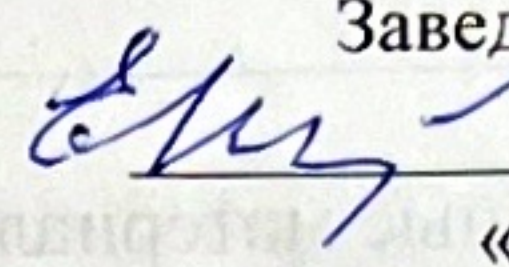


ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ «НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
(ФГБОУ ВО НГМУ МИНЗДРАВА РОССИИ)

Кафедра фармацевтической химии

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой

 Е.А. Ивановская

«29» августа 2022г

ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

Шифр дисциплины: ОП. 06 (шифр дисциплины из учебного плана)

Специальность 33.02.01 «Фармация»

Форма обучения очно-заочная

Оценочные материалы по дисциплине «Общая и неорганическая химия» являются частью основной профессиональной программы среднего профессионального образования – программы подготовки специалистов среднего звена по специальности 33.02.01. «Фармация»

Оценочные материалы разработали сотрудники:

Фамилия И.О.	Должность	Ученая степень, Ученое звание
1	2	3
Ким Наталья Ем-Еровна	доцент	К.х.н., доцент
Ким Надежда Олеговна	доцент	К.фарм.н.

Оценочные материалы рассмотрены и одобрены на заседании кафедры

Протокол № 14 от 20 июня 2022 г.

РЕЕСТР
ОЦЕНОЧНЫХ МАТЕРИАЛОВ ДИСЦИПЛИНЫ

ОП.8 «Общая и неорганическая химия»

по специальности 33.02.01 ФАРМАЦИЯ, форма обучения очно-заочная

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

Тестовые задания:

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

Тестовые задания по теме «Закон эквивалентов» (1)

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

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

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

Тестовые задания «p-Элементы» (1)

Перечень лабораторных работ:

Лабораторная работа №1. Правила работы в химической лаборатории, виды химической посуды.

Лабораторная работа №2 Приготовление растворов с заданной концентрацией. Титриметрический анализ.

Лабораторная работа №3. Ионные равновесия в растворах сильных электролитов. Водородный показатель. Ионные равновесия в растворах слабых электролитов.

Лабораторная работа №4. Окислительно-восстановительные процессы.

Лабораторная работа №5. Комплексные соединения.

Лабораторная работа №6. Химия элементов (свойства s, p, d-элементов).

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 «Ионные равновесия в растворах сильных и слабых электролитов. Водородный показатель» (1)

1. Ионная сила рассчитывается для растворов:
 - а) сильных электролитов б) слабых электролитов в) любых электролитов
2. Ионная сила 0,1N раствора хлорида кальция равна:
 - а) 0,60 б) 0,15 в) 0,30
3. 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 #### ###
 - +: ионн#\$# сил#\$#
5. Ионная сила (моль/л) 0,1M 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 220C оно составляет
 - : $1,00 \cdot 10^{-14}$ моль²/л²
 - : 8,31 Дж/(мольK)
 - : $6,02 \cdot 10^{23}$ моль-
 - : 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

11. Константа диссоциации слабых электролитов не зависит от:
- температуры
 - концентрации электролита
 - природы электролита
12. Математическое выражение закона разбавления Оствальда имеет следующий вид:
- $\alpha = n/M$
 - $\alpha = \alpha K/C$
 - $[H^+] = \alpha \times C$
13. Из предложенных утверждений верно:
- степень диссоциации электролита не зависит от величины pK
 - чем больше величина pK , тем сильнее электролит
 - чем больше величина pK , тем слабее электролит
14. Из перечисленных ионов амфолитом является:
- SO_4^{2-}
 - HCO_3^-
 - H_3O^+
15. Щелочная среда характеризуется соотношением:
- $[H^+] = [OH^-]$
 - $[H^+] < [OH^-]$
 - $[H^+] > [OH^-]$
16. Для раствора с $pH=5,7$ правильным является соотношение:
- $[H^+] = [OH^-]$
 - $[H^+] < [OH^-]$
 - $[H^+] > [OH^-]$
17. Гипертоническим по отношению к крови является раствор:
- 10% $CaCl_2$
 - 0,9% $NaCl$
 - 5% глюкозы

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

- Продуктом восстановления MnO_4^- в кислой среде является:
 - MnO_2
 - MnO_4^{2-}
 - Mn^{2+}
- Важнейшими восстановителями являются:
 - свободные неметаллы, которые в результате реакции превращаются в одноатомные анионы
 - одноатомные катионы, в которых элементы проявляют свою высшую степень окисления
 - одноатомные ионы, в которых элементы проявляют низшую степень окисления
- Наиболее сильные окислительные свойства перманганат калия проявляет в:
 - нейтральной среде
 - кислой среде
 - щелочной среде
- Окислительно-восстановительная реакция $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$ является реакцией:
 - межатомной
 - внутримолекулярной
 - диспропорционирования
- Окислительно-восстановительная реакция $C(к) + CO_2(г) = 2CO(г)$ является реакцией:
 - межмолекулярной
 - диспропорционирования
 - компропорционирования
- Согласно ряду напряжений металлов, самым сильным окислителем будет являться:
 - Li^+
 - Cs^+
 - Au^{3+}

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

- Основные свойства гидроксидов в ряду $Mg(OH)_2, Ca(OH)_2, Sr(OH)_2, Ba(OH)_2$:
 - уменьшаются
 - увеличиваются
 - не изменяются
- Пероксид водорода проявляет свойства:
 - окислителя
 - восстановителя
 - двойственные
- Редокс-потенциалы щелочных металлов:
 - положительные
 - отрицательные
 - равны нулю
- Постоянная жесткость воды обусловлена содержанием:
 - $Ca(HCO_3)_2, Mg(HCO_3)_2$
 - $CaCl_2, MgCl_2$
 - $NaHCO_3, KHCO_3$
- Временная жесткость воды обусловлена солями:
 - $Ca(HCO_3)_2, Mg(HCO_3)_2$
 - $CaCl_2, MgCl_2$
 - $NaHCO_3, KHCO_3$
- Ионы лития и натрия накапливаются:
 - во внеклеточной жидкости
 - во внутриклеточной жидкости
 - эмали зубов
- Как комплексообразователь в состав хлорофилла входит:
 - Ca^{2+}
 - Ba^{2+}
 - Mg^{2+}

8. При отравлении солями лития в организм вводят хлористый натрий. Это объясняется тем, что:
- натрий является синергистом лития, они взаимозаменяемы
 - натрий является антагонистом лития, он вытесняет литий
 - ионы хлора связывают ионы лития
9. Низшая и высшая степени окисления водорода соответственно:
- 1, 0
 - 1, +1
 - +1, 0
10. Оксиды кальция и магния имеют цвет:
- желтый
 - белый
 - серебристый
11. АТФ присутствует во внутриклеточной жидкости в основном в виде комплекса с металлом:
- Mg^{2+}
 - Sr^{2+}
 - 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:
- 100%
 - 50%
 - 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:
- межмолекулярной
 - внутримолекулярной
 - реакцией диспропорционирования
14. Синергистом кальция в костной ткани (объясняется близостью радиусов ионов) является:
- Ba^{2+}
 - Mg^{2+}
 - Sr^{2+}
15. Водород хорошо растворяется в:
- воде
 - спирте
 - платине

Тестовые задания «р-Элементы» (1)

1. Йод относится к числу незаменимых биогенных элементов. Он необходим для:
- переваривания пищи и входит в основные компоненты желудочного сока
 - функционирования организма, т.к. входит в состав витаминов группы 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:
- $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$
 - $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
 - $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$
 - $H_2SO_3 + O_2 = H_2SO_4$
3. При работе бактерицидных, ультрафиолетовых ламп выделяется озон. Его бактерицидное действие основано на том, что:
- озон – сильнейший восстановитель, приводит к повреждению и гибели микробов
 - озон инициирует радикальные реакции с молекулами микробов
 - 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: $HbFe^{2+} + NO_2^- \rightarrow HbFe^{3+} + NO$. Действие нитритов основано на:
- окислительных свойствах нитрит-иона
 - восстановительных свойствах нитрит-иона
 - кисотно-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:
- H_3BO_3
 - B_2O_3
 - $NaBO_2$
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:
- метамышьяковая
 - ортоарсенат

- в) 7-ой группе главной подгруппе

сухих пробирок следует проводить постепенно, не допуская выброса жидкости. Пробирка должна находиться в наклонном положении, ее

отверстие направляют в сторону от себя и от людей, нельзя наклоняться над пробиркой и смотреть в ее открытое отверстие. Нагревая, непрерывно вращайте пробирку, и время от времени осторожно встряхивайте ее содержимое.

Меры предосторожности при работе с кислотами и щелочами. Минеральные и сильные органические кислоты при попадании на кожу и слизистые оболочки вызывают химические ожоги. Все работы с концентрированными кислотами и щелочами проводятся только в вытяжном шкафу. Разбавлять концентрированные кислоты можно только в термостойкой посуде путем приливания кислоты к воде!

Меры оказания первой помощи при несчастных случаях. При порезе рук стеклом необходимо смазать края ранки спиртовым раствором йода и наложить повязку. Так же можно закрыть ранку лейкопластырем или

замазать клеем БФ-6. При сильном кровотечении надо перетянуть конечность выше раны эластичным жгутом и немедленно вызвать скорую помощь.

При ожогах кислотами немедленно промойте обожженный участок водой, 1% раствором гидрокарбоната натрия, затем наложите компресс из ваты, смоченный этим раствором.

При ожогах щелочами пораженный участок промывается водой и накладывается компресс, смоченный 1% раствором уксусной кислоты или 2% раствором борной кислоты.

При термических ожогах сразу же промывают обожженное место спиртом, затем накладывают повязку с противоожоговой мазью.

Обязательно распишитесь в журнале инструктажа по ТБ! За свои действия Вы отвечаете самостоятельно, поэтому лабораторные работы выполняйте с соблюдением правил ТБ!

Задание 2. Изучить виды химической посуды и ее назначение.

В лабораториях используется только специальная неповрежденная химическая посуда. Она должна быть чистой и сухой, так как грязь может изменить ход реакции. Грязную посуду следует мыть сразу же после окончания работ.

Химическую посуду разделяют на:

а) стеклянную, фарфоровую и кварцевую по материалу изготовления. Наиболее известны стекла марок «химически устойчивое» и «термически устойчивое». Основным недостатком стекла является хрупкость. Стеклянную посуду нельзя чистить абразивами. Посуда из кварцевого стекла более термостойкая, инертная к действию большинства химических реагентов, но самая дорогая. Фарфор обладает еще большей термической устойчивостью по сравнению со стеклом и кварцем и хорошей химической устойчивостью, поэтому фарфоровую посуду применяют для выпаривания растворов и прокаливания осадков.

Металлическая, деревянная и пластмассовая посуда в химических лабораториях встречается редко.

Лабораторная работа №2 Приготовление растворов с заданной концентрацией. Титриметрический анализ.

Правила по технике безопасности: при выполнении данной работы соблюдайте общие правила по ТБ.

Оборудование	Реактивы
Аптечные весы и разновесы, мерная колба на 100 мл, стеклянная палочка, цилиндр, ареометр.	Кристаллы NaCl, CuSO ₄ *5H ₂ O, MgCl ₂ *6H ₂ O; H ₂ O дист.

Задание 1. Приготовить раствор заданной концентрации из сухой соли или кристаллогидрата и воды.

1. Получите задание у преподавателя.

Приготовить 100 мл:

а) физиологического 0,9%-ного раствора хлорида натрия ($\rho=1,005 \text{ г/см}^3$);

б) гипертонического 3%-ного раствора хлорида натрия ($\rho=1,022 \text{ г/см}^3$);

в) 1%-ного раствора сульфата меди из $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($\rho=1,009 \text{ г/см}^3$);

г) 2%-ного раствора хлорида магния из $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ($\rho=1,015 \text{ г/см}^3$).

2. Рассчитайте массу соли, требующуюся для приготовления данного раствора.

3. Взвесьте соль на аптечных весах. Высыпьте ее в мерную колбу, добавьте примерно половину объема дистиллированной воды. Перемешайте раствор стеклянной палочкой до полного растворения соли. Долейте воды до риски, еще раз перемешайте.

4. Перелейте раствор в цилиндр, измерьте его плотность с помощью ареометра (денсиметра).

Плотность раствора – это масса единицы объема раствора (г/см^3 , г/мл , г/л , кг/м^3). Определение плотности раствора с помощью ареометра (денсиметра) основано на том, что плавающее тело погружается в жидкость до тех пор, пока масса вытесненной им жидкости не станет равна массе самого тела. В расширенной нижней части ареометра помещен груз, на верхней узкой части

(шейке) нанесены деления, указывающие плотность жидкости, в которой плавает ареометр. Отсчет производится по уровню жидкости сверху вниз.

5. Рассчитайте погрешности:

а) абсолютная погрешность – разность между теоретическим значением и результатом измерения.

Выражается в единицах измеряемой величины;

б) относительная погрешность – частное между абсолютной погрешностью и теоретическим значением. Может быть выражена в процентах.

6. Заполните таблицу:

ω р-ра, %	ρ тео р. г/мл	m соли в раст- воре, г	ρ экс., г/мл	Концентрации раствора					ρ , г/мл	δ , %
				См, моль/ л	Сэ, моль/л	См, моль/кг	С, г/л	Т, г/мл		

7. Сделайте вывод.

Задание 2. Определить объем капли бюретки.

Бюретку заполните дистиллированной водой и определите объем 100 капель, проведите не менее трех определений. Рассчитайте средний объем ста капель бюретки, а затем объем одной капли.

Задание 3. Приготовить раствор заданной концентрации, путем титрования установить его точную концентрацию.

1. Получите задание у преподавателя.

Приготовить 100 мл 0,1N раствора серной кислоты из:

а) раствора серной кислоты с концентрацией 8,07% ($\rho=1,055 \text{ г/мл}$), б) раствора серной кислоты с концентрацией 10,19% ($\rho=1,07 \text{ г/мл}$).

2. Произведите расчет исходного объема раствора серной кислоты,

необходимого для приготовления 0,1Н раствора.

3. В мерную колбу налейте приблизительно половину объема дистиллированной воды, с помощью пипетки перенесите сюда рассчитанный объем исходной серной кислоты. Осторожно перемешайте и доведите воду до метки, вновь перемешайте.

4. Точность концентрации приготовленного раствора проверьте титрованием в соответствии с методикой выполнения титриметрического анализа.

5. Заполните таблицу:

Сэ теор., моль/л	Исходный р-р			Объем раствора, пошедшего на титрование, мл				Сэ эксп., моль/л	δ, %
	ω, %	ρ, г/мл	V, мл	1	2	3	Ср.		
0,1									

6. Сделайте вывод.

Лабораторная работа №3. Ионные равновесия в растворах сильных электролитов. Водородный показатель. Ионные равновесия в растворах слабых электролитов.

Правила по технике безопасности: соблюдайте общие правила работы со стеклянной посудой и спиртовкой.

Оборудование	Реактивы
Пробирки, пипетки, груша, стеклянная палочка, термометр.	Кристаллы $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, NH_4Cl , KOH , растворы биол. жидкостей и неор. веществ, H_2O дист., метиловый красный, 0,1Н CH_3COOH , универсальный бумажный индикатор.

Задание 1. Определить тепловые эффекты при растворении.

а) 2 пробирки наполовину наполните водой, измерьте температуру. В первую внесите немного твердого гидроксида калия, во вторую приблизительно столько же хлорида аммония. Перемешайте содержимое пробирок, измерьте температуру растворов.

б) Пробирку наполните водой на 1/3 ее объема и измерьте температуру. Взвесьте 2-3 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и внесите навеску соли в пробирку. Осторожно помешивая раствор, наблюдайте изменение температуры.

Сделайте вывод.

Задание 2. Определить pH растворов и биологических жидкостей.

а) Несколько капель исследуемого раствора поместите на индикаторную бумагу и сравните полученную окраску с окраской бумажной цветной шкалы.

б) Используя данные таблицы 5, приготовьте стандартные растворы. В каждую пробирку поместите по 3 капли индикатора метилового красного, перемешайте и отметьте окраску раствора в таблице.

№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7
V CH ₃ COOH, мл	7	5	3	1	0,5	0,2	0,1
V CH ₃ COONa, мл	3	5	7	9	9,5	9,8	9,9
pH раствора	4,40	4,76	5,14	5,74	6,05	6,46	6,76
Окраска							

К 5мл раствора или биологической жидкости добавьте также 3 капли метилового красного, перемешайте и сравните окраску исследуемого раствора с окраской стандартного раствора. pH исследуемого раствора равен тому значению, который имеет равноокрашенный стандартный раствор.

Какова точность используемых методов определения pH? По величине pH определите концентрацию ионов водорода в исследуемых жидкостях.

Задание 3. Изучить условия смещения ионного равновесия в растворах слабых электролитов.

а) Равновесие в растворе кислоты.

В две пробирки внесите по 10 капель раствора уксусной кислоты и по 1-2 капли раствора индикатора метилового оранжевого, отметьте окраску раствора. Затем в одну пробирку добавьте 3-4 капли насыщенного раствора ацетата натрия. Содержимое перемешайте и сравните интенсивность окраски в обеих пробирках.

б) Равновесие в растворе основания.

В две пробирки внесите по 10 капель раствора аммиака и по 1-2 капли раствора индикатора фенолфталеина, отметьте окраску раствора. В одну из пробирок добавьте 3-4 капли насыщенного раствора хлорида аммония. Содержимое перемешайте и сравните интенсивность окраски растворов в обеих пробирках.

Составьте уравнения ионных равновесий в растворах кислоты и основания, выражения для констант диссоциации. Объясните наблюдаемые изменения. Как влияет добавление одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита?

Задание 4. Изучить условия образования и растворения осадков.

а) В пробирки поместите по 2 капли растворов сульфата натрия, карбоната натрия и хромата калия. Добавьте в каждую по 2 капли раствора хлорида бария. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Указать условия, при которых вещество выпадает в осадок.

б) В две пробирки поместите по 3 капли раствора хромата калия и прибавьте по 3 капли раствора хлорида бария. Осадки отфильтруйте, поместите в чистые пробирки. В первую пробирку добавьте 6 капель 2М соляной кислоты, а во вторую – 6 капель 2 М уксусной кислоты. Объясните, чем отличается действие соляной и уксусной кислот на осадок. Укажите условия, при которых осадок растворяется.

Задание 5. «Силикатный сад».

В стакан налейте приблизительно 30 мл раствора силиката натрия и 5 мл раствора соляной кислоты. Бросьте в раствор крупные кристаллы хлоридов кобальта, железа, меди, никеля. Составьте уравнения реакций, объясните происходящие явления.

Лабораторная работа №4. Окислительно-восстановительные процессы.

Правила по технике безопасности: при выполнении данной работы соблюдайте общие правила по ТБ. Повторите правила работы с кислотами и щелочами.

Оборудование	Реактивы
Пробирки, пипетки, груши.	Растворы KMnO_4 , H_2SO_4 (разб. и конц.), NaOH , Na_2SO_3 , KI , 3% H_2O_2 , 1Н $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, крахмала, этилового спирта, H_2O дист.

Задание 1. Изучить влияние среды на протекание ОВР.

В 3 пробирки внесите по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты, во вторую- столько же воды, в третью – столько раствора щелочи. Во все три пробирки внесите по каплям свежеприготовленный раствор сульфита натрия до изменения окраски раствора.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод полуреакций. Отметьте типы ОВР.

Пользуясь справочником, определите значения редокс-потенциалов для каждой системы, вычислите ЭДС. Сделайте вывод, в какой среде реакция протекает наиболее полно.

Задание 2. Изучить окислительно-восстановительную двойственность пероксида водорода.

а) К раствору йодида калия, подкисленному серной кислотой, прибавьте по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода до появления желтой окраски. Для обнаружения йода в растворе прибавьте несколько капель раствора крахмала.

б) Налейте в пробирку 2-3 мл разбавленной серной кислоты, добавьте такое же количество 3%-ного пероксида водорода и 2-3 капли раствора дихромата калия. Содержимое пробирки взболтайте и наблюдайте изменение окраски.

Составьте уравнения реакций, используя электронно-ионный метод. Чем является пероксид водорода в изученных реакциях? Ответ подтвердите значениями редокс-потенциалов. Отметьте типы ОВР.

Задание 3. Изучить свойства органических веществ в окислительно-восстановительных реакциях.

В пробирку налейте 5-6 капель раствора дихромата калия, добавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты и 4-5 капель этилового спирта. Отметьте изменение окраски раствора и появление специфического «яблочного» запаха. Составьте уравнение реакции.

Лабораторная работа №5. Комплексные соединения.

Правила по технике безопасности: при выполнении данной работы соблюдайте общие правила по ТБ.

Оборудование	Реактивы
--------------	----------

Пробирки, пипетки, груши.	Растворы CuSO_4 , NH_4OH , NaOH , Na_2S , FeCl_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, KSCN , FeCl_2 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, KMnO_4 .
---------------------------	--

Задание 1. Получить комплексный катион и изучить его устойчивость.

К раствору соли меди добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака до растворения выпадающей в осадок основной соли. Разделите раствор на две пробирки. К одной прибавьте раствор щелочи, к другой – раствор сульфида натрия. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции, запишите выражение константы нестойкости комплексного иона.

Задание 2. Получить хелатный комплекс.

В две пробирки внесите раствор соли железа (III). Одну оставьте в качестве контрольной. Во вторую добавьте щелочь. К образовавшемуся осадку добавьте раствор щавелевой кислоты до растворения осадка. В обе пробирки внесите раствор тиоцианата калия. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции, структурную формулу комплексного соединения железа. Каким лигандом является остаток щавелевой кислоты?

Задание 3. Изучить обменные реакции комплексных соединений.

а) К раствору соли железа (II) прибавьте раствор гексацианоферрата (III) калия. Выпадает осадок гексацианоферрата (III) железа (II) калия (турнбулева синь).

б) К раствору соли железа (III) прибавьте раствор гексацианоферрата (II) калия. Выпадает осадок гексацианоферрата (II) железа (III) калия (берлинская лазурь).

в) К раствору соли меди прибавьте раствор гексацианоферрата (II) калия. Отметьте цвет выпавшего осадка.

Составьте уравнения реакций.

Задание 4. Изучить окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений.

К подкисленному раствору перманганата калия прибавьте раствор гексацианоферрата (II) калия. Что наблюдаете? Добавьте раствор соли железа (II). О чем свидетельствует образовавшийся синий осадок? Составьте уравнения реакций.

Лабораторная работа №6. Химия элементов (s, p, d-элементов).

Правила по технике безопасности: при выполнении данной работы соблюдайте общие правила по ТБ.

Оборудование	Реактивы
Цилиндр на 100 мл, пипетки, груши, колба для титрования, бюретка.	Аммиачно-аммонийный буфер с $\text{pH}=10$, эриохром черный Т, 0,05Н трилон Б.

Задание 1. Определить общую жесткость воды комплексонометрическим методом.

Отмерить цилиндром 100 мл воды и перенести в колбу для титрования. Прилить к исследуемому раствору 5 мл аммиачно-аммонийного буферного раствора ($\text{pH}=10$) и перемешать.

Прибавить 5 капель раствора индикатора эриохрома черного Т, перемешать (раствор окрасится в вино-красный цвет).

Титровать раствором трилона Б ($C_3=0,05$ моль/л) до появления синей окраски исследуемого раствора.

Примечание: быстро титровать пробу до появления фиолетовой окраски, после этого добавлять трилон Б медленно до появления синей окраски.

Результаты титрования записать в таблицу:

№ опыта	Объем воды, мл	C_3 трилона Б, моль/л	Объем трилона Б, мл

Расчет произвести по формуле:

$$Ж = V_{\text{тр.}} \cdot C_3 \cdot 1000 / V_{\text{воды}}, \text{ моль-экв/л}$$

По величине общей жесткости сделать вывод, к какому типу следует отнести образец.

Свойства d-элементов.

Задание 1. Изучить переход «хромат-ион дихромат-ион».

В пробирку с 3 каплями раствора хромата калия K_2CrO_4 добавить столько же раствора серной кислоты. Отметить изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

В пробирку с 3 каплями раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ добавить несколько капель раствора щелочи. Отметить изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Задание 2. Изучить реакцию диспропорционирования манганата калия.

Получите манганат калия. Для этого в пробирку внесите 3-4 капли раствора перманганата калия, добавьте 2-3 капли раствора щелочи, затем раствор сульфита натрия до изменения окраски раствора.

В образовавшийся раствор манганата калия внесите 3 капли разбавленного раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Свойства p-элементов.

Задание 1. Изучить адсорбционные свойства угля.

Слегка окрасьте воду предложенным индикатором и разлейте ее в две пробирки. Одну оставьте для сравнения, в другую внесите активированный уголь. Содержимое пробирки взбалтывайте в течение 2-3 минут. Дайте раствору отстояться, затем его отфильтруйте. Обратите внимание на окраску фильтратов. Для чего в медицинской практике используется активированный уголь?

Задание 2. Изучить качественные реакции на борную кислоту.

а) Получение и горение борноэтилового эфира. Несколько кристаллов борной кислоты поместите в фарфоровую чашку, добавьте 2-3 капли

концентрированного раствора серной кислоты и 10-15 капель этилового спирта. Смесь тщательно перемешайте палочкой и подожгите. Обратите внимание на цвет пламени эфира. Составьте уравнение реакции образования борноэтилового эфира и его горения.

б) Окрашивание пламени. Прокалить в пламени спиртовки фарфоровую палочку. Опустить накалившую палочку в порошок борной кислоты и вновь внести в пламя. Какую окраску пламени даст борная кислота?

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 А и их соединений.

4.3. Химические свойства элементов II А и их соединений.

4.4. Химические свойства элементов III А и их соединений.

4.5. Химические свойства элементов IV А и их соединений.

4.6. Химические свойства элементов V А и их соединений.

4.7. Химические свойства элементов VI А и их соединений.

4.8. Химические свойства элементов VII А и их соединений.

4.9. Химические свойства элементов VIII А и их соединений.

- 4.10. Химические свойства элементов I В и их соединений.
- 4.11. Химические свойства элементов II В и их соединений.
- 4.12. Химические свойства элементов III В и их соединений.
- 4.13. Химические свойства элементов IV В и их соединений.
- 4.14. Химические свойства элементов V В и их соединений.
- 4.15. Химические свойства элементов VI В и их соединений.
- 4.16. Химические свойства элементов VII В и их соединений.
- 4.17. Химические свойства элементов VIII В 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. рН 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. рН 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 В и их соединений.
18. Химические свойства элементов VII В и их соединений.
19. Химические свойства элементов VIII В и их соединений.
20. Роль биогенных элементов и их соединений в жизнедеятельности человека.