

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 ВО «Фармация»

I. Общая химия

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: σ - и π -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. Окраска КС. 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. Дисперсные системы. Характеристика истинных растворов, их роль в фармации и медицине. Химическая и физическая теории растворов. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость. Процесс растворения как физико-химический процесс. Термодинамический анализ процесса растворения. Способы выражения содержания растворенного вещества: массовая доля, молярная концентрация.
15. Растворимость газов в жидкостях и её зависимость от парциального давления (закон Генри-Дальтона) и температуры. Зависимость растворимости газа от концентрации растворенных в воде электролитов (закон И.М. Сеченова).
16. Теория электролитической диссоциации. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса. Гидратация ионов.

- Влияние природы растворителя и природы растворенного вещества на процесс диссоциации.
17. Понятие о сильных и слабых электролитах. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.
 18. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).
 19. Ограниченность теории кислот и оснований Аррениуса. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Основные понятия: протолитическая реакция, кислота, основание, амфолит. Сопряженные пары кислота-основание.
 20. Ограниченность теории Бренстеда-Лоури. Электронная теория кислот и оснований Льюиса. Основные понятия: кислота, основание. Представление о жестких и мягких кислотах и основаниях, концепция ЖМКО.
 21. 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.
 22. Электронная теория ОВ-реакций. ОВ-свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элементов в ПС. Сопряженные окислительно-восстановительные пары.
 23. 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.

II. Неорганическая химия

24. Водород. Особенность положения в ПС. Вода: строение молекулы, свойства. Аквакомплексы, кристаллогидраты.
25. 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.
26. s-Элементы II группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов. Физические и химические свойства щелочноземельных 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. Окраска пламени солями щелочно-

- земельных металлов. Биологическая роль кальция и магния. Применение соединений s-элементов II группы в медицине.
27. 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. Качественная реакция на борную кислоту. Биологическая роль бора. Применение соединений бора в медицине.
28. 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. Применение соединений алюминия в медицине и фармации.
29. 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.
30. Оксид углерода (IV): получение; физические свойства. Равновесия в водном растворе CO_2 . Угольная кислота, её свойства. Соли угольной кислоты, их гидролиз. Качественная реакция на карбонат-ионы и углекислый газ.
31. 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. Биологическая роль кремния. Применение соединений кремния в медицине и фармации.
32. 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). Качественные реакции на ионы олова (II) и свинца (II). Применение соединений свинца в медицине и фармации.
33. 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 фармации.
34. Водородные соединения азота. Аммиак: строение молекулы, получение, физические свойства, химические свойства (кисотно-основные, окислительно-восстановительные). Аммиакаты. Строение иона аммония. Соли аммония. Качественные реакции на аммиак и ионы аммония.
35. Оксиды азота. Применение оксида азота (I) (закиси азота) в медицинской практике.

36. Азотистая кислота, нитриты, их химические свойства (окислительно-восстановительные). Гидролиз нитритов. Качественная реакция на нитрит-ионы.
37. Азотная кислота. Строение молекулы по методу ВС. Физические и химические свойства. Соли, их растворимость, способность к гидролизу. Качественная реакция на нитрат-ионы.
38. 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. Качественные реакции на мета-, орто- и дифосфат-ионы. Биологическая роль фосфора. Применение соединений фосфора в медицине и фармации.
39. 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). Тиосоли мышьяка и сурьмы. Окислительно-восстановительные свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута. Качественные реакции на арсенит- и арсенат-ионы. Качественные реакции на ионы сурьмы (III) и висмута (III).
40. p-Элементы VI группы. Общая характеристика. Кислород: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Биологическая роль кислорода. Применение кислорода в медицине.
41. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Физические свойства, химические свойства (кислотные, окислительно-восстановительные). Качественные реакции на пероксид водорода. Условия хранения. Применение в медицине и фармации.
42. Сера: положение в ПС, электронная формула атома, возможные степени окисления. Биологическая роль серы. Применение серы и ее соединений в медицине и фармации.
43. Сероводород, строение молекулы, получение, свойства. Сероводородная кислота, сульфиды, восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов. Качественные реакции на сульфид-ионы.
44. Оксид серы (IV), сернистая кислота, сульфиты, их химические свойства (окислительно-восстановительные). Гидролиз сульфитов. Качественные реакции на оксид серы (IV) и сульфит-ионы.
45. Оксид серы (VI), серная кислота, свойства. Соли серной кислоты. Качественная реакция на сульфат-ионы. Тиосерная кислота. Тиосульфаты, устойчивость, восстановительные свойства. Качественные реакции на тиосульфат-ионы. Применение в медицине и фармации.
46. 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.

- Качественные реакции на галогенид-ионы. Биологическая роль йода и хлора. Применение галогенов и их соединений в медицине.
- 47.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 свойства, применение.
- 48.Общая характеристика d-элементов. Особенности d-элементов: переменные степени окисления, типы образуемых ионов, комплексообразование, окраска соединений.
- 49.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).
- 50.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. Качественные реакции на хромат- и дихромат-ионы.
- 51.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. Качественные реакции на ионы марганца (II). Биологическая роль марганца. Применение перманганата калия в медицине и фармации.
- 52.d-Элементы VIII группы. Особенности конструкции VIII группы ПС. Семейство железа, электронные формулы атомов, возможные степени окисления. Биологическое значение железа и кобальта.
- 53.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). Качественные реакции на ионы железа (II) и (III). Применение соединений железа в медицине.
- 54.Соединения кобальта, никеля (II) и (III) – оксиды, гидроксиды, простые и комплексные соли. Биологическая роль кобальта. Применение соединений кобальта в медицине.
- 55.d-Элементы I группы. Общая характеристика подгруппы. Электронные формулы атомов и ионов меди (I) и (II), серебра (I).

- 56.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).
- 57.Соединения серебра (I): оксид, гидроксид, соли простые и комплексные. Получение и свойства. Гидролиз солей. Применение соединений меди и серебра в медицине и фармации. Качественные реакции на ионы меди (II) и серебра (I).
- 58.d-Элементы II группы. Общая характеристика. Электронные формулы атомов и элементарных ионов.
- 59.Соединения цинка: оксид, гидроксид, соли, комплексные соединения. Амфотерность гидроксида цинка с позиций теории электролитической диссоциации и протолитической теории кислот и оснований. Гидролиз солей цинка. Качественная реакция на ионы цинка. Биологическая роль цинка. Применение соединений цинка в медицине и фармации.
- 60.Соединения ртути (I): оксид, нитрат, хлорид. Реакция диспропорционирования. Соединения ртути (II): оксид, нитрат, хлорид, амидхлорид, сульфид; получение. Гидролиз, фотолиз, аммонолиз хлорида ртути (II). Качественные реакции на ионы кадмия и ртути (II). Токсикологическое значение кадмия и ртути.

Для успешной сдачи экзамена студент 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); ионы олова (II) и свинца (II); аммиак и ионы аммония; нитрит- и нитрат-ионы; орто-, мета- и дифосфат-ионы; арсенит- и арсенат-ионы; ионы сурьмы (III) и висмута (III); сульфид-, сульфит- и сульфат-ионы; пероксид водорода; хлорид-, бромид- и иодид-ионы; ионы марганца (II); хромат- и дихромат-ионы; ионы железа (II) и (III); ионы меди (II); ионы серебра (I); ионы 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 (σ - и π -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 значения pH и pOH растворов кислот и щелочей с известной молярной концентрацией.

Зав. кафедрой неорганической, физической
и коллоидной химии, доцент

Л.И. Щербакова