

**Департамент здравоохранения города Москвы
Государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение
Департамента здравоохранения города Москвы
«Медицинский колледж № 2»**

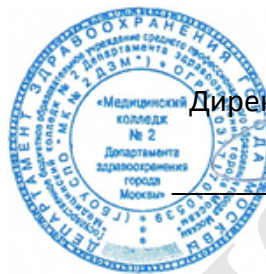
ОДОБРЕН

Методическим советом

Протокол №4

от « 22 » февраля 2018 г.

УТВЕРЖДАЮ



Директор ГБПОУ ДЗМ «МК № 2»

И.В. Тарасова

« 22 » февраля 2018 г.

ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ

ОУД.08 Химия

Специальность: Сестринское дело

Форма обучения: очная

Курс: I

Семестр: II

Москва

2018

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Состав атомных ядер. Изотопы. Понятие химического элемента.
2. Современные представления о строении атомных орбиталей химических элементов. Электронные формулы и графические схемы строения электронных слоев атомов.
3. Валентные возможности атомов химических элементов. Степень окисления.
4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Современная формулировка закона. Значение периодического закона.
5. Строение атомов химических элементов и закономерности в изменении их свойств на примере: а) элементов одного периода; б) элементов одной главной подгруппы.
6. Ковалентная связь, виды ковалентной связи. Простые и кратные связи в органических соединениях.
7. Металлическая и водородная связи. Единая природа химической связи.
8. Типы кристаллических решеток веществ. Зависимость свойств веществ от типа кристаллической решетки.
9. Аллотропия неорганических веществ на примере углерода и кислорода.
10. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии.
11. Неорганические вещества. Классификация неорганических веществ.
12. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Классификация ОВР. Важнейшие окислители и восстановители.
13. Электролиз расплавов солей. Практическое значение электролиза.
14. Электролиз водных растворов солей. Практическое применение электролиза в промышленности и медицине.
15. Электрохимический ряд напряжений металлов. Вытеснение металлов из растворов солей другими металлами.
16. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Меры защиты металлов и сплавов от коррозии.
17. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от природы, концентрации веществ, температуры, давления, катализатора.
18. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения: изменение концентрации реагирующих веществ, температуры и давления.
19. Виды дисперсных систем. Растворы. Сущность процесса растворения. Количественная характеристика растворов.
20. Вода. Роль воды как средообразующего вещества клетки. Экологические аспекты водопользования.
21. Металлы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов, металлическая связь. Физические и химические свойства металлов.
22. Неметаллы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов. Изменение окислительно-восстановительных свойств неметаллов на примере элементов подгруппы кислорода.
23. Водородные соединения неметаллов. Закономерности в изменении их свойств, в связи с положением химических элементов в периодической системе Д.И. Менделеева.
24. Оксиды, классификация. Состав и свойства кислотных и основных оксидов
25. Оксиды, классификация. Состав и свойства амфотерных оксидов (на примере оксида алюминия).
26. Высшие кислородосодержащие кислоты химических элементов третьего периода. Номенклатура. Их состав и сравнительная характеристика свойств.

