получение, свойства, растворимость в воде, окраска. Амфотерность гидроксида хрома (III) с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований. Восстановительные свойства соединений хрома (III).
49. Соединения хрома (VI): оксид, хромовая и дихромовая кислоты, их соли. Равновесие в системе: хромат-ионы – дихромат-ионы в растворе. Окислительные свойства соединений хрома (VI). Хромовая смесь. Реакции обнаружения хромат- и дихромат-ионов. Применение соединений хрома в аналитической практике.
50. d-Элементы VII группы. Общая характеристика. Марганец: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Соединения марганца (II), (IV), (VI), (VII): оксиды, гидроксиды, соли. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (II), (IV), (VI), (VII). Окислительные свойства перманганатов в кислой, нейтральной и щелочной средах. Реакции обнаружения ионов марганца (II). Биологическая роль марганца. Применение перманганата калия в медицине и аналитической практике.

51. d-Элементы VIII группы. Особенности конструкции VIII группы ПС. Семейство железа, электронные формулы атомов, возможные степени окисления. Биологическое значение железа и кобальта.
52. Соединения железа (II), (III) и (VI): оксиды, гидроксиды, соли. Кислотно-основные свойства гидроксидов железа (II) и (III) с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II) и (III). Реакции обнаружения ионов железа (II) и (III). Применение соединений железа в медицине и аналитической практике.
53. Соединения кобальта, никеля (II) и (III) – оксиды, гидроксиды, простые и комплексные соли. Реакция обнаружения ионов никеля (II). Биологическая роль кобальта. Применение соединений кобальта в медицине.
54. d-Элементы I группы. Общая характеристика подгруппы. Электронные формулы атомов и ионов меди (I) и (II), серебра (I).
55. Соединения меди (II): гидроксид, получение, свойства (амфотерность с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований; взаимодействие с раствором аммиака, альдегидами). Соли. Окислительные свойства соединений меди (II).
56. Соединения серебра (I): оксид, гидроксид, соли простые и комплексные. Получение и свойства. Гидролиз солей. Реакции обнаружения ионов меди (II) и серебра (I). Применение соединений меди и серебра в медицине и аналитической практике.
57. d-Элементы II группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов и элементарных ионов.
58. Соединения цинка: оксид, гидроксид, соли, комплексные соединения. Амфотерность гидроксида цинка с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований. Гидролиз солей цинка. Реакция обнаружения ионов цинка. Биологическая роль цинка. Применение соединений цинка в медицине.
59. Токсикологическое значение кадмия. Реакция обнаружения ионов кадмия.
60. Соединения ртути (I): оксид, нитрат, хлорид. Реакция диспропорционирования. Соединения ртути (II): оксид, нитрат, хлорид, амидхлорид, сульфид; получение. Гидролиз, фотолиз, аммонолиз хлорида ртути (II). Токсикологическое значение ртути. Реакции обнаружения ионов ртути (II).

## Для успешной сдачи экзамена студент должен

### **ЗНАТЬ:**

1. Классификацию и номенклатуру ИЮПАК неорганических соединений, в том числе комплексных.
2. Реакции обнаружения борной кислоты; ионов алюминия; карбонат- и гидрокарбонат-ионов, оксида углерода (IV); силикат-ионов; ионов олова (II) и свинца (II); аммиака и ионов аммония; нитрит- и нитрат-ионов; орто-, мета- и дифосфат-ионов; арсенит- и арсенат-ионов; ионов висмута (III); сульфид-, сульфит, сульфат- и тиосульфат-ионов; хлорид-, бромид- и иодид-ионов; хромат- и дихромат-ионов; ионов марганца (II); ионов железа (II) и (III); ионов никеля (II); ионов меди (II), серебра (I), цинка, кадмия и ртути (II); окраску пламени солями щелочных и щелочно-земельных металлов.

### **УМЕТЬ:**

1. Свободно ориентироваться в конструкции ПС элементов Д.И. Менделеева.
2. Изображать электронные формулы и электронно-структурные диаграммы атомов элементов и их элементарных ионов, определять типы ионов по строению электронных оболочек.
3. Составлять электронные диаграммы молекул и сложных ионов по методу ВС. Изображать перекрывание атомных орбиталей, образующих связи.
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; составлять выражение для общей константы нестойкости ( $K_n$ ), по величине  $K_n$  характеризовать устойчивость КС.
6. Проводить анализ уравнения Гиббса.
7. Оценивать влияние различных факторов на смещение химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье. Составлять выражение для константы равновесия.
8. Составлять схемы, характеризующие кислотно-основные свойства соединений с позиций наиболее приемлемых теорий кислот и оснований.
9. Составлять уравнения (ионно-молекулярные и молекулярные) гидролиза солей с теоретическим обоснованием на основе поляризационных представлений, а также рассматривать гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований.
10. Составлять уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса) и на их основе расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.
11. Решать задачи с использованием правила Вант-Гоффа.



12. Решать задачи по теме «Растворы, способы выражения состава растворов» на пересчет массовой доли растворенного вещества ( $W$ ) в молярную концентрацию ( $C$ ) и наоборот ( $C \rightarrow W$ ).
13. Рассчитывать молярные массы эквивалентов сложных веществ и молярную концентрацию эквивалента (нормальную концентрацию) раствора с известной молярной концентрацией.
14. Рассчитывать значения  $pH$  и  $pOH$  растворов кислот и щелочей с известной молярной концентрацией.

Зав. кафедрой неорганической, физической  
и коллоидной химии, доцент

Л.И. Щербакова