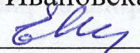


ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
(ФГБОУ ВО НГМУ МИНЗДРАВА РОССИИ)

УТВЕРЖДАЮ:

Зав. кафедрой
фармацевтической химии
проф. Ивановская Е.А.



« _____ » _____ 2022г

ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

(полное наименование дисциплины в строгом соответствии с учебным планом)

Специальность/ направление подготовки 33.05.01 ФАРМАЦИЯ

Форма обучения очная

Оценочные материалы по освоению дисциплине «Общая и неорганическая химия» являются частью основной профессиональной образовательной программы высшего образования - программы специалитета по специальности 33.05.01 ФАРМАЦИЯ

Оценочные материалы разработали сотрудники кафедры фармацевтической химии:

Фамилия И.О.	Должность	Ученая степень, ученое звание
Ким Наталья Ем-Еровна	доцент	К.х.н., доцент
Ким Надежда Олеговна	Преподаватель	-
Зубова Анна Владимировна	Старший преподаватель	-

Оценочные материалы рассмотрены и одобрены на заседании кафедры фармацевтической химии

Протокол № 14 от « 20 » июня 2022 г.

РЕЕСТР
ОЦЕНОЧНЫХ МАТЕРИАЛОВ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.13 «Общая и неорганическая химия»

по специальности 33.05.01 ФАРМАЦИЯ, форма обучения очная

1. Оценочные материалы для проведения текущего контроля успеваемости по дисциплине:

Тестовые задания по теме «Способы выражения состава растворов» (1)

Тестовые задания по теме «Закон эквивалентов» (1)

Тестовые задания по теме «Энергетика химических реакций. Закон Гесса» (1)

Тестовые задания по теме «Направление химических реакций. Химическое равновесие» (1)

Тестовые задания по теме «Ионные равновесия в растворах сильных электролитов. Водородный показатель» (1)

Тестовые задания по теме «Ионные равновесия в растворах слабых электролитов» (1)

Тестовые задания по теме «Коллигативные свойства растворов. Свойства растворов неэлектролитов» (1)

Тестовые задания по теме «Окислительно-восстановительные процессы» (1)

Тестовые задания по теме «Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева» (1)

Тестовые задания по теме «Химическая связь и строение химических соединений» (1)

Тестовые задания по теме «Комплексные соединения» (1)

Тестовые задания по теме «s-Элементы» (1)

Тестовые задания по теме «d-Элементы VIВ, VIIВ групп» (1)

Тестовые задания по теме «d-Элементы IB, IIB, VIIIB групп» (1)

Тестовые задания «p-Элементы» (1)

2. Оценочные материалы для проведения промежуточной аттестации по дисциплине:

Перечень вопросов для подготовки к экзамену: 19 вопросов.

Вопросы к зачету в I семестре: 24 вопроса.

Вопросы к зачету в I семестре: 20 вопроса.

1. Оценочные материалы для проведения текущего контроля успеваемости по дисциплине:

Тестовые задания по теме «Способы выражения состава растворов» (1)

1. Масса KOH, которая требуется для приготовления 1л 0,1М раствора, составляет:
а) 1,7г б) 5,6г в) 2,8г
2. Массе NaOH, необходимой для приготовления 2л раствора с титром 0,02г/мл, соответствует значение:
а) 0,04г б) 0,1кг в) 40г
3. Масса хлорида натрия (г), требующаяся для приготовления 1л 0,1Н раствора, составляет:
а) 5,85 б) 58,5 в) 11,7
4. На взаимодействие 20 мл раствора NaOH затрачено 40 мл 0,2Н раствора HCl. Нормальная концентрация NaOH составляет:
а) 0,8 г/моль б) 0,16 моль/л в) 0,4 моль/л
5. Нитрат серебра применяется как антисептическое средство. Больной ежедневно принимает по 20мл раствора ($\rho=1\text{г/мл}$), содержащего 0,01г AgNO_3 . Массовой доле этого раствора соответствует значение:
а) 0,5% б) 0,05% в) 5%
6. См раствора азотной кислоты, в 1л которого содержится 6,3г HNO_3 , равна:
а) 1 б) 0,1 в) 0,01

Тестовые задания по теме «Закон эквивалентов» (1)