27. Основания, классификация. Номенклатура. Состав, свойства и сравнительная характеристика оснований на примере: а) элементов одного периода; б) элементов одной главной подгруппы.
28. Соли, классификация, состав и названия, способы получения.
29. Теория электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты, степень диссоциации. Диссоциация кислот, солей и оснований на примере: азотной кислоты, фосфата натрия и гидроксида бария.
30. Кислотность растворов. Понятие о рН. Использование кислотно-основных индикаторов для определения рН среды. Влияние рН среды на живые организмы.
31. Кислоты, классификация по основности. Состав и свойства в свете теории электролитической диссоциации на примере серной кислоты.
32. Кислоты, классификация по содержанию кислорода. Состав и свойства в свете теории электролитической диссоциации.
33. Основания, классификация. Состав и свойства в свете теории электролитической диссоциации на примере гидроксидов элементов третьего периода.
34. Соли, химические свойства с учетом реакций окисления-восстановления и ионного обмена.
35. Реакции ионного обмена. Условия протекания реакций ионного обмена до конца.
36. Гидролиз солей. Значение и практическое применение.
37. Общая характеристика металлов главных подгрупп I, II групп в связи с их положением в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
38. Алюминий, как металл главной подгруппы III группы. Сплавы на основе алюминия, их применение.
39. Металлы побочных подгрупп (железо, медь), строение, соединения, свойства.
40. Общие способы получения металлов. Практическое значение электролиза на примере солей бескислородных кислот. Коррозия металлов и методы защиты.
41. Галогены. Общая характеристика элементов подгруппы галогенов. Соединения галогенов, их значение и применение. Биологическая роль галогенов.
42. Халькогены. Общая характеристика халькогенов. Получение и применение кислорода и серы. Халькогены в природе, их биологическая роль.
43. Подгруппа азота. Общая характеристика элементов подгруппы азота. Аммиак.
44. Подгруппа углерода. Общая характеристика элементов подгруппы углерода. Природообразующая роль углерода для живой и неживой жизни.
45. Причины многообразия неорганических и органических веществ; взаимосвязь веществ.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

46. Органическая химия – химия углеводородов и их производных. Характер химических связей и валентность углерода в органических соединениях.
47. Классификация углеводородов в зависимости от строения углеродной цепи и валентного состояния атома углерода. Международная номенклатура.
48. Классификация производных углеводорода по типу функциональной группы. Международная номенклатура: обозначение функциональных групп в префиксах и суффиксах названий органических веществ.
49. Основные положения теории химического строения органических веществ А.М. Бутлерова. Основные направления развития этой теории.
50. Изомерия органических соединений и её виды.
51. Предельные углеводороды (алканы), общая формула, гомологический ряд, строение, изомерия и номенклатура.

52. Предельные углеводороды (алканы), физические и химические свойства, применение.
53. Циклоалканы, строение, свойства и применение.
54. Непредельные углеводороды ряда этилена (алкены), общая формула, гомологический ряд, строение, изомерия и номенклатура на примере бутена.
55. Непредельные углеводороды ряда этилена, физические и химические свойства.
56. Диеновые углеводороды, строение, химические свойства и практическое применение.
57. Непредельные углеводороды ряда ацетилен (алкины), физические и химические свойства.
58. Непредельные углеводороды ряда ацетилен (алкины), общая формула, гомологический ряд, строение, изомерия и номенклатура на примере пентина.
59. Механизм реакции присоединения на примере непредельного углеводорода пропена. Правило В.В. Марковникова. Получение этилена. Применение этиленовых углеводородов в органическом синтезе.
60. Природный и синтетический каучук, свойства, получение, применение.
61. Ароматические углеводороды. Структурная формула бензола. Электронное строение молекулы, полуторная связь. Химические свойства бензола.
62. Гомологи бензола, строение, изомерия, свойства и получение толуола.
63. Природный газ, его состав. Применение как источника энергии и химического сырья. Охрана окружающей среды при добыче, переработке и транспортировке природного газа.
64. Нефть, ее состав и свойства. Продукты фракционной перегонки нефти.
65. Природные источники углеводородов: газ, нефть, каменный уголь и их практическое использование.
66. Предельные одноатомные спирты, общая формула, гомологический ряд, изомерия и номенклатура на примере бутанола.
67. Предельные одноатомные спирты, физические и химические свойства на примере этанола.
68. Многоатомные спирты, строение, химические свойства, применение.
69. Фенол, строение, свойства. Основные области применения.
70. Альдегиды, строение, гомологический ряд, изомерия и номенклатура на примере бутанала.
71. Альдегиды, химические свойства и применение на примере формальдегида.
72. Карбоновые предельные одноосновные кислоты, общая формула, гомологический ряд, изомерия и номенклатура на примере пентановой кислоты.
73. Одноосновные предельные карбоновые кислоты, физические и химические свойства на примере метановой кислоты.
74. Важнейшие представители карбоновых кислот. Понятие о синтетических моющих средствах. Защита природы от загрязнения синтетическими моющими средствами.
75. Сложные эфиры, строение, физические и химические свойства, применение и их роль в природе.
76. Жиры, их состав и свойства. Жиры в природе, превращение жиров в организме. Продукты технической переработки жиров.
77. Углеводы. Классификация. Биологическая роль углеводов.
78. Глюкоза – представитель моносахаридов, строение, свойства, применение, биологическая роль.
79. Дисахариды, их состав и особенности химического строения. Химические свойства. Нахождение в природе и биологическое значение.

