

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«ПРИДНЕСТРОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Т.Г. ШЕВЧЕНКО»



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

«Утверждаю»
Заведующий кафедрой
Химии и МПХ

доц. *Т.В. Щука* Щука Т.В.

Протокол №1 от 09.09.2024 г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по учебной дисциплине

Б1.О.14 «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Специальность:
33.05.01 «Фармация»

Специализация
«Фармация»

Квалификация
«Провизор»

Форма обучения:
очная

Год набора
2024

Разработчик:

к.х.н., доцент *Т.В. Щука* Щука Т.В.

«_09_»__09__2024г.

г. Тирасполь, 2024

Паспорт фонда оценочных средств по учебной дисциплине «Общая и неорганическая химия»

1. В результате изучения дисциплины "Общая и неорганическая химия " по направлению подготовки 33.05.01 – «Фармация» у обучающихся должны быть сформированы следующие компетенции:

Категория(группа) компетенций	Код и наименование	Код и наименование индикатора достижения универсальной компетенции
Универсальные компетенции и индикаторы их достижения		
Системное и критическое мышление	УК-1 Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий	ИД ук-1.1 Демонстрирует знание особенностей системного и критического мышления, аргументированно формирует собственное суждение и оценку информации, принимает обоснованное решение.
		ИД ук-1.2 Применяет логические формы и процедуры, способен к рефлексии по поводу собственной и чужой мыслительной деятельности.
		ИД ук-1.3 Анализирует источники информации с целью выявления их противоречий и поиска достоверных суждений
Общепрофессиональные компетенции и индикаторы их достижения		
Профессиональная методология.	ОПК-1 Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов	ИД опк-1.1. - основные биологические методы анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств и лекарственного растительного сырья. - основные методы физико-химического анализа в изготовлении лекарственных препаратов.
		ИД опк-1.2. - применяет основные физико-химические и химические анализа для разработки, исследований и экспертизы лекарственных лекарственного растительного сырья и биологических объектов.
		ИД опк-1.3. - анализирует математическими методами обработки данных, полученных в ходе разработки лекарственных средств, а также исследований и экспертизы лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и биологических объектов.

Обязательные профессиональные компетенции и индикаторы их достижения			
Задача ПД	Объект или об- ласть знания	Код и наименование профессиональной компетенции	Код и наименование индикатора дости- жения профессиональной компетенции
Тип задач профессиональной деятельности: экспертно-аналитический			
Мониторинг качества, эффективности и безопасности лекарственных средств	Лекарственные средства для медицинского применения и лекарственное растительное сырье.	ПК-4 Способен участвовать в мониторинге качества, эффективности и безопасности лекарственных средств лекарственного растительного сырья.	ИД ПК-4.1. Понимать методы фармацевтического анализа лекарственных субстанций, вспомогательных веществ и лекарственных препаратов для медицинского применения заводского производства в соответствии со стандартами качества.
			ИД ПК-4.2. Осуществлять контроль за приготовлением реактивов и титрованных растворов. - стандартизировать приготовленные титрованные растворы. - проводить фармакогностический анализ лекарственного растительного сырья и лекарственных растительных препаратов. - информировать в порядке, установленном законодательством, о несоответствии лекарственного препарата для медицинского применения установленным требованиям или о несоответствии данных об эффективности и о безопасности лекарственного препарата
			ИД ПК-4.3. Осуществлять регистрации, обработки и интерпретации результатов проведенных испытаний лекарственных средств, исходного сырья и упаковочных материалов.

2. Программа оценивания контролируемой компетенции:

Текущая аттестация	Контролируемые модули, разделы (темы) дисциплины и их наименование	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Раздел 1. Общая химия.	УК-1, ОПК-1, ПК-4	собеседование, домашние контрольные работы №№1-9, аудиторские контрольные работы №1,2.
2	Раздел 2. Химия элементов.	УК-1, ОПК-1, ПК-4	собеседование, домашние контрольные работы №№10-16, аудиторская контрольная работа №3.

Промежуточная аттестация	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
Экзамен	УК-1, ОПК-1, ПК-4	Вопросы для промежуточной аттестации



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

Вопросы для собеседования
по дисциплине "Общая и неорганическая химия"

Ситуационные задачи

Основные классы неорганических соединений.

1. Классифицируйте приведенные оксиды: N_2O , SiO_2 , Na_2O , SO_2 , SO_3 , CO , CO_2 , CaO , Al_2O_3 , MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 , CrO_3 , MgO .
2. Приведите несколько способов получения следующих оксидов: SO_2 , SO_3 , CaO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 .
3. Укажите формулы ангидридов для данных кислот: H_2SO_4 , H_2CrO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , H_3PO_4 , HPO_3 .
4. Какие из приведенных оксидов будут реагировать с водой, с соляной кислотой, с гидроксидом натрия: N_2O_5 , CaO , NO_2 , CO_2 , ZnO , CrO_3 ? Приведите уравнения реакций.
5. Как с помощью индикаторов идентифицировать растворы щелочей?
6. С какими из перечисленных веществ будет реагировать разбавленная серная кислота: медь, цинк, оксид меди (II), гидроксид алюминия, гидроксид натрия, карбонат кальция, хлороводород?
7. Составьте формулы кислых и средних солей калия и следующих кислот: H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 . Назовите их.
8. Дайте названия основным солям: $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.
9. Составьте формулы следующих солей: гидрокарбоната кальция, сульфата гидроксоалюминия, сульфита бария, дигидроксохлорида железа (III).
10. Могут ли одновременно находиться в растворе: LiOH и NaOH , NaOH и CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NO_2 , K_2SO_4 и BaCl_2 , KNO_3 и CaCl_2 , KOH и Na_2HPO_4 , MgOHCl и NaOH ? Ответ объясните.
11. Составьте уравнения реакций, проходящих при постепенном добавлении избытка раствора гидроксида натрия к раствору хлорида алюминия.
12. Напишите ионные уравнения гидролиза следующих солей: KNO_2 , LiHCO_3 , Na_2HPO_4 , NH_4Br , Cr_2S_3 . Какие факторы будут способствовать более полному протеканию реакций?
13. Приведите пример взаимного усиления гидролиза двух солей, подтвердите уравнениями реакций.
14. Приведите не менее трех способов получения карбоната кальция и бромида калия.

Основные законы химии. Понятие "эквивалент" в химии.

1. Объясните, чем масса атома отличается от относительной атомной массы.
2. Какая молекула имеет наибольшую массу: CO_2 , N_2O , SO_2 , H_2S ?
3. Определите количество вещества сульфата алюминия массой 17,1 г.
4. Сколько атомов фосфора содержится в молекуле P_4 массой 248 г?
5. Какую массу имеют $1,55 \cdot 10^{23}$ молекул воды?
6. Какую массу имеет азот объемом 15 л при нормальных условиях?
7. Сколько молекул содержится в газообразном хлоре объемом 2 л при нормальных условиях (н.у.)?
8. Определите относительную плотность сероводорода по кислороду.
9. Определите фактор эквивалентности вещества, указанного в уравнениях реакций первым:
 - а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 \rightarrow 3\text{BaSO}_4 + 2\text{AlCl}_3$;
 - в) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$.

10. Определите количества вещества эквивалента в данных веществах:

- а) 9,8 г H_2SO_4 в реакции $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- б) 28 г KOH в реакции $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- в) 5,3 г Na_2CO_3 в реакции $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + 2\text{NaCl}$.

Строение вещества. Атомный уровень организации вещества.

1. Определите понятие «атом».
2. Из каких частиц состоит атомное ядро? Какой состав имеют ядра: дейтерия ^2H , трития ^3H , ^7Li , ^{56}Ni , ^{56}Fe , ^{118}Sn , ^{120}Sn ?
3. Какими характеристиками различаются атомными орбитали $3s$ и $3p$, $3p$ и $3d$, $3s$ и $5s$, $3p$ и $5p$? Различаются ли по энергии и форме атомные орбитали: p_x , p_y и p_z ; $d_{x^2-y^2}$ и d_{z^2} ; d_{xy} и d_{yz} ?
4. Приведите энергетическую диаграмму взаимного расположения в атоме энергетических уровней и подуровней для $n = 1, 2, 3$.
5. Как изменяется по мере увеличения заряда ядра относительное расположение ns - и $(n-1)d$ -орбиталей?
6. Какому из приведенных ниже переходов в атоме водорода соответствует фотон с наименьшей энергией:
$$1s \rightarrow 2p, 2p \rightarrow 3s, 4p \rightarrow 5s, 1s \rightarrow 4d?$$
7. Охарактеризуйте основное и возбужденное состояние атома.
8. Напишите электронные формулы атомов элементов первых четырех периодов, La, Ce, Lu, Hf, Th, Pa, Cm, Ir, Db.
9. С учетом положения элемента в периодической системе приведите схему распределения электронов на атомных орбиталях внешнего (или внешнего и предпоследнего) слоя для Cr, Mn, Fe, Pd, In, Xe, Ba.
- 10*. Составьте электронные формулы ионов $^{22}\text{Ti}^{3+}$, $^{25}\text{Mn}^{2+}$, $^{29}\text{Cu}^{2+}$, $^{65}\text{Tb}^{4+}$, $^{78}\text{Pt}^{2+}$ в основном состоянии. Определите число неспаренных электронов.
11. Что понимают под релятивистским эффектом в химии?

Периодический закон и периодическая система химических элементов

1. В чем заключается основная причина периодического изменения свойств химических элементов?
2. Исходя из закономерностей заполнения электронных оболочек реальных атомов электронами, выведите периодическую систему химических элементов. Определите число элементов в каждом периоде.
3. По каким признакам элементы помещаются в одну группу? Приведите конкретные примеры.
4. Что общего в строении атома и химических свойствах у хрома и серы; хлора и марганца?
5. Определите положение в периодической системе s -, p -, d - и f -элементов. В каких периодах и почему впервые появляются d - и f -элементы?
6. Выпишите из различных учебников формулировки периодического закона. Существует ли между ними принципиальное различие? Можете ли вы дополнить эти формулировки с учетом современных достижений науки?