1. Пипеткой отмерено 10 мл раствора. Абсолютная погрешность измерения пипеткой составляет 0,05 мл, а относительная:
а) 5% б) 20% в) 0,5%
2. На титрование 10мл раствора щавелевой кислоты затрачено 8мл 0,1Н раствора щелочи. Нормальная концентрация щавелевой кислоты составляет:
а) 0,1 б) 0,01 в) 0,08
3. На титрование 3мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($C_{\text{э}}=0,05$ моль/л) израсходовали 5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. $C_{\text{э}}$ (моль/л) раствора тиосульфата натрия составляет:
а) 0,083 б) 0,03 в) 0,75
4. Титриметрический анализ используют для определения
-: концентрации вещества в растворе
-: вещества в растворе
-: ионного состава раствора
-: объема раствора
5. Одноцветным индикатором является
+: фенолфталеин
-: метиловый оранжевый
-: метиловый красный
-: лакмус
6. Для количественного определения кислот и солей, дающих при гидролизе кислую реакцию, используют рабочие титрованные растворы щелочей. Метод называется
-: алкалиметрией
-: ацидиметрией
-: объемно-аналитическим
-: титрованием
7. Титрование - это
-: добавление небольших порций одного из растворов к заранее известному объему другого раствора
-: количественное определение кислот и оснований
-: разновидность качественного химического анализа
-: смешивание растворов реагирующих веществ

8. Кислотно-основные индикаторы в титриметрическом анализе применяют для определения
- : точки эквивалентности
 - : pH раствора
 - : концентрации раствора
 - : объема раствора

Тестовые задания по теме «Энергетика химических реакций. Закон Гесса» (1)

- Константа химического равновесия равна 1 когда:
а) $\Delta G < 0$ б) $\Delta G > 0$ в) $\Delta G = 0$
- Константа химического равновесия реакции $3O_2 = 2O_3$ при 100K равна 0,2. Энергия Гиббса этого процесса:
а) больше нуля б) меньше нуля в) равна нулю
- Первое начало термодинамики отражает выражение:
а) $Q = -\Delta H$ б) $Q = T\Delta S$ в) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
- Реакции с $E_a = 50$ кДж/моль при 298K:
а) не идут б) идут с высокой скоростью, возможен взрыв
в) идут с неизмеримо малой скоростью
- При некоторой температуре константа равновесия реакции $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ соответствует 0,4, при этом $[H_2] = 2,2$ моль/л, $[I_2] = 3,6$ моль/л. $[HI]$ (моль/л) составляет:
а) 3,168 б) 0,05 в) 1,86
- Энтальпии образования диоксида углерода отвечает тепловой эффект реакции:
а) $CaCO_3 = CO_2 + CaO$ б) $C + O_2 = CO_2$ в) $CO + 1/2O_2 = CO_2$
- 0,1г жира имеет калорийность, равную:
а) 41 ккал б) 9,3 ккал в) 0,93 ккал
- Стандартные энтропии образования водорода, хлора и хлороводорода (Дж/(мольхК)) равны соответственно 130, 222, 187. Энтропия реакции $H_2(g) + Cl_2(g) = 2HCl(g)$ составляет:
а) 22 б) -165 в) -22

Тестовые задания по теме «Направление химических реакций. Химическое равновесие» (1)

- Чтобы сместить равновесие реакции $C(k) + CO_2(g) \rightarrow 2CO(g)$, $\Delta H = 119,8$ кДж/моль вправо, необходимо:
а) понизить температуру б) ввести катализатор в) понизить давление
- Сместить равновесие реакции $C(k) + CO_2(g) \rightarrow 2CO(g)$, $\Delta H = 119,8$ кДж/моль вправо можно:
а) нагреванием б) повышением давления в) введением катализатора
- Химическим равновесием называется такое состояние обратимого процесса, когда:
а) концентрации реагирующих веществ равны концентрациям продуктов
б) скорость прямой реакции равна скорости обратной
в) количество реагирующих веществ равно количеству продуктов
- Химический процесс протекает самопроизвольно, если энергия Гиббса
-: $G < 0$
-: $G > 0$
-: $G = 0$
-: $G = 1$

Тестовые задания по теме «Ионные равновесия в растворах сильных электролитов. Водородный показатель» (1)

- Ионная сила рассчитывается для растворов:
а) сильных электролитов б) слабых электролитов в) любых электролитов
- Ионная сила 0,1N раствора хлорида кальция равна:
а) 0,60 б) 0,15 в) 0,30
- Концентрация гидроксид-ионов в растворе с pH=4 составляет (моль/л):
а) 10^{-4} б) 10^{-14} в) 10^{-10}