80. Крахмал, строение, свойства, нахождение в природе. Биологическое значение крахмала. Применение крахмала в промышленности.
81. Целлюлоза, строение, физические и химические свойства, применение.
82. Общая характеристика высокомолекулярных соединений: состав, получение, строение (на примере полиэтилена).
83. Волокна, классификация, химический состав и свойства, применение и получение.
84. Амины. Виды классификация аминов. Номенклатура первичных аминов. Изомерия аминов на примере бутиламина.
85. Первичные предельные амины. Общая формула. Принципы образования донорно-акцепторной связи, свойства и получение.
86. Анилин как представитель аминов, строение, свойства, получение и применение.
87. Аминокислоты, физические и химические свойства на примере аминокислотной кислоты.
88. Аминокислоты, строение, изомерия и номенклатура на примере аминокислотной кислоты.
89. Белки – природные полимеры, строение, свойства и биологические функции.
90. Нуклеиновые кислоты. Строение структурного звена полинуклеотида. Отличия ДНК и РНК по химическому составу и строению. Биологическая роль.

Перечень расчетных задач.

1. Вычисление относительно молекулярной массы вещества по его формуле;
2. Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе, если известна масса растворённого вещества и масса раствора;
3. Вычисление массы растворителя и массы растворённого вещества по известной массовой доле растворённого вещества и массе раствор;
4. Вычисление количества вещества по массе;
5. Определение формул веществ;
6. Определение массы (объема) основного вещества или примесей;
7. Вычисление массы (объём) продукта реакции по известным массам одного из вступающих в реакцию веществ;
8. Определение теплового эффекта реакции.

Примерный экзаменационный билет и эталон ответа

Задания:

1. Металлы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов, металлическая связь. Общие химические свойства металлов.
2. Непредельные углеводороды ряда ацетилена (алкины), общая формула, гомологический ряд, строение, изомерия и номенклатура на примере пентина.
3. Задание. С помощью характерных реакций определите каждое из следующих веществ: K_2CO_3 , NH_4Cl , $CuCl_2$ (в твердом виде).

Эталон ответа

1. Металлы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов, металлическая связь. Общие химические свойства металлов.

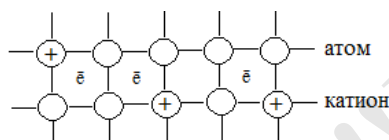
Положение металлов в периодической системе обусловлено строением их атомов. Большинство металлов имеет небольшое количество (один, два, три электрона) электронов на внешнем уровне и внешние электроны далеко расположены от ядра.

Если обозначить заряд ядра атома металла q_1 , заряд его внешних электронов q_2 , а расстояние между ядром и внешними электронами r , то исходя из закона Кулона:

$$F = k \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

сила притяжения F внешних электронов к ядру прямо пропорциональна заряду внешних электронов (а он у металлов небольшой, так как количество внешних электронов равно 1, 2 или 3 и обратно пропорциональна квадрату расстояния r (оно же у металлов пятого и шестого периодов особенно велико). Поэтому металлы располагаются во всех побочных подгруппах (эти металлы имеют, в основном, по два электрона на внешней оболочке), в главных подгруппах первой, второй и третьей групп, кроме бора (данные металлы имеют, соответственно 1, 2 или 3 внешних электрона), а также в четвертой, пятой и шестой группах, причем здесь к металлам относятся элементы 5-го и 6-го периодов – олово (Sn), свинец (Pb), сурьма (Sb), висмут (Bi) и полоний (Po), так как их внешние электроны отстоят от ядра на большом расстоянии (r).