Периодичность свойств атомов химических элементов

1. Перечислите основные параметры, характеризующие свойства атомов химических элементов.
2. Как вы понимаете, что такое эффективный заряд ядра? Почему при монотонном увеличении заряда ядра и общего количества электронов в атоме эффективный заряд ядра не изменяется монотонно?
- 3*. Используя правила Слэтера, рассчитайте значение Z^* для валентных электронов кальция, марганца и мышьяка.
В чем заключается различие понятий: эффективный радиус атома (или иона) и орбитальный радиус? Одинаковы ли их численные величины?
4. В чем заключается различие между ковалентными, металлическими и ван-дер-ваальсовыми радиусами? Совпадают ли между собой величины этих радиусов для атома одного и того же элемента? Как можно определить эффективный радиус атома?

5. Будут ли одинаковы ковалентные радиусы атомов: азота в молекулах N_2 и N_2H_4 ; кислорода в молекулах O_2 и H_2O_2 ; углерода в кристаллах алмаза и графита?

6. Насколько обоснованно с позиций современных представлений об ионных радиусах следующее соотношение (для одного и того же элемента):

$$r_{\text{катион}} \ll r_{\text{атом}} \ll r_{\text{анион}}?$$

7. Чем объяснить, что орбитальные радиусы иона (0,074 нм) и атома хлора (0,073 нм) практически одинаковы, а величина эффективного радиуса его иона (0,181 нм) намного больше орбитального?

8. Как согласовать различие в длине двойных и тройных связей между одинаковыми атомами с тем фактом, что каждый элемент характеризуется определенным табличным значением атомного радиуса?

9. Ионы Li^+ и H^- имеют одинаковое число электронов. Радиус какого иона больше?

10. Какое влияние на величину атомного радиуса оказывают: эффективный заряд ядра, электронная конфигурация внешнего слоя атома, число электронных слоев?

11. Как изменяются радиусы атомов элементов по периоду и группе? Монотонно ли это изменение? В чем особенность изменения радиусов атомов *d*- и *f*-элементов в группах по сравнению с *s*- и *p*-элементами?

12. Чем объясняется относительно большая разница в радиусах атомов лантана и гафния, находящихся в одном периоде в соседних группах?

13. Что такое энергия ионизации? Потенциал ионизации? В каких единицах они измеряются? Какие факторы определяют величину ионизационного потенциала атома?

14. Как изменяются энергии ионизации атомов элементов главных и побочных подгрупп; элементов одного периода? Чем обусловлена немонотонность изменения величин энергий ионизации атомов по периоду (рассмотрите на примере *2p*-элементов)?

15. Какой из атомов с приведенными ниже электронными конфигурациями имеет наименьшую энергию ионизации: $1s^2$, $1s^2 2s^2 p^2$, $1s^2 2s^2 p^5$, $1s^2 2s^2 p^6$, $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$; наибольшую вторую энергию ионизации: $1s^2 2s^2 p^6$, $1s^2 p^6 3s^1$, $1s^2 2s^2 p^6 3s^2$, $1s^2 p^6 3s^2 p^1$?

16. Атомы цезия (№ 55) и золота (№ 79) на внешнем электронном уровне имеют один электрон. Первая энергия ионизации цезия 3,89 эВ, а золота намного больше – 9,22 эВ. В чем заключается причина этого различия?

Современные теории химической связи. .

1. Что такое химическая связь? Какова ее природа?

2. Что такое молекула? Какие молекулярные частицы вы знаете?

3. Сформулируйте основные положения метода валентных связей (ВС), используя в качестве примера схему образования химической связи в молекуле H_2 . Какие допущения использует данный метод?

4. Какие характеристики химической связи можно измерить экспериментально? Рассчитать?

5. Постройте энергетическую диаграмму образования молекулы H_2 из атомов и дайте определение понятию энергия и длина химической связи. Перечислите взаимодействия между образующими молекулу частицами, которые должны быть учтены при расчете энергии связи. Какая зависимость наблюдается между энергией и длиной химической связи? В каких единицах они измеряются?

6. Рассмотрите схему образования связей по донорно-акцепторному механизму на конкретных примерах. Как и почему меняется устойчивость катионов в ряду $NH_4^+ - H_3O^+ - H_2F^+$? Образуются ли подобные ионы с фосфором, серой и хлором?

7. Проанализируйте возможность оценки валентности по следующим характеристикам: 1) числу электронов, используемых атомом для образования общих электронных пар; 2) числу атомных орбиталей, участвующих в образовании связи; 3) числу реально образуемых связей. Сопоставьте значения валентности азота, оцененные при использовании различных определений ее, на примере молекул и ионов NH_3 , NH_4^+ , N_2H_4 , NH^+ , $N_2H_5^+$, $N_2H_6^{2+}$, HNO_3 , NO_2 , NO_3^- . Всегда ли совпадают валентность и число химических связей атома элемента в соединении?

8. Какие электроны атомов, согласно спиновой теории валентности, определяют валентность элемента?

9. Почему объяснение возможной валентности элемента путем сопоставления энергии возбуждения при переходе атома в валентное состояние и энергии возникающих химических связей не может считаться вполне обоснованным?

10. Можно ли предсказать валентность для элементов второго и третьего периодов? Возможен ли такой подход к определению валентности *d*- и *f*-элементов? Является ли валентность характеристикой атома в индивидуальном состоянии или в составе соединения?

11. Как меняется валентность химических элементов при повышении температуры? Сравните устойчивость при разных температурах BeCl_2 и BeCl ; AlCl_3 и AlCl ; NH_3 и NH_2 ; CH_4 и $\text{CH}_3(\text{CH}_2, \text{CH})$. Что происходит с радикалами при понижении температуры?

12. Чем определяется координационная ненасыщенность атома в соединении? Всегда ли валентно насыщенный атом в соединении является и координационно насыщенным?

13. В чем заключается различие следующих характеристик атома элемента: валентности, степени окисления, координационного числа? Сравните их значения для атомов натрия и хлора в соединении NaCl .

14. Определите степень окисления атомов кислорода в O_2 , O_3 , H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2 , KO_3 .

15. Как классифицируются валентные связи в зависимости от природы взаимодействующих атомов (типы химических связей) и от способа перекрывания атомных орбиталей (виды и разновидности химических связей). Какие из типов химических связей можно классифицировать на виды и разновидности (σ - и π -связи)?

Метод валентных связей

1. В соответствии с методом ВС сера, например, может иметь валентности 2, 4 и 6. Со фтором она образует все соединения, в которых проявляет указанные валентности, а с водородом – только H_2S . С чем это связано?

2. Приведите примеры молекул и ионов, в которых химическая связь делокализована (носит многоцентровый характер).

3. Рассмотрите особенности связи в электронодефицитных структурах на примере молекулы диборана.

4. С помощью каких известных вам моделей можно описать пространственную конфигурацию молекул? Что должны учитывать данные модели?

5. В чем сущность концепции гибридизации атомных орбиталей? Каковы формы и взаимная ориентация гибридных орбиталей при sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d - и sp^3d^2 -гибридизации? Какие разновидности химических связей могут образовывать гибридные орбитали?

6. Учитывая ориентацию гибридных орбиталей центрального атома, оцените форму молекул H_2O , CO_2 , NO_2 , NH_3 , BH_3 , CCl_4 , SiCl_4 . Как объяснить, что молекулы с одинаковым числом атомов могут различаться по форме?

7. Как и почему изменяется форма частиц при переходе от BF_3 к BF_4^- ; от NH_3 к NH_4^+ ; от H_2O к H_3O^+ ?

Комплексные соединения.

1. Приведите примеры «сложных» соединений, полученных в течении XVI-XIX вв. и не подчинявшихся существовавшим представлениям о валентности химических элементов.

2. Сформулируйте основные положения координационной теории А. Вернера.

3. Какую особенность комплексных соединений отмечали выдающиеся химики – Д.И. Менделеев, Л.А. Чугаев, И.И. Черняев, А.А. Гринберг?

4. В чем заключается «интегральная роль» координационной химии?

5. Какие из химических соединений – $4\text{KCN}\cdot\text{Fe}(\text{CN})_2$, K_2SO_3 , SO_2Cl_2 , $\text{KCl}\cdot\text{PtCl}_2\cdot\text{C}_2\text{H}_2$, $\text{SO}_2\cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaCl}_{\text{тв.}}$ – являются комплексными? Ответ обоснуйте.

6. Определите понятия: координационное число и дентатность лиганда.

7. Какие комплексные соединения называют:

а) внутрикомплексными, б) хелатными, в) комплексонатами, г) ионофорами, д) биокластерами.

8. Определите координационное число комплексообразователя, дентатность лигандов и заряд внутренней сферы комплексов:

дихлоробис(оксалато)ирид(III) ион, дигидроксодихлороэтилендиаминплатина, динитробисэтилендиаминхрома(III).

9. Напишите формулы комплексных соединений, состав которых определяется следующими эмпирическими формулами: а) $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$, б) $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$, в) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{NH}_3$, г) $\text{AuCl} \cdot \text{KCl}$, д) $\text{Rh}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{KNO}_2$.
10. Напишите формулы всех возможных комплексов платины(II) с внутренней сферой на основе аммиачных и бромидных лигандов.
11. Напишите формулы всех возможных комплексов кобальта(III) с внутренней сферой на основе этилендиамина и иодид ионов.
12. Приведите русскоязычное и англоязычное название комплексов:
а) $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$, б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$, в) $\text{Na}_2[\text{PtCl}_3\text{NO}_2]$,
г) $[\text{PtEn}_2\text{ClBr}](\text{NO}_3)_2$, д) $[\text{Pd}(\text{PPh}_3)_2\text{Br}_2]$.
13. Напишите формулы следующих комплексов:
а) дибромодиаминапалладий,
б) нитрат дихлоротетраамминплатины(IV),
в) тетраакис(тиоцианато)кобальтат(II) натрия,
г) дихлоробис(диметилсульфоксид)палладий,
д) тетрахлороаурат(III) натрия.
14. Состав комплекса кобальта(III) с координационным числом шесть описывается эмпирической формулой $\text{CoCl}_3 \cdot \text{NaCl} \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Определите величину «х» и назовите соединение.

Молекулярные растворы.

1. Какие свойства растворов обуславливают их сходство как с химическими соединениями, так и со смесями.
2. Как изменяется объем системы при образовании растворов:
а) жидких, б) газообразных, в) твердых?
3. Почему эндотермические процессы растворения могут самопроизвольно протекать в стандартных условиях, в то время как эндотермические химические реакции, как правило, термодинамически возможны при повышенных температурах?
4. Можно ли предсказать сравнительную растворимость в воде и бензоле HI , CCl_4 и I_2 ; сравнительную растворимость в воде MgSO_4 и BaSO_4 ?
5. Почему воду называют универсальным растворителем? Какие взаимодействия возможны между водой и растворенным веществом? Какие типы соединений возможны в растворах? Рассмотрите на примере конкретных систем: $\text{H}_2\text{O}-\text{NaCl}$, $\text{H}_2\text{O}-\text{CH}_3\text{COOH}$, $\text{H}_2\text{O}-\text{CO}_2$, $\text{H}_2\text{O}-\text{AlCl}_3$, $\text{H}_2\text{O}-\text{сахар}$.

Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах электролитов.

1. Являются ли электролитами в водном растворе следующие вещества: CaCl_2 , NH_3 , NH_4Cl , CH_4 , H_2S , HI , CH_3COOH , BaSO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$?
2. В чем заключается сущность теории электролитической диссоциации С. Аррениуса?
3. Как можно представить схему механизма электролитической диссоциации?
4. Что называется кислотой, основанием, солью (кислой, средней, основной) с точки зрения теории электролитической диссоциации?
5. Какой особенностью обладают амфотерные гидроксиды? Как двояким образом можно объяснить амфотерные свойства гидроксидов?
6. Как изменяются кислотно-основные свойства в рядах:
 $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, (H_2MnO_4) , HMnO_4 ;
 $\text{B}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{In}(\text{OH})_3$, $\text{Tl}(\text{OH})_3$.
Рассмотрите характер изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов в зависимости от их положения в периодической системе.
7. Возможны ли в водном растворе веществ следующие значения pH: 0; 14; <0, >14? Можно ли рассчитать pH раствора 2М H_2SO_4 , 5М NaOH ?
8. Сформулируйте общие условия протекания реакций обмена в растворах.
9. Приведите примеры гидролиза солей по катиону; по аниону; по катиону и аниону. Напишите ионные уравнения гидролиза этих солей.
10. Рассмотрите возможный механизм гидролиза, учитывая, что в водном растворе содержатся гидратированные ионы. За счет образования и разрыва каких связей идет процесс гидро-

лиза?

11. Как зависит гидролизуемость ионов от их заряда, радиуса, поляризуемости и поляризующего действия; температуры и концентрации раствора?

12. Почему гидролиз солей идет преимущественно по первой стадии и во многих случаях в незначительной степени? Какие условия способствуют практически полному гидролизу солей? В каких случаях гидролиз может осложниться полимеризацией продуктов и образованием многоядерных комплексов?

13. Приведите примеры солей, которые практически полностью гидролизуются уже в обычных условиях. Чем это обусловлено?

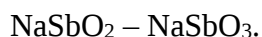
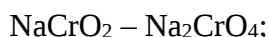
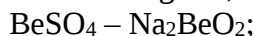
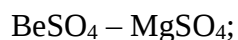
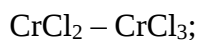
14. Чем определяется возможность гидролиза трудно растворимых солей? Подвергаются ли гидролизу CaCO_3 , PbS , FeS ?

15. Сформулируйте общее правило, позволяющее оценить среду водных растворов солей.

16. Какова реакция среды водных растворов NaCl , Na_2CO_3 , NaHCO_3 , NaHSO_3 , NaHSO_4 , Na_2SO_4 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$?

17. Как объяснить, что в растворе Na_3PO_4 – среда щелочная, Na_2HPO_4 – слабо щелочная, а в растворе NaH_2PO_4 – слабо кислая?

18. В растворах какой соли в каждой из пар при одинаковой их концентрации (моль/л) величина pH ниже:



19. Приведите примеры солей, способных в растворе к взаимному усилению гидролиза. Объясните, почему при смешивании растворов AlCl_3 и K_2S и растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 в обоих случаях образуется одно и то же трудно растворимое вещество?

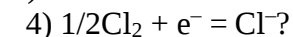
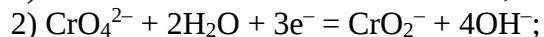
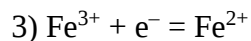
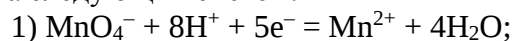
20. Влияют ли порядок сливания и температура растворов при получении легко гидролизующихся солей на их состав? Почему при осаждении карбонатов тяжелых металлов чаще используются растворы гидрокарбонатов, а не карбонатов натрия и калия? Существует ли опасность образования кислых солей и загрязнения ими осадков?

Окислительно-восстановительные реакции.

1. Чем отличается окислительно-восстановительная система от окислителя или восстановителя? Может ли одно и то же вещество образовывать несколько окислительно-восстановительных систем? Какие существуют способы изображения окислительно-восстановительных систем?

2. Является ли водный раствор перманганата калия термодинамически устойчивым? Почему при длительном хранении водный раствор перманганата калия обесцвечивается и в нем образуется осадок?

3. Оказывает ли влияние pH раствора на величину окислительно-восстановительного потенциала следующих систем:



p-Элементы и их соединения. Подгруппа VIA.

1. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления атомов p-элементов VI группы. Как изменяется устойчивость соединений элементов в высших степенях окисления по ряду сера – полоний? Как проявляется вторичная периодичность в этом ряду? Все ли p-элементы VI группы относятся к халькогенам?

2. Объясните наблюдаемые закономерности в изменении величин энергии ионизации и сродства к электрону по ряду кислород – полоний. С учетом этого оцените, какого типа связи (ионные, полярные, неполярные) наиболее характерны для атомов рассматриваемых элементов.

3. Сравните по устойчивости и условиям существования ионы O^{2-} и S^{2-} , O^- и S^- .

4. Сравните величины энергии связей $-\text{Э}-\text{Э}-$ по ряду кислород–теллур и сопоставьте p-элементы VI группы по их склонности к образованию гомоцепей $-\text{Э}-\text{Э}-$. Только ли более низкая энергия связи между атомами в пероксидном мостике $-\text{O}-\text{O}-$ по сравнению с персульфидным

–S–S– является причиной наличия большей реакционной способности пероксидов, чем персульфидов?

5. Каковы условия существования и как изменяется устойчивость двухатомных молекул Э_2 по ряду кислород–теллур?

6. Охарактеризуйте кратность химической связи в молекуле O_2 , используя представления теории ВС.

7. Как изменяются свойства простых веществ в ряду кислород–полоний?

8. Известно, что твердые кислород и сера имеют молекулярную кристаллическую решетку. Какую кристаллическую решетку имеет полоний?

9. Сравните окислительную способность (используя стандартные потенциалы) озона, атомарного и молекулярного кислорода в водных растворах. Объясните различие.

10. Рассмотрите, как и почему изменяются физические и химические свойства (температура кипения и плавления, агрегатное состояние, термическая устойчивость, сила кислот, окислительно-восстановительная способность), а также пространственная конфигурация молекул в ряду халькогеноводородов. Существует ли аналогия в характере изменения свойств в рядах халькогеноводородов?

11. Какие соединения образует кислород со щелочными металлами? Почему Na_2O_2 используется для регенерации воздуха на подводных лодках?

12. Пользуясь методом ВС, предскажите геометрическую конфигурацию молекул Cl_2O и OF_2 . Какая из молекул OF_2 или H_2O более полярна?

p-Элементы и их соединения. Подгруппа VIIA.

1. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления атомов *p*-элементов VII группы.

2. Как изменяется устойчивость высших степеней окисления галогенов в соединениях в ряду Cl–At? В чем заключается вторичная периодичность в изменении свойств галогенов в этом ряду?

3. Почему фтор в своих соединениях не проявляет положительную степень окисления?

4. Проанализируйте закономерности в изменении радиусов атомов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности атомов по ряду фтор–астат.

5. Как можно объяснить наблюдаемую для галогенов закономерность в изменении энергии химической связи в молекулах Э_2 ? Как это влияет на термическую устойчивость молекул и реакционную способность простых веществ?

6. Как объяснить характер изменения температур плавления и кипения и изменение агрегатного состояния свободных галогенов в ряду фтор–йод?

7. Могут ли атомы, ионы или молекулы галогенов входить в координационную сферу комплексных соединений? Чем обусловлена полимерная структура многих хлоридов?

8. Рассмотрите общие принципы получения свободных галогенов. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов, рассмотрите возможность получения галогенов химическим путем.

9. Рассмотрите общие методы получения галогеноводородов. Насколько применим каждый из них для получения отдельных галогеноводородов?

10. Как и почему изменяются температуры плавления и кипения в ряду галогеноводородов? Сопоставьте характер этого изменения и изменения соответствующих структур в ряду свободных галогенов.

11. Как и почему изменяется термическая устойчивость молекул, сила кислот и восстановительная активность в ряду галогеноводородов? Чем принципиально отличается по свойствам плавиковая кислота от остальных галогеноводородных кислот?

p-Элементы и их соединения. Подгруппа VA.

1. Охарактеризуйте валентность и степени окисления *p*-элементов V группы. Как изменяется устойчивость соединений этих элементов в высшем валентном состоянии по ряду азот–висмут? Сравните наблюдаемые закономерности для *p*-элементов V, VI и VII групп. В чем проявляется вторичная периодичность у *p*-элементов V группы?

2. Насколько характерна для соединений *p*-элементов V группы склонность к образованию

донорно-акцепторной связей? Какие из таких соединений относятся к типичным лигандам? Как меняется эта тенденция по группе? Сравните устойчивость солей аммония с аналогичными солями элементов этой же группы.

3. Чем объясняется малая реакционная способность молекулярного азота? Как согласовать ее со способностью атомов азота образовывать прочные химические связи с атомами других элементов? Может ли молекула азота выступать в качестве лиганда?

4. Опишите в рамках теории ВС механизм образования химических связей в молекуле азота.

5. Каковы условия существования двухатомных молекул ряда азот–висмут?

6. Почему для азота, в отличие от фтора, мышьяка и сурьмы, не характерна аллотропия?

7. Какова геометрическая конфигурация молекул белого фосфора? Чем объяснить неустойчивость молекулы P_4 ?

8. Как и почему изменяются температуры кипения и плавления в ряду веществ азот–висмут?

9. Проиллюстрируйте нарастание металлического характера простых веществ в ряду фосфор–висмут на примере их взаимодействия с азотной кислотой (концентрированной и разбавленной).

10. Оцените термодинамическую возможность фиксации азота путем взаимодействия его с водой с образованием нитрата аммония; при взаимодействии с кислородом; водородом.

11. Какие водородные соединения образуют p -элементы пятой группы? Какова пространственная форма молекул этих соединений?

12. Объясните характер изменения физических и химических свойств одготипных водородных соединений в ряду азот–висмут (температуры плавления и кипения, термическая устойчивость молекул, окислительно-восстановительная способность). Какие из водородных соединений азота могут играть роль окислителя?

p -Элементы и их соединения. Подгруппа IIIA.

1. Какие валентности и степени окисления характерны в соединениях для p -элементов III группы?

2. Чем можно объяснить резкое изменение химических свойств при переходе от бора к алюминию?

3. Приведите перечень сходных для бора и кремния химических свойств. Чем обусловлено сходство химии этих элементов?

4. Охарактеризуйте склонность атомов p -элементов III группы к образованию ионных связей, связей Э–Э, Э–О–Э, Э–N–Э.

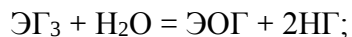
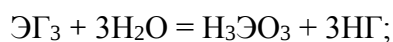
5. Каковы особенности химических связей в молекуле B_2H_6 ? Можно ли процесс димеризации молекул BH_3 объяснить образованием водородных связей; связей по донорно-акцепторному механизму?

6. Как объяснить, что галогениды бора не склонны подобно BH_3 , к полимеризации, в то время как $AlCl_3$ димеризован?

7. Охарактеризуйте закономерность в изменении кислотно-основных свойств гидроксидов p -элементов III группы. В чем заключаются особенности диссоциации в водных растворах борной кислоты?

8. Рассмотрите особенности строения борных кислот; особенности строения гидроксида алюминия. Проанализируйте возможность применения к этим веществам следующих определений: полимерные гидроксиды, конденсированные кислоты, изополикислоты, многоядерные комплексы.

9. Какие из галогенидов p -элементов III группы могут гидролизаться в соответствии с приведенными схемами:



10. Чем можно объяснить сходство в физических свойствах C_6H_6 и $B_3N_3H_6$; BN и $C_{(графит)}$; BN и $C_{(алмаз)}$?

11. Чем можно объяснить химическую инертность оксида алюминия? Каким путем этот ок-

сид можно перевести в растворимое состояние?

12. Охарактеризуйте особенности строения газообразного (при разных температурах) и кристаллического хлорида алюминия.

13. Какие ионы могут находиться в разбавленном растворе тетрабората натрия?

14. В чем проявляется и чем обусловлено сходство химии таллия и алюминия; таллия и щелочных металлов?

p-Элементы и их соединения. Подгруппа IVA.

1. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления *p*-элементов IV группы в соединениях. В чем появляется вторичная периодичность в этой группе?

2. Какая форма – катионная или анионная – более характерна для *p*-элементов четвертой группы в их соединениях?

3. Как объяснить то, что углерод в природе встречается и в форме простого вещества и в форме соединений с водородом и кислородом, в то время как кремний исключительно в форме кислородных соединений?

4. Как объяснить, что для углерода более характерно образование связей C–C, а для кремния Si–O–Si? Сопоставьте значения энергий связей Э–Э и Э–О.

5. Сопоставьте склонность к образованию комплексных соединений у *p*-элементов четвертой группы. Рассмотрите, исходя из строения атомов, способность углерода и кремния (IV), германия и свинца (II, IV) в соединениях к проявлению донорной и акцепторной функций.

6. Сравните особенности структуры, физические и химические свойства аллотропных модификаций углерода. Чем объяснить наличие в случае углерода четырех аллотропных модификаций? Можно ли ожидать существования сходных модификаций у кремния и германия? Какой тип гибридизации АО приписывают атому углерода в алмазе, графите и карбине? Что представляет собой аморфный углерод?

7. Сравните отношение фосфора, серы, хлора и кремния к растворам щелочей. В чем заключается особенность растворения кремния в щелочах?

8. Сравните свойства водородных соединений углерода и кремния. Чем объясняется неустойчивость водородных соединений кремния? Возможно ли образование неперехватных силанов?

9. Сравните температуры плавления и кипения, реакционную способность и окислительно-восстановительные свойства водородных соединений элементов в ряду углерод–свинец.

10. Чем объяснить устойчивость оксида углерода (II)? Охарактеризуйте его химические свойства.

11. К какому классу соединений можно отнести продукты реакции взаимодействия оксида углерода (II) с металлами? Какова природа химической связи в них? Какие особенности молекул CO обуславливают их способность входить в координационную сферу?

12. Сравните свойства и структуру оксидов углерода (IV) и кремния (IV). Объясните, почему CO₂ газообразен и имеет низкую температуру плавления, а диоксиды остальных элементов – твердые вещества с высокими температурами плавления или разложения.

13. Какой состав характерен для гидроксидов Э (IV)? Какие из них имеют молекулярное строение и каков состав молекул?

14. Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов Э (II) и Э (IV).

15. Какие из тетрагалогенидов гидролизуются в обычных условиях по схеме:



Какие продукты могут образовываться при гидролизе других тетрагалогенидов?

s-Элементы и их соединения. Подгруппы IA и IIA.

1. Какие общие особенности можно выделить в химии *s*-элементов I и II группы?

2. При систематическом рассмотрении свойств *s*-элементов калий и его аналоги с большим порядковым номером, а также кальций и его аналоги выделяются в отдельные группы. Литий же и натрий, бериллий и магний обычно рассматриваются отдельно от них. Чем это обусловлено?

3. Химические связи каких типов характерны для *s*-элементов I и II группы?

4. В чем заключаются особенности металлической связи? Какие свойства металлов обусловлены таким типом связи?

5. Почему склонность к образованию координационных соединений более характерна для s-элементов II группы? Как изменяется эта склонность в пределах каждой группы? С какими лигандами образуются наиболее прочные комплексы?

6. Можно ли чисто химическим путем получить рассматриваемые металлы в свободном состоянии? Каковы условия их получения путем электролиза?

7. Как согласовать характер изменения величин энергии ионизации атомов щелочных металлов и величин электродных потенциалов металлов в рядах: Li–Cs; Be–Ba?

8. Пользуясь справочной и учебной литературой, приведите примеры, подтверждающие проявление диагональной периодичности свойств в направлении литий→магний, бериллий→алюминий.

9. Какие из рассматриваемых металлов могут растворяться в воде, кислотах, щелочах, в водных растворах солей?

10. Сравните структуру и свойства гидридов щелочных и щелочноземельных металлов и бериллия; бериллия и магния.

11. Какие ионы находятся в узлах кристаллической решетке оксидов: Na_2O , Na_2O_2 , KO_2 , BaO_2 , BaO , KO_3 ?

12. Чем можно объяснить повышение устойчивости пероксидов s-элементов по группе? Как можно объяснить, что термодинамическая устойчивость оксидов s-элементов II группы увеличивается от BeO к CaO, а затем понижается?

13. Как согласовать усиление основных свойств (возрастает кажущаяся степень диссоциации) в ряду гидроксидов лития–цезия с тем, что все эти гидроксиды – ионные соединения?

14. Сравните склонность соединений s-элементов I и II группы к образованию кристаллогидратов и двойных солей, а также их склонность к гидролизу. На примере сульфатов рассмотрите, как изменяется в пределах каждой группы термическая устойчивость и растворимость солей.

d-Элементы и их соединения. Подгруппа IB и IIB.

1. Можно ли на основании одинаковости электронных конфигураций внешних слоев сделать заключение о сходстве химических свойств s-элементов и d-элементов I и II групп?

2. Как согласовать способность d-элементов I группы проявлять степень окисления выше единицы с электронной конфигурацией этих атомов?

3. Чем объяснить, что для ртути в отличие от цинка и кадмия характерна переменная степень окисления?

4. Химическая связь какого типа наиболее характерна в соединениях для d-элементов I и II групп?

5. Сопоставьте склонность к комплексообразованию d-элементов I и II групп? Какие координационные числа характерны для них в степенях окисления +1, +2, +3? Приведите примеры комплексных соединений. Какие структуры, октаэдрические, плоские квадратные или тетраэдрические преобладают в химии золота (III)?

6. Как изменяется химическая активность металлов по рядам: медь–золото; цинк–ртуть? Как можно объяснить наблюдаемую закономерность?

7. Как согласовать положение меди в ряду напряжений и ее способность растворяться на воздухе в концентрированных HCl и CH_3COOH ; взаимодействовать с газообразным HCl; растворяться в водных растворах щелочных цианидов?

8. Какие химические реакции лежат в основе пирометаллургических и гидрометаллургических методов получения меди; цианидного способа получения золота; методов получения цинка и ртути из их сульфидов; электрометаллургических методов получения рассматриваемых металлов?

9. Каковы условия получения, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства и устойчивость оксидов d-элементов I и II групп?

10. Сравните устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов: CuOH и Cu(OH)_2 ; AuOH и Au(OH)_3 ; Zn(OH)_2 и Cd(OH)_2 ; Hg(OH)_2 и $\text{Hg}_2(\text{OH})_2$.

11. В чем заключается различие в реакциях растворения Cu(OH)_2 и Zn(OH)_2 в кислотах, щелочах и водном растворе аммиака?

12. Сравните кислотно-основной характер следующих соединений: Zn(OH)_2 и $[\text{Zn(NH}_3)_4](\text{OH})_2$; Cu(OH)_2 и $[\text{Cu(NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

13. Какие свойства соединений серебра обуславливают их применение в фотографическом процессе?

d-Элементы и их соединения. Подгруппа VIB и VIIB.

1. Какие степени окисления наиболее характерны для *d*-элементов VI; *d*-элементов VII групп? Возможно ли предсказание каких либо степеней окисления этих элементов исходя из особенностей электронных конфигураций их атомов?

2. Чем обусловлена близость атомных радиусов молибдена и вольфрама, технеция и рения и как это сказывается на изменении свойств в рядах хром–молибден; марганец–рений?

3. Какая форма – катионная или анионная – характерна для рассматриваемых элементов в низших степенях окисления; в высших степенях окисления их атомов?

4. Каково отношение хрома, молибдена и вольфрама к кислотам и щелочам? Какие реакции протекают при сплавлении этих металлов с окислительными щелочными смесями? Каков химизм процесса растворения вольфрама в смеси азотной и плавиковой кислот?

5. Объясните причину пассивирования хрома азотной кислотой, царской водкой, при анодном окислении хрома. Почему хром не пассивируется в смеси азотной и плавиковой кислот? Как можно предотвратить пассивирование?

6. Различаются ли по составу оксиды, образующиеся при прокаливании на воздухе хрома и вольфрама; марганца и рения?

7. Охарактеризуйте отношение к разбавленным и концентрированным соляной и серной кислотам оксидов: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 ; MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 .

8. Как и почему изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов в рядах: H_2CrO_4 – H_2WO_4 и HMnO_4 – HReO_4 ; $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – H_2CrO_4 и $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – MnO_2 – $n\text{H}_2\text{O}$ – HMnO_4 ?

9. Какие продукты образуются при действии растворов щелочей на растворы солей Cr (II) и Mn (II) на воздухе и в инертной атмосфере? Как влияет температура на состав продуктов?

10. Сравните ионы, образуемые марганцем в разной степени окисления по их склонности в водном растворе к участию в следующих реакциях: гидролизу, восстановлению в кислой среде; окислению в щелочной среде; диспропорционированию; переходу в щелочной среде в анионную форму.

11. Какие из перечисленных ниже свойств характерны для солей хрома (II, III, VI): соли в катионной форме; в анионной форме; соли как в катионной так и в анионной формах; склонность к реакциям присоединения с образованием двойных солей или комплексных соединений; легкая гидролизуемость в растворе; переход в щелочном растворе в гидроксокомплексы; легкое окисление; наличие окислительных свойств?

12. Сравните гидролизуемость следующих соединений: CrCl_2 , CrCl_3 , CrO_2Cl_2 ; CrCl_3 и $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$; $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ и Na_2CrO_4 ; Na_2CrO_4 и CrO_2Cl_2 .

d-Элементы и их соединения. Подгруппа VIIIB.

1. Какие из перечисленных ниже факторов лежат в основе деления *d*-элементов VIII группы на семейства железа и платиновых металлов и на триады Fe–Ru–Os, Co–Rh–Ir, Ni–Pd–Pt: аналогия в структуре двух внешних электронных слоев атомов; близость размеров атомов; близость энергий ионизации; близкие значения наиболее характерных валентных состояний и степеней окисления атомов; одинаковые значения максимальных валентностей и степеней окисления атомов; аналогия в химических свойствах элементов и их соединений?

2. Какие степени окисления наиболее характерны для элементов семейства железа? Можно ли их предсказать основываясь на особенностях электронных конфигураций атомов? Какие максимальные степени окисления возможны в группах Fe–Ru–Os; Co–Rh–Ir; Ni–Pd–Pt.

3. Чем обусловлена склонность атомов или ионов *d*-элементов VIII группы к образованию координационных соединений? Могут ли атомы рассматриваемых элементов в нулевой степени окисления образовывать координационные соединения?

4. Охарактеризуйте отношение металлов семейства железа и платиновых к воде, кислотам, щелочам, "царской водке". Чем объясняется высокая химическая инертность платиновых металлов? В какой степени окисления ионы железа переходят в раствор при взаимодействии с кислотами?

5. Какие процессы происходят при коррозии железа? Влияет ли на коррозию и как присут-

ствие в воздухе газов O_2 , CO_2 , H_2S , SO_2 ?

6. Какой металл разрушается первым при коррозии, протекающей на поврежденной поверхности железа: оцинкованного, луженого, никелированного? Рассмотрите химизм процесса коррозии в этих случаях.

7. В чем специфика отношения рассматриваемых металлов к водороду? Гидриды какого типа образуют эти металлы?

8. Охарактеризуйте общие принципы получения оксидов и гидроксидов железа, кобальта и никеля (II и III).

9. Сравните отношение оксидов и гидроксидов железа, кобальта и никеля (II и III) к кислотам (серной, соляной, азотной) и щелочам.

10. Чем объяснить разнообразие встречающихся формул гидроксида железа (III): $Fe(OH)_3$, $FeOON$, $HFeO_2$, $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$, $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$? Возможно ли такое разнообразие записи формул гидроксида железа (II); гидроксида кобальта (III)?

11. Какие соли железа – Fe (II) или Fe (III) – сильнее подвергаются гидролизу? Какие продукты помимо $FeOH^{2+}$, $Fe(OH)_2^+$ и $Fe(OH)_3$ могут образовываться при гидролизе солей железа(III)?

Критерии оценок:

Оценка «отлично» выставляется обучающемуся, если он успешно применяет развитые навыки анализа историко-методологических проблем, в том числе в междисциплинарных областях;

Оценка «хорошо», если обучающийся в целом обладает навыком анализа историко-методологических проблем;

Оценка «удовлетворительно», если обучающийся обладает общим представлением, но несистематически применяет навыки анализа историко-методологических проблем;

Оценка «неудовлетворительно», если обучающийся обладает фрагментарным применением навыков анализа историко-методологических проблем.

Составитель:  Т.В. Щука

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ПРИДНЕСТРОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМ. Т.Г. ШЕВЧЕНКО»



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФА-
КУЛЬТЕТКАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

Контрольные работы
по дисциплине "Неорганическая химия"

Комплексные соединения.

Вариант №1

Для каждого соединения выполнить следующие действия:

- написать название /эмпирическую формулу;
 - указать центральный атом, его степень окисления, координационное число;
 - выписать все монодентантные и полидентантные лиганды;
 - написать структурную формулу;
- дитиоцианатодиаминокупрум(II)
 - калий динитродихлородиаминокобальт(III)
 - $[\text{Co}(\text{CN})_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$
 - $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{en})_2]^{3+}$

Вариант №2

Для каждого соединения выполнить следующие действия:

- написать название /эмпирическую формулу;
 - указать центральный атом, его степень окисления, координационное число;
 - выписать все монодентантные и полидентантные лиганды;
 - написать структурную формулу;
- нитроцианобис(этилендиамин)платина(IV) нитрат
 - дихлордиаминоплатина(II)
 - $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_3\text{enCl}]^{2+}$
 - $\text{Al}(\text{SCN})_2(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)$

Вариант №3

Для каждого соединения выполнить следующие действия:

- написать название /эмпирическую формулу;
 - указать центральный атом, его степень окисления, координационное число;
 - выписать все монодентантные и полидентантные лиганды;
 - написать структурную формулу;
- натрий дихлордиоксалатокобальт(III)
 - тринитротриаминокобальт(III)
 - $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{NH}_3)]\text{Cl}_3$
 - $\text{K}[\text{Cr}(\text{SCN})_2\text{py}_2\text{Cl}_2]$

Вариант №4

Для каждого соединения выполнить следующие действия:

- написать название /эмпирическую формулу;
- указать центральный атом, его степень окисления, координационное число;
- выписать все монодентантные и полидентантные лиганды;
- написать структурную формулу;

1. дихлортриамминоаквакобальт(III) бромид
2. калий дихлордибромдиамминохромат(III)
3. $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2\text{enCl}_2]\text{Br}$
4. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{CN})_2][\text{Pt}(\text{CN})_4]$

Вариант №5

Для каждого соединения выполнить следующие действия:

- а) написать название /эмпирическую формулу;
- б) указать центральный атом, его степень окисления, координационное число;
- в) выписать все монодентантные и полидентантные лиганды;
- г) написать структурную формулу;
 1. тринитротриамминохром(III)
 2. тетраамминоплатина(II) тетрахлолопалладат(II)
 3. $[\text{FeCl}_2\text{Br}_2\text{en}]^{2-}$
 4. $[\text{PtClBrI}(\text{NH}_3)]^-$

Вариант №6

Для каждого соединения выполнить следующие действия:

- а) написать название /эмпирическую формулу;
- б) указать центральный атом, его степень окисления, координационное число;
- в) выписать все монодентантные и полидентантные лиганды;
- г) написать структурную формулу;
 1. дибромотетрааквахром(III) хлорид
 2. калий дибромодинитро(глицинато)кобальт (III)
 3. $[\text{NiCl}_2\text{Br}_2]^{2-}$
 4. $[\text{PdCl}(\text{NH}_3)_3]\text{I}$

Молекулярные растворы.

Вариант №1

1. Для приготовления 5%-ного (по массе) раствора MgSO_4 взято 400г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Найти массу полученного раствора.
2. Какой объем 2Н раствора H_3PO_4 пойдет на осаждение 50 мл 10% раствора AgNO_3 ?
3. Какой объем раствора фосфорной кислоты с массовой долей H_3PO_4 36% ($\rho = 1216 \text{ кг/м}^3$) требуется для приготовления 13 л 0,15 н. раствора H_3PO_4 ?
4. Найти массу глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, содержащейся в 2 л раствора, если его осмотическое давление такое же, как у раствора, содержащего в 4 л при той же температуре 3 г формалина HCHO ?
5. Давление пара воды при 50 °С равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 900 г воды.
6. При растворении 3,24 г серы в 40 г бензола температура кипения увеличилась, на 0,81 К. Из скольких атомов состоит молекула серы в растворе?

Вариант № 2

1. Сколько граммов 30 %-ного (по массе) раствора NaCl нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10 %-ный раствор соли?
2. Сколько грамм $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ надо добавить к 200 г 10 % раствора MgSO_4 , чтобы получить 18 % раствор?
3. Какой объем 0,1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0,75 н. раствора?
4. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 350 г H_2O при 293 К. Плотность раствора считать равной единице.

5. При 50 °С давление пара раствора, содержащего в 200 г этилового спирта C_2H_5OH 23 г вещества, равно 207,2 мм ртутного столба. Давление пара чистого спирта при той же температуре равно 219,8 мм ртутного столба. Определить молекулярную массу вещества.
6. Температура кипения водного раствора $C_{12}H_{22}O_{11}$ равна 101,4 °С. Вычислить моляльную концентрацию и массовую долю вещества в растворе. При какой температуре замерзает раствор?

Химия элементов.

Вариант № 1

- I. Определите продукт окисления простого вещества *германия* в горячей концентрированной HNO_3 . Напишите и уравняйте уравнение реакции.
- II. Определите, какие свойства проявляет оксид As_2O_3 в реакциях с кислотами и щелочами. Подтвердите уравнениями реакции.
Ответы. А) Кислотные. Б) Амфотерные. В) Основные.
- III. Определите, какую функцию выполняет вещество $HOCN$ в протолитических реакциях сводой.
А) Сильная кислота. В) Сильное основание.
Б) Слабая кислота. Г) Слабое основание. Д) Непротолит.
- IV. Перечислите элементы *IIA*-группы периодической системы, для которых возможно протекание реакции $\mathcal{E}^{2+} + OH^- = \dots$. Написать уравнения реакций.
- V. Составьте уравнение реакции $I_2 + KOH = \dots$.
- VI. Перечислите элементы (кроме радиоактивных) *IIIA*-группы периодической системы, простые вещества которых взаимодействуют с реагентом HCl (*разб.*). Написать уравнения реакций.
- VII. Определите, как меняется устойчивость степени окисления +3 по *IIIA*-группе сверху вниз.
А) Увеличивается. Б) Уменьшается. В) Меняется немонотонно.
- VIII. Определите, какие кислотно-основные свойства проявляет оксид Mn_2O_7 в реакциях с кислотами и щелочами.
- IX. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладает вещество $NiO(OH)$. А) Окислитель. В) Окислитель и восстановитель.
Б) Восстановитель.
- X. Укажите изменившиеся в результате окислительно-восстановительной реакции $K_2MnO_4 + H_2O = \dots$ степени окисления атома d-элемента.

Вариант № 2

- I. Определите продукт окисления простого вещества *фосфора* горячей концентрированной HNO_3 . В ответе укажите число атомов в формульной единице.
- II. Определите, какие свойства проявляет оксид CaO в реакциях с кислотами и щелочами.
Ответы. А) Кислотные. Б) Амфотерные. В) Основные.
- III. Определите, какую функцию выполняет вещество N_2H_4 в протолитических реакциях. А) Сильная кислота. В) Сильное основание.
Б) Слабая кислота. Г) Слабое основание. Д) Непротолит.
- IV. Используя справочные данные, определите значение pH в водном растворе *гидрокарбоната натрия* (при 25 °С).
А) pH < 7. Б) pH 7. В) pH > 7.
- V. Перечислите элементы (кроме радиоактивных) *IVA*-группы периодической системы, для которых возможно протекание реакции $\mathcal{EO}_3^{2-} + Mg^{2+} = \dots$. В ответе укажите номера периодов (в порядке возрастания), в которых находится соответствующий элемент.
- VI. Составьте уравнение реакции $K_3[Cr(OH)_6] + Br_2 + KOH = \dots$. В ответе укажите сумму

стехиометрических коэффициентов в уравнении.

- VII. Укажите формулу комплексного продукта реакции $BeCl_2 + NaOH = \dots$, протекающей в водном растворе. В ответе укажите последовательно число внешнесферных атомов и число лигандов во внутренней сфере комплекса.
- VIII. Перечислите элементы (кроме радиоактивных) VA-группы периодической системы, простые вещества которых взаимодействуют с HNO_3 (конц). В ответе укажите номера периодов (в порядке возрастания), в которых находятся эти элементы.
- IX. Укажите значение pH раствора, полученного при действии на воду простейших водородных соединений щелочноземельных металлов.
А) <7. Б) 7. В) >7.
- X. Определите, как меняется устойчивость степени окисления +5 по VA-группе сверху вниз.
А) Увеличивается. Б) Уменьшается. В) Меняется немонотонно.

Домашняя контрольная работа

Вводное занятие: правила работы в химической лаборатории. Техника безопасности и оказание первой помощи. Номенклатура неорганических веществ. Лабораторная посуда, реактивы, квалификация чистоты.

Вариант № 1

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: Fe_2O_3 , $Fe(OH)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Fe(HSO_4)_3$, $FeOHNO_3$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, $FeOCl$, $H_2Cr_2O_7$.
Назовите ионы: Fe^{3+} , $FeOH^+$, $Fe(OH)_2^+$, $HSiO_3^-$.
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: фосфат гидроксомарганца(II), гидрокарбонат кальция, сульфат аммония, оксид хрома(VI), пентагидрат сульфата меди(II), ион дигидроксохрома(III), дигидрофосфат-ион.

Вариант № 2

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: MnO , $MnSO_4 \cdot 7H_2O$, $(MnOH)_2CO_3$, $Mn(OH)_2$, $HMnO_4$, $Mn(HCO_3)_2$, $Mn_3(PO_4)_2$, $SbOCl$.
Назовите ионы: Sn^{2+} , $MgOH^+$, MnO_4^{2-} , HPO_4^{2-} .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид свинца(IV), гидроксид свинца(II), гептагидрат сульфата железа(II), гидроксид хрома(III), хлорид оксиджелеза(III), ион гидроксомеди(II), гидросульфат-ион.

Вариант № 3

1. Назовите химические соединения; укажите, к какому классу они относятся: PbO_2 , $Pb(OH)_2$, $(PbOH)_2SO_4$, $Pb(MnO_4)_2$, $Pb(HCO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$, H_2MnO_4 , $FeONO_3$.
Назовите ионы: Mn^{2+} , $MnOH^+$, MnO_4^{2-} , HCO_3^- .
2. Напишите формулы химических соединений и ионов: оксид железа(III), гидроксид цинка, фосфат никеля(II), гексагидрат хлорида кальция, ион аммония, ион гидроксоалюминия, ди-хромат-ион.

Строение электронных оболочек атомов. Периодический закон (ПЗ) и периодическая система (ПС) элементов

Вариант № 1

1. В каком периоде, группе, подгруппе находятся элементы, электронные формулы валентного слоя которых: $\dots 5s^2 5p^4$, $\dots 4d^{10} 5s^2$? Назовите эти элементы. К каким семействам они относятся?

2. Составьте полные электронные формулы и электронно-структурные диаграммы валентного слоя атомов: Pb; Cs; Zn.
3. Какие частицы образуются, если атом серы отдаёт 4 или присоединяет 2 электрона, а атом меди отдаёт 2 электрона? Составьте электронные формулы исходных атомов и образовавшихся частиц. Укажите типы образовавшихся ионов по строению электронных оболочек.
4. Исходя из положения в ПС, назовите элемент с порядковым номером 25, охарактеризуйте свойства этого элемента (металл или неметалл) и его соединений (высшего оксида и соответствующего ему гидроксида).

Вариант № 2

1. В каком периоде, группе, подгруппе находятся элементы, электронные формулы валентного слоя которых: $\dots 3s^1$; $\dots 2s^2 2p^1$? Назовите эти элементы. К каким семействам они относятся?
2. Составьте полные электронные формулы и электронно-структурные диаграммы валентного слоя атомов: C; Sr; Cr.
3. Какие частицы образуются, если атом фосфора отдаёт или присоединяет 3 электрона, а атом хрома отдаёт 3 электрона? Составьте электронные формулы исходных атомов и образовавшихся частиц. Укажите типы образовавшихся ионов по строению электронных оболочек.
4. Исходя из положения в ПС, назовите элемент с порядковым номером 7, охарактеризуйте свойства этого элемента (металл или неметалл) и его соединений (высшего оксида и соответствующего ему гидроксида).

Современные теории химической связи. Природа химической связи с точки зрения метода ВС.

Вариант № 1

1. Составьте электронно-структурные диаграммы частиц по методу ВС: F_2 , HF, BeF_2 , BF_3 , H_2O .
2. Укажите типы гибридизации атомных орбиталей центрального атома в частицах BeF_2 , BF_3 , H_2O , если валентные углы равны соответственно 180° , 120° , $104,5^\circ$.

Вариант № 2

1. Составьте электронно-структурные диаграммы частиц по методу ВС: Br_2 , HBr, $MgBr_2$, $AlBr_3$, NH_4^+ .
2. Укажите типы гибридизации атомных орбиталей центрального атома в частицах $MgBr_2$, $AlBr_3$, NH_4^+ , если валентные углы равны соответственно 180° , 120° , $109,5^\circ$.

Вариант № 3

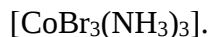
1. Составьте электронно-структурные диаграммы частиц по методу ВС: Cl_2 , HCl, $BeCl_2$, $PbCl_2$, NCl_3 .
2. Укажите типы гибридизации атомных орбиталей центрального атома в частицах $BeCl_2$, $PbCl_2$, NCl_3 , если валентные углы равны соответственно 180° , $\approx 120^\circ$, $107,5^\circ$.

Комплексные соединения.

Строение, классификация и устойчивость комплексных соединений

Вариант № 1

1. Напишите формулы КС:
карбонат хлордиакватриамминжелеза(III); тетрафтородиаквафerrat(III) калия.
2. Назовите КС:
 $[NiCl_2(H_2O)_2(NH_3)_2]Cl$;
 $K[Ag(CN)_2]$;

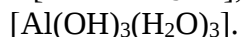
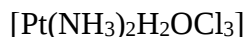


Для анионного КС укажите ц.а.; лиганды, донорные атомы лигандов; координационное число ц.а.; внешнюю и внутреннюю сферы КС.

Для катионного КС напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

Вариант № 2

1. Напишите формулы КС:
хлорид дибромтетрааммин-хрома(III); трииодоамидомеркурата(II) натрия.
2. Назовите КС:



Для катионного КС укажите ц.а.; лиганды, донорные атомы лигандов; координационное число ц.а.; внешнюю и внутреннюю сферы КС.

Для анионного КС напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

Растворы, способы выражения состава растворов. Решение ситуационных задач. Приготовление растворов с заданным содержанием растворенного вещества.

Вариант № 1

1. К раствору массой 250 г с $\omega(\text{соли}) = 10\%$ добавили эту же соль массой 15 г. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.
2. Смешали раствор массой 200 г с $\omega(\text{щелочи}) = 1\%$ с раствором массой 50 г с $\omega(\text{щелочи}) = 4\%$. Вычислите массовую долю щелочи в полученном растворе.
3. Рассчитайте объем воды, который необходимо добавить к раствору объемом 500 мл с $\omega(\text{NaOH}) = 40\%$ ($\rho = 1,43 \text{ г/мл}$) для приготовления раствора с $\omega(\text{NaOH}) = 10\%$.

Вариант № 2

1. К раствору массой 300 г с $\omega(\text{ZnSO}_4) = 5\%$ добавили сульфат цинка массой 20 г. Рассчитайте массовую долю ZnSO_4 в полученном растворе.
2. Смешали раствор массой 150 г с $\omega(\text{KOH}) = 5\%$ с раствором массой 200 г с $\omega(\text{KOH}) = 10\%$. Вычислите массовую долю щелочи в полученном растворе.
3. Рассчитайте объем воды, который необходимо добавить к раствору объемом 0,5 л с массовой долей серной кислоты 20% ($\rho = 1,143 \text{ г/мл}$) для приготовления раствора с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12\%$.

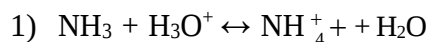
Равновесные процессы в растворах электролитов.

Теории кислот и оснований

Вариант № 1

1. Какие электролиты диссоциируют необратимо, а какие - обратимо? Покажите это на примерах следующих электролитов: HClO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_3PO_4 , NaHSO_3 , MgOHCl , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$. Назовите все образующиеся ионы по номенклатуре ИЮПАК.
2. Составьте молекулярные, полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения для следующих реакций:
 - 1) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 - 3) $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$

3. Укажите кислотно–основные сопряжённые пары в уравнениях протолитических реакций:



Вариант № 2

- Какие электролиты диссоциируют необратимо, а какие - обратимо? Покажите это на примерах следующих электролитов: HCl , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, ZnSO_4 , H_2SO_3 , $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Назовите все образующиеся ионы по номенклатуре ИЮПАК.
- Составьте молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения для следующих реакций:
 - $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
 - $\text{HBr} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- Укажите кислотно–основные сопряжённые пары в уравнениях протолитических реакций:
 - $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_4\text{PO}_4^+ + \text{OH}^-$
 - $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$

Равновесные процессы в растворах электролитов.

Произведение растворимости. Гидролиз солей.

Вариант № 1

- Какая из приведенных солей подвергается гидролизу только по катиону, а какая - только по аниону: NaCl , CuSO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Укажите ориентировочное значение pH растворов этих солей ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
- Допишите продукты гидролиза, учитывая, что это случай совместного гидролиза: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

Вариант № 2

- Какая из приведенных солей подвергается гидролизу только по катиону, а какая - только по аниону: K_2SO_4 , ZnSO_4 , KNO_2 , $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Укажите ориентировочное значение pH растворов этих солей ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
- Допишите продукты гидролиза, учитывая, что это случай совместного гидролиза: $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

Окислительно-восстановительные реакции. Метод полуреакций.

Вариант № 1

Составьте схемы электронного баланса. Расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель, процессы восстановления и окисления:

- $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2] + \text{H}_2$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$

Вариант № 2

Составьте схемы электронного баланса. Расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель, процессы восстановления и окисления:

- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$

- 2) $\text{Sn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{H}_2$
- 3) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- 5) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$

Вариант № 3

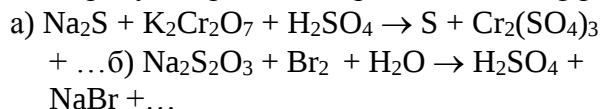
Составьте схемы электронного баланса. Расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель, процессы восстановления и окисления:

- 1) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- 4) $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$

р-Элементы VI и VII групп.

Вариант № 1

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе до-пишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли Na_2S к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора Na_2S ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.
3. Решите задачу.
 Определите массу NaBr , которую необходимо добавить к раствору массой 280 г с $\omega(\text{NaBr}) = 14\%$, чтобы получить раствор с $\omega(\text{NaBr}) = 17\%$.

Вариант № 2

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе до-пишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 а) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
 + ... б) $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$

Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

2. Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант); укажите, к какому классу они относятся: SO_3 , H_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeOHSO_4 , $(\text{PbOH})_2\text{SO}_4$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, MnS , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Назовите ионы: SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , HS^- , $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$.
3. Решите задачу.
 Определите массу NaBr , которую необходимо добавить к раствору массой 300 г с $\omega(\text{NaBr}) = 10\%$, чтобы получить раствор с $\omega(\text{NaBr}) = 25\%$.

р-элементы V группы

Вариант № 1

1. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе до-пишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 а) $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4$
 + ... б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} +$
 $\text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$

- Объясните различие валентных углов в NBr_3 ($\angle 107,5^\circ$) и PBr_3 ($\angle 90^\circ$). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы PBr_3 . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.
- Назовите КС $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}_2]$, укажите его составные части, напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение для общей константы нестойкости.

Вариант № 2

- Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:
 - $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
 - $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \dots$
- Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли K_3PO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите значение pH раствора K_3PO_4 ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Назовите продукты гидролиза по номенклатуре ИЮПАК.
- Объясните различие валентных углов в NH_3 ($\angle 107,5^\circ$) и AsH_3 ($\angle 90^\circ$). Составьте электронно-структурную диаграмму молекулы AsH_3 . Изобразите перекрывание атомных орбиталей, образующих связи в этой молекуле. Укажите тип связей по характеру перекрывания атомных орбиталей и форму молекулы.

p-Элементы III и IV групп

Вариант № 1

- Сульфид алюминия Al_2S_3 получают только сухим путем, например, спеканием порошков алюминия с серой. Напишите уравнение этой реакции. Что произойдет с полученными желтыми кристаллами при их контакте с водой? Ответ подтвердите уравнением реакции.
- Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза тетрабората натрия. Укажите значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Обоснуйте смещение равновесия гидролиза вправо при добавлении к раствору тетрабората натрия кислоты.
- Опишите качественные реакции на карбонат- и гидрокарбонат- ионы. Напишите уравнения соответствующих реакций. Укажите аналитический эффект.
- Как можно получить гидроксид олова(II) в лаборатории? Какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант № 2

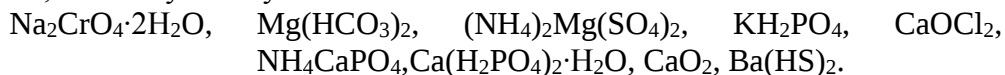
- Допишите уравнение реакции $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, учитывая значения ПР возможных продуктов:
 $\text{PrAl}(\text{OH})_3 = 1 \cdot 10^{-32}$, $\text{PrAlOH}^{2+} \cdot 2\text{OH}^- = 1 \cdot 10^{-23}$.
- Как можно получить гидроксид алюминия в лаборатории? Какими свойствами он обладает с точки зрения теории электролитической диссоциации? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- Охарактеризуйте углерод, исходя из положения в периодической системе элементов: электронная формула и электронно-структурная диаграмма, возможные степени окисления, особенности строения атома углерода.
- Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза нитрата свинца(II). Укажите значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$). Рассмотрите процесс гидролиза с точки зрения протолитической теории кислот и оснований.

s-Элементы I и II групп.

Вариант № 1

- Назовите химические соединения по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант);

укажите, к какому классу они относятся:



2. Решите задачу.

Рассчитайте молярную концентрацию (C) раствора с $\omega(\text{NaOH}) = 16,0\%$ и $\rho = 1,175 \text{ г/мл}$.

3. Решите задачу.

Рассчитайте значение pH в $0,5 \cdot 10^{-2} \text{ М}$ растворе $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Вариант № 2

1. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов следующих солей к гидролизу: MgCl_2 , NaNO_3 , K_2SO_3 . Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований.

2. Решите задачу.

Рассчитайте массовую долю (ω) Na_2SO_4 в растворе с молярной концентрацией $C = 0,144 \text{ моль/л}$ и $\rho = 1,028 \text{ г/мл}$.

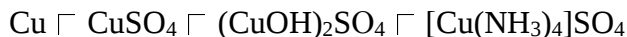
3. Решите задачу.

В 3 л раствора содержится $0,3 \times 10^{-3}$ моль HNO_3 . Рассчитайте значение ρOH этого раствора.

d–Элементы I и II групп.

Вариант № 1

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли ZnSO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HgNH}_2\text{Cl}$

Вариант № 2

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



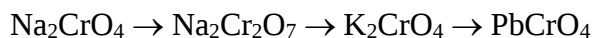
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли CuSO_4 к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: $\text{Hg} \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HgNH}_2\text{Cl}$

d–Элементы VI и VII групп

Вариант № 1

1. Напишите уравнений реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

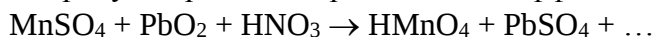


Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК.

2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ к гидролизу. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).

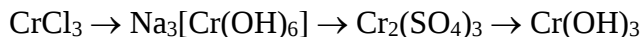
3. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

Вариант № 2

1. Напишите уравнений реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите соединения хрома, участвующие в превращениях, по номенклатуре ИЮПАК.

2. Напишите электронные формулы атома хрома, его ионов (реальных и возможного гипотетического), укажите типы электронных оболочек ионов. Рассмотрите гидролиз иона $\text{Cr}(\text{III})$ с позиций протолитической теории кислот и оснований.
3. Составьте уравнения полуреакций (методом ионно-электронного баланса), на их основе допишите продукты реакции и расставьте коэффициенты:



Укажите окислитель и его восстановленную форму, восстановитель и его окисленную форму.

d-Элементы VIII группы

Вариант № 1

1. Назовите вещества по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант): FeONO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, CoCl_2 , $\text{Ni}(\text{OH})_3$, $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$.
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли сульфата железа (II) к гидролизу. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Напишите уравнение качественной реакции на ион железа(II). Приведите тривиальные названия и названия по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант) комплексных соединений, встречающихся в этой реакции.

Вариант № 2

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeOH}\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Для окислительно-восстановительной реакции определите коэффициенты методом ионно-электронного баланса (методом полуреакций). Назовите все вещества в цепочке превращений по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант).
2. Используя поляризационные представления, теоретически обоснуйте способность ионов соли сульфата железа(III) к гидролизу. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза этой соли, а также рассмотрите гидролиз с позиций протолитической теории кислот и оснований. Укажите ориентировочное значение pH раствора ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} \approx 7$).
3. Напишите уравнение качественной реакции на ион железа(III) с желтой кровяной солью. Приведите тривиальное название и название по номенклатуре ИЮПАК (адаптированный вариант) комплексного соединения, образующегося в результате реакции.

Составитель:  Т.В. Щука



ЕСТЕСТВЕННО-ГЕОГРАФИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ХИМИИ И МПХ

**Вопросы для промежуточной аттестации (экзамена)
по дисциплине "Неорганическая химия"**

1. Основные законы химии. Законы естествознания. Закон постоянства состава соединений. Закон кратных отношений. Закон эквивалентов.
2. Газовые законы. Закон Гей-Люссака. Закон Авогадро. Уравнение состояния идеального газа. Уравнение Менделеева - Клайперона. Закон удельных теплоемкостей.
3. Физико-химическая природа растворов и процесса растворения. Законы идеальных растворов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Законы Рауля.
4. Теория электролитической диссоциации. Отклонение электролитов от законов идеальных растворов. Степень электролитической диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации.
5. Слабые электролиты. Константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Зависимость степени электролитической диссоциации от концентрации раствора.
6. Сильные электролиты. Ионные пары и ассоциаты. Кажущаяся степень электролитической диссоциации. Активность ионов в растворе. Ионная сила раствора. Закон Дебая – Хюккеля.
7. Влияние на степень электролитической диссоциации природы растворителя, одноименного иона, температуры.
8. Современные теории кислот и оснований. Теория Аррениуса. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Электронная теория Льюиса.
9. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы.
10. Равновесия в растворах электролитов. Буферные растворы. Произведение растворимости.
11. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень и константа гидролиза.
12. Гидролиз солей образованных слабым основанием и сильной кислотой. Среда раствора. Механизм гидролиза.
13. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой. Среда раствора. Механизм гидролиза.
14. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. Среда раствора. Механизм гидролиза.
15. Окислительно-восстановительные реакции. Типы реакций. Окислительный и восстановительный процессы. Окислитель. Восстановитель.
16. Атомные модели. Теория строения атома. Электрон. Состояние электрона в атоме. Энергетические уровни и подуровни. Атомная орбиталь. Квантовые числа.
17. Принципы распределения электронов в атомах по энергетическим уровням и подуровням.
18. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Физический смысл периодического закона Д.И. Менделеева. Ионизационный потенциал. Энергия сродства к электрону. Вторичная периодичность.
19. Ионная связь. Механизм образования связи. Электроотрицательность. Свойства ионной связи. Кристаллические решетки. Поляризующее действие катиона.
20. Ковалентная связь. Механизм образования связи. Свойства связи. Типы связи. Донорно-

акцепторное взаимодействие.

21. Гибридизация. Типы гибридизации. Условие гибридизации.
22. Метод валентных связей.
23. Фтор, получение, физические и химические свойства, соединения фтора с водородом и кислородом.
24. Хлор, получение, физические и химические свойства. Хлороводород, получение, физические и химические свойства.
25. Кислородные соединения хлора. Оксиды, кислоты, соли, получение, физические и химические свойства.
26. Бром, иод, получение, физические и химические свойства. Водородные соединения брома и иода, получение, физические и химические свойства.
27. Кислородные соединения брома и иода, получение, физические и химические свойства.
28. Водород, физические и химические свойства, получение. Гидриды. Перекись водорода, физические и химические свойства.
29. Кислород, получение, аллотропические модификации, физические и химические свойства. Оксиды. Озон, озониды.
30. Сера, получение, аллотропические модификации, физические и химические свойства. Водородные соединения серы. Сероводород, полисульфиды.
31. Кислородные соединения серы в степени окисления +4. Оксид, кислота, соли, получение, физические и химические свойства.
32. Кислородные соединения серы в степени окисления +6. Оксид, кислота, соли, получение, физические и химические свойства.
33. Соединения серы со связью $-S-S-$ и со связью $-O-O-$, получение, физические и химические свойства.
34. Характеристика элементов подгруппы селена. Простые вещества, водородные соединения, получение, физические и химические свойства.
35. Азот. Получение, физические и химические свойства. Водородные соединения азота: аммиак, соли аммония.
36. Гидразин, гидроксилламин, азотистоводородная кислота, азиды.
37. Фосфор, получение, физические и химические свойства. Водородные соединения фосфора, получение, физические и химические свойства.
38. Кислородные соединения фосфора +3.
39. Кислородные соединения фосфора +5.
40. Подгруппа мышьяка, получение, физические и химические свойства простых веществ. Водородные соединения, получение, физические и химические свойства.
41. Кислородные соединения элементов подгруппы мышьяка в степени окисления +3 и +5, получение, физические и химические свойства. Тиосоли, тиокислоты.
42. Углерод, аллотропические модификации, физические и химические свойства. Карбиды.
43. Кислородные соединения углерода в степени окисления +2 и +4.
44. Кремний, получение, физические и химические свойства. Соединения кремния с водородом и кислородом.
45. Подгруппа германия. Простые вещества, получение, физические и химические свойства. Соединения германия.
46. Соединения олова в степени окисления +2 и +4, получение, физические и химические свойства.
47. Соединения свинца в степени окисления +2 и +4, получение, физические и химические свойства.
48. Бор. Получение, физические и химические свойства. Бороводороды. Кислородные соединения бора. Соединения бора с водородом и азотом.
49. Алюминий, получение, физические и химические свойства. Соединения алюминия с водородом, кислородом, галогенами, азотом.
50. Подгруппа галлия, получение, физические и химические свойства простых веществ. Соединения элементов подгруппы галлия.

51. Бериллий, получение, физические и химические свойства. Соединения бериллия.
52. Магний, получение, физические и химические свойства. Соединения магния.
53. Подгруппа кальция, получение, физические и химические свойства, соединения электролитов подгруппы кальция.
54. Характеристика подгруппы щелочных металлов. Простые соединения. Соединения щелочных металлов.
55. Медь, получение, физические и химические свойства. Соединения меди в степени окисления +1, +2, +3.
56. Серебро, получение, физические и химические свойства. Соединения серебра в степени окисления +1, +2.
57. Золото, получение, физические и химические свойства. Соединения золота в степени окисления +1 и +3.
58. Цинк, получение, физические и химические свойства. Соединения цинка. Соединения кадмия.
59. Ртуть, получение, физические и химические свойства. Соединения ртути в степени окисления +1, +2.
60. Хром, получение, физические и химические свойства. Соединения хрома в степени окисления +2, +3, +6.
61. Марганец, получение, физические и химические свойства. Соединения марганца в степени окисления +2, +3, +4.
62. Соединения марганца в степени окисления +6, +7. Технеций и рений, получение, физические и химические свойства. Соединения технеция и рения.
63. Железо, получение, физические и химические свойства. Соединения железа в степени окисления +2, +3.
64. Кобальт и никель, получение, физические и химические свойства. Соединения кобальта и никеля в степени окисления +2 и +3.
65. Характеристика элементов платиновой группы, получение, физические и химические свойства. Соединения элементов платиновой группы.

Составитель:  Т.В. Щука