4. Величина, измеряемая полусуммой произведений концентраций всех находящихся в растворе ионов на квадрат их заряда, является количественной характеристикой межионного взаимодействия и называется $\sum z_i^2 C_i$

+: ионный коэффициент

5. Ионная сила (моль/л) 0,1М раствора хлорида кальция равна

-: 0,30

-: 0,15

-: 0,60

-: 0,20

6. Ионная сила раствора сульфата меди (II) равна 0,252 моль/л. Коэффициент активности ионов меди составляет

-: 0,095

-: -1,02

-: 0,006

-: 0,063

7. Вода – очень слабый электролит, поэтому ее молярная концентрация остается практически постоянной при ее диссоциации, а следовательно, остается постоянной и величина $K_w = [H^+][OH^-]$, которую называют

-: ионным произведением воды

-: водородным показателем

-: активностью

-: произведением растворимости

8. Значение ионного произведения воды зависит только от температуры. При 220С оно составляет

-: $1,00 \cdot 10^{-14}$ моль²/л²

-: 8,31 Дж/(мольК)

-: $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹

-: 14

9. Метиловый оранжевый в растворе с pH=2 окрашивается в цвет

-: красный

-: оранжевый

-: желтый

-: оранжево-желтый

10. Лакмус в растворе с pH=4 окрашивается в цвет

-: красный

-: оранжевый

-: синий

-: оранжево-красный

Тестовые задания по теме «Ионные равновесия в растворах слабых электролитов» (1)

1. Константа диссоциации слабых электролитов не зависит от:

а) температуры б) концентрации электролита в) природы электролита

2. Математическое выражение закона разбавления Оствальда имеет следующий вид:

а) $\alpha = n/M$ б) $\alpha = K/C$ в) $[H^+] = \alpha \cdot C$

3. Из предложенных утверждений верно:

а) степень диссоциации электролита не зависит от величины рК

б) чем больше величина рК, тем сильнее электролит

в) чем больше величина рК, тем слабее электролит

4. Из перечисленных ионов амфолитом является:

а) SO_4^{2-} б) HCO_3^- в) H_3O^+

5. Щелочная среда характеризуется соотношением:

а) $[H^+] = [OH^-]$ б) $[H^+] < [OH^-]$ в) $[H^+] > [OH^-]$

6. Для раствора с $pH=5,7$ правильным является соотношение:

- а) $[H^+]=[OH^-]$ б) $[H^+] \square [OH^-]$ в) $[H^+] \square [OH^-]$

7. Гипертоническим по отношению к крови является раствор:

- а) 10% $CaCl_2$ б) 0,9% $NaCl$ в) 5% глюкозы

Тестовые задания по теме «Коллигативные свойства растворов. Свойства растворов неэлектролитов» (1)

1. Криоскопическая константа зависит от:

- а) природы растворенного вещества б) температуры в) природы растворителя

2. Самую низкую t_z при одинаковых молярных концентрациях имеет раствор:

- а) $NaCl$ б) $CaCl_2$ в) Na_3PO_4

3. Для того чтобы усилить гидролиз соли, необходимо:

- а) охладить раствор б) увеличить концентрацию соли в растворе
в) разбавить раствор

4. Для того чтобы ослабить гидролиз соли, необходимо:

- а) разбавить раствор б) ввести ингибитор в) охладить раствор

5. Гидролизу не подвергается соль:

- а) NH_4F б) $Al_2(CO_3)_3$ в) Ag_2CO_3

Тестовые задания по теме «Окислительно-восстановительные процессы» (1)

1. Продуктом восстановления MnO_4^- в кислой среде является:

- а) MnO_2 б) MnO_4^{2-} в) Mn^{2+}

2. Важнейшими восстановителями являются:

- а) свободные неметаллы, которые в результате реакции превращаются в одноатомные анионы
б) одноатомные катионы, в которых элементы проявляют свою высшую степень окисления
в) одноатомные ионы, в которых элементы проявляют низшую степень окисления

3. Наиболее сильные окислительные свойства перманганат калия проявляет в:

- а) нейтральной среде б) кислой среде в) щелочной среде

4. Окислительно-восстановительная реакция $NH_4NO_2 \square N_2 + 2H_2O$ является реакцией:

- а) межатомной б) внутримолекулярной в) диспропорционирования

5. Окислительно-восстановительная реакция $C(к) + CO_2(г) = 2CO(г)$ является реакцией:

- а) межмолекулярной б) диспропорционирования в) компропорционирования

6. Согласно ряду напряжений металлов, самым сильным окислителем будет являться:

- а) Li^+ б) Cs^+ в) Au^{3+}

Тестовые задания по теме «Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева» (1)

1. Мультиплетность атома определяется:

- а) числом валентных электронов б) числом спаренных валентных электронов
в) числом неспаренных валентных электронов

2. Количественной характеристикой металличности является:

- а) ЭО б) I в) Еср.

3. Неметалличность – это:

- а) способность атомов элементов присоединять электроны б) способность атома элемента притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле
в) способность атомов элементов отдавать электроны

4. В главных подгруппах периодической системы сверху вниз:

- а) I увеличивается, Еср. увеличивается б) I увеличивается, Еср. уменьшается
в) I уменьшается, Еср. уменьшается
5. Магнитное квантовое число характеризует:
а) размер орбитали б) энергию подуровня данного уровня
в) взаимную пространственную ориентацию орбиталей данного подуровня в магнитном поле
6. Восемь электронов на внешней электронной оболочке имеет:
а) Si б) O-2 в) Ne+
7. Межмолекулярное индукционное взаимодействие возможно между:
а) диполями б) диполями и легко поляризуемыми молекулами
в) мгновенными диполями
8. Ионная связь не обладает:
а) прочностью б) направленностью в) полярностью
9. Из перечисленных веществ атомную решетку образует:
а) нитрат аммония б) алмаз в) йод
10. В молекуле P₁₅ фосфор находится в гибридизации:
а) sp² б) sp³ в) sp³d
11. Молекула HF является:
а) гомеоплярной б) гетерополярной в) легко поляризуемой
12. В ряду молекул LiF – BeF₂ – BF₃ – CF₄ – NF₃ – OF₂ – F₂:
а) ионный характер связи усиливается б) ковалентный характер связи усиливается
в) ковалентный характер связи ослабевает

Тестовые задания по теме «Химическая связь и строение химических соединений» (1)

1. Число электронов, участвующих в образовании химической связи в молекуле N₂
а) 3; б) 4; в) 5; г) 6
2. Химическая связь в NaClO₄:
а) ковалентная полярная и ионная;
б) металлическая;
в) ковалентная неполярная;
г) ионная.
3. Угловую форму имеет молекула
а) H₂; б) CH₄;
в) H₂O; г) C₂H₆.
4. Химическая связь в молекуле озона
а) металлическая;
б) ионная ;
в) ковалентная полярная;
г) ковалентная неполярная.
5. Химический элемент, атомы которого имеют электронную формулу 1s²2s²2p⁶3s²3p¹:
а) Na; б) P; в) Al; г) Ar.
6. Атом какого химического элемента содержит три протона?
а) B; б) P; в) Al; г) Li.
7. Атом какого химического элемента имеет заряд ядра +22?
а) Na; б) P; в) O; г) Ti.
8. Число нейтронов в атоме марганца равно:
а) 25; б) 29; в) 30; г) 55.
9. Количество неспаренных электронов в атоме серы равно:
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.
10. Валентность азота в ионе аммония равна:
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.
11. Соединения с ионной связью:
а) HNO₃; б) FeS; в) NH₄OH; г) MgCl₂.

12. Соединение, в котором имеется ковалентная неполярная связь:
а) H_2O ; б) O_2 ; в) K_2O ; г) NH_3 .
13. Полярность связи выше в молекуле:
а) HF ; б) HCl ; в) HBr ; г) HI
14. Водородные связи образуют соединения:
а) C_2H_6 ; б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; в) C_2H_2 ; г) NH_3 .
15. Число общих электронных пар в молекуле O_2 :
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.
16. Вещества нелетучие, тугоплавкие, имеют высокую твердость. Это:
а) SiO_2 ; б) S_8 ; в) Si ; г) I_2 .
17. Соединение азота с высшей степенью окисления:
а) HNO_3 ; б) NO_2 ; в) NO ; г) N_2O ;
18. Степень окисления кислорода в соединении OF_2 :
а) +1; б) +2; в) -2; г) +6.
19. Энергию и размеры электронных орбиталей определяет:
а) магнитное квантовое число; б) орбитальное квантовое число;
в) главное квантовое число; г) спиновое число.
20. Ориентацию орбитали в пространстве характеризует:
а) магнитное квантовое число; б) орбитальное квантовое число;
в) главное квантовое число; г) спиновое число.

Тестовые задания по теме «Комплексные соединения» (1)

1. Координационное число комплексообразователя в соединении $[\text{Pt}(\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2)\text{Cl}_2]$ равно:
а) 2 б) 4 в) 6
2. Fe^{2+} является центральным атомом в биокмлексе гемоглобина. Координационное число комплексообразователя этого комплекса равно:
а) 2 б) 4 в) 6
3. При растворении $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$ в воде преимущественно образуются ионы:
а) K^+ , Hg^{2+} , Br^- б) K^+ , $[\text{HgBr}_4]^-$ в) Hg^{2+} , Br^-
4. Более прочным является комплексный ион с константой нестойкости:
а) 2×10^{-17} б) 4×10^{-10} в) 5×10^{-12}
5. Степень окисления комплексообразователя в соединении $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ составляет:
а) +1 б) +2 в) +4
6. Комплексообразователь Zn^{2+} образует более прочное соединение с лигандом:
а) глицином, $K_n = 1,1 \times 10^{-10}$ б) лизином, $K_n = 2,51 \times 10^{-8}$ в) гистидином, $K_n = 1,32 \times 10^{-13}$

Тестовые задания по теме «s-Элементы» (1)

1. Основные свойства гидроксидов в ряду $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$:
а) уменьшаются б) увеличиваются в) не изменяются
2. Пероксид водорода проявляет свойства:
а) окислителя б) восстановителя в) двойственные
3. Редокс-потенциалы щелочных металлов:
а) положительные б) отрицательные в) равны нулю
4. Постоянная жесткость воды обусловлена содержанием:
а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ б) CaCl_2 , MgCl_2 в) NaHCO_3 , KHCO_3
5. Временная жесткость воды обусловлена солями:
а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ б) CaCl_2 , MgCl_2 в) NaHCO_3 , KHCO_3
6. Ионы лития и натрия накапливаются:
а) во внеклеточной жидкости б) во внутриклеточной жидкости в) эмали зубов
7. Как комплексообразователь в состав хлорофилла входит:
а) Ca^{2+} б) Ba^{2+} в) Mg^{2+}
8. При отравлении солями лития в организм вводят хлористый натрий. Это объясняется тем, что:

- а) натрий является синергистом лития, они взаимозаменяемы
 - б) натрий является антагонистом лития, он вытесняет литий
 - в) ионы хлора связывают ионы лития
9. Низшая и высшая степени окисления водорода соответственно:
- а) -1, 0 б) -1, +1 в) +1, 0
10. Оксиды кальция и магния имеют цвет:
- а) желтый б) белый в) серебристый
11. АТФ присутствует во внутриклеточной жидкости в основном в виде комплекса с металлом:
- а) Mg^{2+} б) Si^{2+} в) Cu^{2+}
12. В рентгенографии желудка используют взвесь сульфата бария. Для приготовления взвеси 100г $BaSO_4$ взбалтывают в 100мл воды. Массовая доля сульфата бария в этом растворе:
- а) 100% б) 50% в) 10%
13. Под действием каталазы пероксид водорода разлагается в анаэробных клетках и обезвреживается согласно уравнению $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$. Эта окислительно-восстановительная реакция является:
- а) межмолекулярной б) внутримолекулярной в) реакцией диспропорционирования
14. Синергистом кальция в костной ткани (объясняется близостью радиусов ионов) является:
- а) Ba^{2+} б) Mg^{2+} в) Si^{2+}
15. Водород хорошо растворяется в:
- а) воде б) спирте в) платине

Тестовые задания по теме «d-Элементы VIB, VIIB групп» (1)

1. Как изменяется в подгруппе хрома:
 - а) радиусы атомов;
 - б) энергия ионизации;
 - в) энергия сродства к электрону;
 - г) относительная электроотрицательность?.
2. Напишите уравнения реакций, характеризующих химическую активность и свойства хрома.
3. Напишите уравнения реакций, подтверждающих:
 - а) основной;
 - б) амфотерный;
 - в) кислотный характер оксидов и гидроксидов хрома. Как изменяются их кислотно-основные свойства в зависимости от степени окисления хрома?
4. Для каких соединений хрома характерны окислительные и восстановительные свойства?
5. В какой среде устойчив бихромат-ион, хромат-ион? Покажите их взаимный переход в молекулярном и ионном виде.

Тестовые задания по теме «d-Элементы IB, IIB, VIIB групп» (1)

1. Тяжелые металлы (ртуть, свинец, кадмий, хром, никель) попадая в организм человека, приводят к отравлениям, токсикозам. Это объясняется тем, что:
 - а) катионы металлов взаимодействуют с ферментами, образуя непрочные комплексы
 - б) катионы металлов образуют хелаты, выпадающие в осадок
 - в) катионы металлов взаимодействуют с биоорганическими комплексами, образуя более прочные комплексы
2. Для определения ионов железа (II) в аналитической практике применяют реакцию с солью:
 - а) $KSCN$ б) $K_3[Fe(CN)_6]$ в) $K_4[Fe(CN)_6]$
3. Окислительно-восстановительный процесс между ионами Mn^{2+} и $C_2O_4^{2-}$, если $\varphi^0 MnO_4^-/Mn^{2+}=1,52В$, $\varphi^0 CO_2/C_2O_4^{2-}=0,49В$:
 - а) возможен б) невозможен
 - в) с помощью значений φ^0 определить невозможно
4. Ион Fe^{2+} входит в состав гемоглобина в качестве центрального атома. Координационное число центрального атома:
 - а) 6 б) 4 в) 2

5. Кобальт – микроэлемент, входит в состав витамина В12, который представляет собой:
- а) биоорганическое комплексное соединение порфиринового ряда
 - б) биоорганическое комплексное соединение с аминокислотами
 - в) биоорганическое комплексное соединение с нуклеиновыми кислотами
6. Цинк является необходимым микроэлементом организма. Его биологическая роль объясняется тем, что:
- а) ион цинка участвует в окислительно-восстановительных процессах организма
 - б) ион цинка оказывает противомикробное, антисептическое действие
 - в) ион цинка входит в состав металлоферментов, катализируя биологические реакции организма
7. Кадмий обнаруживается в печени и почках организма. Действие его на организм объясняется тем, что:
- а) ионы кадмия катализируют ферментативные реакции,
 - б) ионы кадмия ускоряют окислительно-восстановительные процессы организма
 - в) ионы кадмия ингибируют ферментативные реакции, разрушают ферменты
8. Сулема HgCl_2 является ядом и в то же время важнейшим антисептиком. Применяется очень разбавленный раствор – 1:1000. Чтобы получить 2л такого раствора, в воде необходимо растворить сулемы:
- а) 2г б) 0,2г в) 0,002г
9. Для d-элементов характерным является:
- а) образование бесцветных соединений б) высокая каталитическая активность
 - в) постоянные степени окисления
10. По своим свойствам молибден во многом похож на:
- а) хром б) вольфрам в) ванадий

Тестовые задания «р-Элементы» (1)

1. Йод относится к числу незаменимых биогенных элементов. Он необходим для:
- а) переваривания пищи и входит в основные компоненты желудочного сока
 - б) функционирования организма, т.к. входит в состав витаминов группы В
 - в) функционирования щитовидной железы, которая секретирует гормон тирозин, содержащий йод
2. В промышленных районах, где воздух загрязнен оксидами неметаллов, выпадают кислотные дожди, уничтожающие растительность. Это происходит в результате протекания реакции:
- а) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ б) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ в) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4$
3. При работе бактерицидных, ультрафиолетовых ламп выделяется озон. Его бактерицидное действие основано на том, что:
- а) озон – сильнейший восстановитель, приводит к повреждению и гибели микробов
 - б) озон инициирует радикальные реакции с молекулами микробов
 - в) это сильнейший яд для микробов
4. Токсическое действие нитритов основано на том, что под их воздействием гемоглобин превращается в метгемоглобин, который не способен переносить кислород:
 $\text{HbFe}^{2+} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{HbFe}^{3+} + \text{NO}$. Действие нитритов основано на:
- а) окислительных свойствах нитрит-иона б) восстановительных свойствах нитрит-иона
 - в) кислотно-основных свойствах нитрит-иона
5. Как антисептик в медицине широко применяется соединение бора, которое хорошо растворимо в воде, легко проникает в клетку через липидную мембрану. Это:
- а) H_3BO_3 б) B_2O_3 в) NaBO_2
6. Сопоставьте формулы кислот и их названия:
- | | |
|---------------------|----------------------------|
| а) метафосфорная | 1) H_3PO_3 |
| б) фосфористая | 2) HPO_3 |
| в) фосфорноватистая | 3) H_3PO_2 |
| | 4) H_3PO_4 |
7. Сопоставьте названия кислот и их солей:
- | | |
|----------------------|----------------|
| а) метамышьяковая | 1) ортоарсенат |
| б) ортомышьяковая | 2) метаарсенат |
| в) метамышьяковистая | 3) метаарсенит |

8. Активный уголь применяют в качестве:

- а) ценного топлива б) адсорбента в) карандаша

9. Кристаллический кремний:

- а) бурый порошок, взаимодействует со фтором при обычной температуре
б) темно-серое вещество с металлическим блеском, инертен
в) по внешнему виду похож на графит, жирен на ощупь

10. Только неметаллы содержатся в:

- а) 5-ой группе, главной подгруппе б) 6-ой группе, главной подгруппе
в) 7-ой группе главной подгруппе

2. Оценочные материалы для проведения промежуточной аттестации по дисциплине:

Перечень вопросов для подготовки к экзамену: 19 вопросов.

Перечень вопросов для подготовки к экзамену.

1. ВВЕДЕНИЕ

- 1.1. Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии, ее место в системе естественных наук и фармацевтического образования, значение для развития медицины и фармации.
1.2. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов.
1.3. Номенклатура основных классов неорганических веществ.
1.4. Расчеты по химическим формулам и уравнениям.
1.5. Техника безопасности и правила работы в лабораториях химического профиля.
1.6. Основные способы выражения концентраций растворов.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

- 2.1. Основные понятия химической термодинамики. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота и работа.
2.2. Внутренняя энергия и энтальпия индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные состояния веществ и стандартные значения внутренней энергии и энтальпии. Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении или объеме. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ.
2.3. Закон Гесса. Расчеты изменения стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (растворение веществ, диссоциация кислот и оснований) на основе закона Гесса.
2.4. Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана).
2.5. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений. Таблицы стандартных энергий Гиббса образования веществ.
2.6. Обратимые и необратимые химические реакции и состояние химического равновесия. Качественная характеристика состояния химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы.
2.7. Закон действующих масс. Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса и энергии Гельмгольца процесса. Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях путем сравнения соотношения произведений концентраций в данных условиях и значения константы равновесия.
2.8. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры. Принцип Ле Шателье-Брауна.
2.9. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях.

- 2.10. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.
- 2.11. Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВР по разности ОВ потенциалов.
- 2.12. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.
- 2.13. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.
- 2.14. Процесс растворения как физико-химическое явление (Д.И. Менделеев, Н.С. Курнаков). Термодинамика процесса растворения.
- 2.15. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри-Дальтона, Сеченова.
- 2.16. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных свойствах растворов. Зависимость «свойство раствора – концентрация». Закон Вант-Гоффа об осмотическом давлении. Теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И.А.). Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.
- 2.17. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов.
- 2.18. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков.
- 2.19. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. pH растворов сильных кислот и оснований.
- 2.20. Растворы слабых электролитов. Применение закона действующих масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (диссоциации). Ступенчатый характер ионизации.
- 2.21. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда-Лоури). Константы кислотности и основности. Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей.
- 2.22. Амфотерные электролиты (амфолиты).
- 2.23. Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей.
- 2.24. Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.
- 3. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА**
- 3.1. Спектры атомов как источник информации об их строении.
- 3.2. Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.
- 3.3. Периодический закон Д.И. Менделеева и его трактовка на основе квантово-механической теории строения атомов.
- 3.4. Структура периодической системы элементов: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация элементов. Длиннопериодный и короткопериодный варианты периодической системы. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность. Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.
- 3.5. Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (двухэлектронная химическая связь по Гайтлеру-Лондону на примере молекулы водорода).
- 3.6. Описание молекулы методом валентных связей. Механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость ковалентной связи. Направленность ковалентной связи как следствие условия

максимального перекрывания орбиталей. Сигма и пи – связи и их образование при перекрывании различных орбиталей. Кратность связей в методе валентных связей.

Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах.

Полярность молекул.

3.7. Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость гибридизированных состояний различных атомов. Пространственное расположение атомов в молекулах. Характерные структуры трех-, четырех-, пяти- и шестиатомных молекул.

3.8. Описание молекул методом молекулярных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Энергетические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов периодической системы. Кратность связи в методе молекулярных орбиталей.

3.9. Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и

дисперсионное взаимодействие. Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.

3.10. Современное содержание понятия «комплексные соединения». Структура комплексного соединения: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома, дентатность лиганда.

3.11. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в комплексном соединении. Объяснение окраски комплексных соединений переходных металлов. Образование и диссоциация комплексных соединений в растворах, константы нестойкости и устойчивости комплексов.

3.12. Классификация и номенклатура комплексных соединений.

Комплексные кислоты, основания, соли. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические комплексы.

3.13. Биологическая роль комплексных соединений, химические основы применения их в фармации и медицине.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

4. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

4.1. Свойства водорода и его соединений.

4.2. Химические свойства элементов I A и их соединений.

4.3. Химические свойства элементов II A и их соединений.

4.4. Химические свойства элементов III A и их соединений.

4.5. Химические свойства элементов IV A и их соединений.

4.6. Химические свойства элементов V A и их соединений.

4.7. Химические свойства элементов VI A и их соединений.

4.8. Химические свойства элементов VII A и их соединений.

4.9. Химические свойства элементов VIII A и их соединений.

4.10. Химические свойства элементов I B и их соединений.

4.11. Химические свойства элементов II B и их соединений.

4.12. Химические свойства элементов III B и их соединений.

4.13. Химические свойства элементов IV B и их соединений.

4.14. Химические свойства элементов V B и их соединений.

4.15. Химические свойства элементов VI B и их соединений.

4.16. Химические свойства элементов VII B и их соединений.

4.17. Химические свойства элементов VIII B и их соединений.

4.18. Роль биогенных элементов и их соединений в жизнедеятельности человека.

4.19. Экологические проблемы, связанные с нарушением содержания некоторых элементов в окружающей среде.

Вопросы к зачету в I семестре:

Вопросы к зачету в I семестре:

1 Основные понятия химической термодинамики. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота и работа.

2. Внутренняя энергия и энтальпия индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные состояния веществ и стандартные значения внутренней энергии и энтальпии. Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении или объеме. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ.
3. Закон Гесса. Расчеты изменения стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (растворение веществ, диссоциация кислот и оснований) на основе закона Гесса.
4. Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана).
5. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений. Таблицы стандартных энергий Гиббса образования веществ.
6. Обратимые и необратимые химические реакции и состояние химического равновесия. Качественная характеристика состояния химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы.
7. Закон действующих масс. Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса и энергии Гельмгольца процесса. Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях путем сравнения соотношения произведений концентраций в данных условиях и значения константы равновесия.
8. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры. Принцип Ле Шателье-Брауна.
9. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях.
10. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.
11. Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВР по разности ОВ потенциалов.
12. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.
13. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.
14. Процесс растворения как физико-химическое явление (Д.И. Менделеев, Н.С. Курнаков). Термодинамика процесса растворения.
15. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри-Дальтона, Сеченова.
16. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных свойствах растворов. Зависимость «свойство раствора – концентрация». Закон Вант-Гоффа об осмотическом давлении. Теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И.А.). Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.
17. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов.
18. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков.
19. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. pH растворов сильных кислот и оснований.
20. Растворы слабых электролитов. Применение закона действующих масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (диссоциации). Ступенчатый характер ионизации.

21. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда-Лоури). Константы кислотности и основности. Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей.
22. Амфотерные электролиты (амфолиты).
23. Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей.
24. Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.

Вопросы к зачету в II семестре:

1. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Комплексные кислоты, основания, соли. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические комплексы.
2. Биологическая роль комплексных соединений, химические основы применения их в фармации и медицине.
3. Свойства водорода и его соединений.
4. Химические свойства элементов I A и их соединений.
5. Химические свойства элементов II A и их соединений.
6. Химические свойства элементов III A и их соединений.
7. Химические свойства элементов IV A и их соединений.
8. Химические свойства элементов V A и их соединений.
9. Химические свойства элементов VI A и их соединений.
10. Химические свойства элементов VII A и их соединений.
11. Химические свойства элементов VIII A и их соединений.
12. Химические свойства элементов I B и их соединений.
13. Химические свойства элементов II B и их соединений.
14. Химические свойства элементов III B и их соединений.
15. Химические свойства элементов IV B и их соединений.
16. Химические свойства элементов V B и их соединений.
17. Химические свойства элементов VI B и их соединений.
18. Химические свойства элементов VII B и их соединений.
19. Химические свойства элементов VIII B и их соединений.
20. Роль биогенных элементов и их соединений в жизнедеятельности человека.