Слабая связь внешних электронов с ядром у металлов приводит к тому, что в их кристаллической решетке есть свободно перемещающиеся электроны. В узлах кристаллической решетки металлов находятся катионы и атомы.



Электроны (\bar{e}) и осуществляют связь между атомами и катионами в металлической кристаллической решетке, т.е. металлическую связь, которая не обладает насыщенностью и направленностью.

В соответствии с таким строением все металлы обладают общими физическими свойствами:

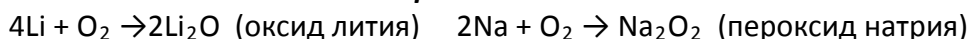
- **пластичностью** – смещение слоев ионов металлов под внешним воздействием на кристалл относительно друг друга; т.к. свободные электроны перемещаются по всему кристаллу, то разрыва связей не происходит;
- **металлическим блеском** - свободные электроны отражают световые лучи, а не пропускают, как стекло. Металлы поэтому имеют серебристо-белый или серый цвет. Исключение составляют Sr, Au, Cu, – они поглощают короткие лучи и отражают длинные волны светового спектра и имеют поэтому цвета: Sr – светло-желтый, Au – желтый, Cu – «медный цвет», красный. Если металл в виде порошка, то он не всегда имеет металлический блеск – черный или серый; если металл в виде тонкой фольги, то он может быть, например, серебристо-голубого цвета, золотисто-зеленого цвета;
- **электро- и теплопроводимостью**, которая обусловлена тем, что в кристалле хаотически двигающиеся электроны под действием напряжения приобретают направленное движение заряженных частиц. Электрический ток – это и есть направленное движение заряженных частиц.

По степени близости физических, химических свойств выделяют группы металлов: щелочные, щелочноземельные. Металлы, вступая в химические реакции, отдают внешние электроны и при этом окисляются, т.к. они являются восстановителями.

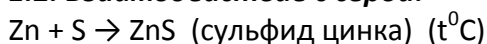
Химические свойства.

1. Взаимодействие металлов с простыми веществами – неметаллами и металлами.

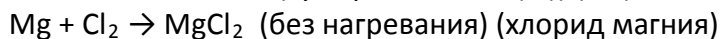
1.1. Взаимодействие с кислородом:



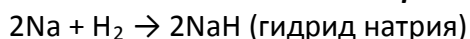
1.2. Взаимодействие с серой:



1.3. Взаимодействие с галогенами:



1.4. Взаимодействие с водородом – только активные металлы:

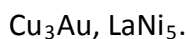


1.5. Взаимодействие с азотом:



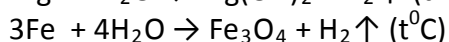
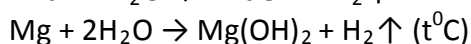
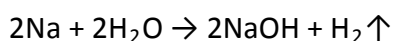
Остальные металлы реагируют с азотом при нагревании.

1.6. Взаимодействие с металлом, получение интерметаллического соединения:

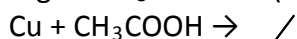
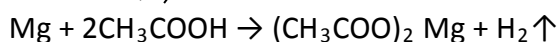
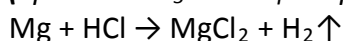


2. Взаимодействие со сложными веществами:

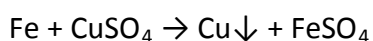
2.1. Взаимодействие с водой:



2.2. Взаимодействие металлов с растворами неорганических и органических кислот (кроме HNO_3 и концентрированной H_2SO_4):

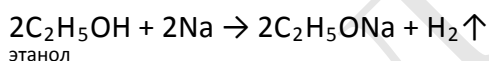


2.3. Взаимодействие металлов с растворами солей менее активных металлов:

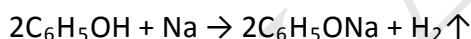


При взаимодействии активных металлов до (до Al) с растворами солей не происходит вытеснение менее активного металла, т.к. активный металл будет вытеснять водород из воды.

2.4. Взаимодействие металлов с органическими веществами:



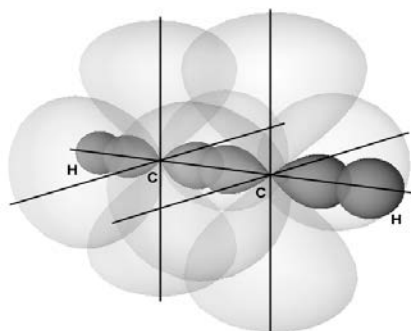
этанол



3. Непредельные углеводороды ряда ацетилена (алкины), общая формула, гомологический ряд, строение, изомерия и номенклатура на примере пентина.

Алкины – это углеводороды, в молекулах которых только два атома углеводорода находятся в *sp*-гибридизации и связаны друг с другом тройной связью: $-\text{C}\equiv\text{C}-$. Общая формула алкинов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, $n \geq 2$. Простейшим представителем алкинов является **этин** $\text{HC}\equiv\text{CH}$, за которым закрепилось тривиальное название **ацетилен**.

Молекула ацетилена линейная. Атомы углерода находятся в состоянии *sp*-гибридизации и образуют между собой три ковалентные связи, четвертая связывает атом углерода с атомом водорода. Тройная связь имеет длину 0,120 нм, что указывает на ее



прочность.

Однако тройная связь состоит из прочной σ_x -связи и расположенных перпендикулярно к ней менее прочных π_y и π_z -связей, образованных боковым перекрыванием p -электронных облаков.

Номенклатура алкинов. По рациональной номенклатуре алкины рассматриваются как производные ацетилена, атомы водорода которого замещены на углеводородные радикалы, например:

По заместительной номенклатуре названия производят от названий предельных углеводородов с тем же числом углеродных атомов в цепи, заменяя окончания **-ан** на **-ин** и указывая место расположения тройной связи. Главную цепь нумеруют с того конца, к которому ближе расположена тройная связь.

Гомологический ряд

Молекулярная формула алкина C_nH_{2n-2}	Название алкина	
	Международная номенклатура	Рациональная номенклатура
C_2H_2	Этин	Ацетилен
C_3H_4	Пропин	Метилацетилен
C_4H_6	Бутин	Этилацетилен
C_5H_8	Пентин	Пропилацетилен

Изомерия и номенклатура алкинов

Изомерия – явление существования соединений, которые имеют одинаковый состав (одинаковую молекулярную формулу), но разное строение. Такие соединения называются *изомерами*.

Для алкинов существует структурная изомерия: изомерия цепи и положения кратной связи, межклассовая изомерия - изомерия веществ, принадлежащих к разным классам органических соединений. Алкины изомерны алкадиенам.

Первые два члена гомологического ряда – этин и пропин – изомеров не имеют.



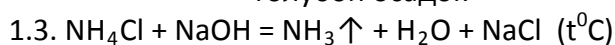
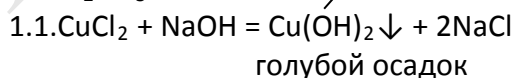
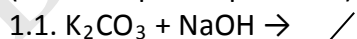
- $CH\equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$ – пентин - 1;
- $CH_3-C\equiv C-CH_2-CH_3$ – пентин - 2;
- $CH\equiv C-CH(CH_3)-CH_3$ – 3-метилбутин-1
- $CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ пентадиен-1,4

3. Задание

С помощью характерных реакций определите каждое из следующих веществ: K_2CO_3 , NH_4Cl , $CuCl_2$ (в твердом виде).

- $CuCl_2$ можно определить по зеленоватому цвету.

Для доказательства надо взять пробы всех трех веществ, растворить их в воде (см.табл. растворимости) и прилить раствор щелочи.



Аммиак можно узнать по запаху или по тому, что влажная фенолфталеиновая бумажка, поднесенная к выделяющемуся газу, становится малиновой.

- K_2CO_3 – является солью слабой угольной кислоты, поэтому, при добавлении более сильной соляной кислоты, происходит выделение газа:

