Министерство образования и науки Российской Федерации

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ**

**УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«Донской государственный технический университет»**

**(дгту)**

**ЛАБОРАТОРНЫЙ**

**ПРАКТИКУМ**

**ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

**Ростов-на-Дону 2017**

Министерство образования и науки Российской Федерации

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ**

**УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«Донской государственный технический университет»**

**(дгту)**

**ЛАБОРАТОРНЫЙ**

**ПРАКТИКУМ**

**ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

**В.В. ДЕМЬЯН, И.Ю. ЖУКОВА**

**Часть 2. Химия элементов**

УДК 546 (076.5)

ББК 24.1

Л 12

**Рецензенты:** д-р техн. наук, профессор Балакай В.И., Южно-Российский государственный технический университет;

к.т.н., доцент Ильин В.Б., Донской государственный аграрный университет.

**Составители:** Демьян В.В., Жукова И.Ю.

.

Д 30 Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Под ред. В.В. Демьян – 2017.

В пособии приведены лабораторные работы по основным разделам общей и неорганической химии. В каждой работе приведены описания выполнения лабораторных работ и контрольные задания. Пособие является частью учебно-методического комплекса кафедры технологии электрохимических производств, высокомолекулярных соединений и защиты от коррозии Донского технического университета предназначено для подготовки бакалавров по направлению 240100 «Химическая технология». Практикум имеет целью ознакомить вчерашних школьников с основными методами проведения лабораторных работ, где студенты-первокурсники своими руками должны выполнить достаточно простые химические эксперименты.

Содержание практикума базируется на современных представлениях о строении вещества, Периодическом законе Д.И. Менделеева, а также на важнейших общих закономерностях протекания химических процессов.

УДК 546 (076.5)

ББК24.1

© 2017

ОГЛАВЛЕНИЕ

|  |  |
| --- | --- |
| Введение | 4 |
| Лабораторная работа № 1. s-элементы 1 группы | 6 |
| Вопросы и задачи по химии s-элементов первой группы | 8 |
| Лабораторная работа № 2. s-элементы 2 группы | 14 |
| Вопросы и задачи по химии s-элементов второй группы | 17 |
| Лабораторная работа № 3. Жесткость воды | 22 |
| Вопросы и задачи по жесткости воды | 25 |
| Лабораторная работа 4. р-элементы 3 группы | 29 |
| Вопросы и задачи по химии р-элементов третьей группы | 32 |
| Лабораторная работа № 5. р-элементы 4 группы | 37 |
| Вопросы и задачи по химии р-элементов четвертой группы | 40 |
| Лабораторная работа № 6. р-элементы 5 группы | 47 |
| Вопросы и задачи по химии р-элементов пятой группы | 51 |
| Лабораторная работа № 7. р-элементы 6 группы | 59 |
| Вопросы и задачи по химии р-элементов шестой группы | 63 |
| Лабораторная работа№ 8. р-элементы 7 группы | 71 |
| Вопросы и задачи по химии р-элементов седьмой группы | 73 |
| Лабораторная работа № 9. Химия d-элементов | 80 |
| Вопросы и задачи по химии d-элементов | 90 |
| Приложения | 98 |
| Периодическая таблица Д.И. Менделеева | 98 |
| Относительные электроотрицательности | 99 |
| Константы диссоциации кислот | 100 |
| Константы диссоциации оснований | 102 |
| Название кислот и кислотных остатков | 103 |
| Термодинамические константы | 105 |
| Призведения растворимости | 106 |

## ВВЕДЕНИЕ

Химия занимает центральное место в ряду естественных наук, по- скольку она изучает элементы и образуемые ими соединения, которые составляют Вселенную. Миллионы неорганических и органических веществ существуют в природе или синтезированы человеком, и среди них такие, которые являются основой самой жизни. Химия является центральной, фундаментальной наукой также и по- тому, что в любой отрасли человеческой деятельности, связанной с какими-либо проявлениями материального мира, неизбежно приходится сталкиваться со свойствами различных веществ – их прочностью, токсичностью, способностью взаимодействовать с другими веществами, а также с их изменениями при тех или иных условиях. Трудно переоценить практическую роль химии в нашей жизни. Химия создаёт новые материалы и разрабатывает новые химические методы, которые используются в различных областях человеческой деятель- ности; играет первостепенную роль в решении продовольственной про- блемы. В мире производятся миллионы тонн минеральных удобрений, повышающих плодородие почвы и урожайность сельскохозяйственных культур. Многогранна роль химии в развитии строительных материалов, транспорта, компьютерных технологий, фармации и других отраслей. В данном учебном пособии представлен лабораторный практикум по химии элементов I – VII групп главных и побочных подгрупп, рассчитанный на студентов очной и заочной форм обучения. В основе классификации элементов – сопоставление физических и химических свойств элементов с их электронным строением, что делает теоретические основы химии значительно более интересной и легко запоминающейся. Таким образом, представители многих профессий могут считаться по-настоящему квалифицированными специалистами, если они понимают химические идеи, лежащие в основе их работы, и умеют при необходимости их использовать.

## Лабораторная работа № 1

### *s-*ЭЛЕМЕНТЫ I ГРУППЫ

***Опыт 1.******Взаимодействие металлов с водой***

Кусочек очищенного исследуемого металла пинцетом поместите в фарфоровую чашку с водой, предварительно прибавьте несколько капель фенолфталеина. Наблюдайте происходящую реак-цию. Если изучается взаимодействие с водой нескольких металлов, обратите внимание на различную скорость реакции, зависящую от активности металла. При проведении опыта соблюдайте осторожность, особенно если исследуемым металлом является калий, вспыхивающий при соприкосновении с водой.

***В отчете:***

– составьте уравнения реакций взаимодействия изученных металлов с водой;

– объясните, почему фенолфталеин окрашивается в соответствующий цвет;

– оцените химическую активность исследуемого металла по результатам Ваших наблюдений. Если в опыте использовалось несколько металлов, дайте сравнительную характеристику их химической активности;

– напишите уравнение горения калия, учитывая, что продуктом сгорания является пероксид надпероксид.

***Опыт 2. Окраска пламени соединениями щелочных металлов***

Очищенную платиновую или нихромовую проволочку с петелькой на конце внесите в пламя горелки. Если пламя окрашивается, погрузите проволоку в концентрированную соляную кислоту. Промойте дистиллированной водой и снова внесите в пламя. Так повторяйте до тех пор, пока проволока не будет окрашивать пламя. Подготовленной таким образом проволокой захватите кристаллик соли исследуемого металла и внесите в пламя горелки. Обратите внимание на окраску пламени.

Аналогичным образом исследуйте поочередно соединения других металлов. После каждого опыта проволоку надо очистить так, как было описано ранее. Начинать этот опыт следует с соединения калия, так как этот элемент интенсивно окрашивает пламя, а заканчивать – соединением натрия.

***В отчете:***

– результаты наблюдений сведите в таблицу:

|  |  |
| --- | --- |
| Катион | Окраска пламени |

– для чего можно использовать изученное явление?

***Опыт 3. Термическое разложение гидрокарбоната натрия***

В две сухие пробирки поместите приблизительно равные количества гидрокарбоната натрия (4–5 микрошпателей). Одну пробирку оставьте для сравнения, а вторую нагревайте в пламени горелки несколько минут, при этом обратите внимание на то, что при прокаливании гидрокарбоната образуются пары воды, конденсирующиеся на холодных частях пробирки в виде капелек.

После остывания второй пробирки в обе прилейте по 2–3 мл дистиллированной воды. Перемешивая стеклянной палочкой, добейтесь полного растворения солей в пробирках, после чего в обе добавьте по 1–2 капли фенолфталеина. В растворе, какой соли среда является более щелочной?

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции термического разложения гидрокарбоната натрия;

– объясните причину различной интенсивности окраски фенолфталеина в растворах карбоната и гидрокарбоната;

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения гидролиза карбоната и гидрокарбоната натрия;

– вычислите и сопоставьте значения рН децимолярных растворов карбоната и гидрокарбоната натрия;

– по значениям стандартных термодинамических величин вычислите температуру, при которой начинается реакция термического разложения гидрокарбоната натрия.

***Опыт 4. Гидролиз солей щелочных металлов***

Приготовьте растворы солей: хлорида калия, сульфита натрия, нитрита калия, ацетата натрия, карбоната натрия, растворив один микрошатель соответствующей соли в небольших приблизительно равных объемах дистиллированной воды. Добавьте в каждый раствор по две капли фенолфталеина. Отметьте появление окраски индикатора, а также различную ее интенсивность для солей разной природы.

***В отчете:***

– напишите уравнения гидролиза исследованных солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– рассчитайте рН децимолярных растворов изученных солей, использовав для расчета численные значения констант кислотности соответствующих кислотно-основных пар, взятых из справочной таблицы;

– на основании расчета объясните различную интенсивность окраски индикатора в растворах исследованных солей;

– расположите в ряд исследованные соли в порядке возрастания степени их гидролиза;

– какие соли щелочных металлов подвержены гидролизу?

***Опыт 5. Малорастворимые соли натрия и калия***

К раствору соли натрия добавьте приблизительно равный объем раствора гексагидроксостибата (V) калия. Если осадок сразу не образовался, потрите внутреннюю стенку пробирки стеклянной палочкой. Обратите внимание на внешний вид выпавшего осадка.

В другой пробирке к раствору соли калия, подкисленному уксусной кислотой, добавьте раствор гексанитрокобальтата (III) натрия.

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения проделанных реакций, указав под формулами малорастворимых солей их окраску;

– сделайте общий вывод о растворимости в воде солей щелочных металлов.

***Опыт 6. Малорастворимые соли лития***

По таблице растворимости найдите малорастворимые соли лития и получите их обменными реакциями. Если осадки образуются не сразу, потрите внутреннюю поверхность пробирки стеклянной палочкой. Если же и после этого осадки не образуются, то это означает, что произведение растворимости не было достигнуто. И надо воспользоваться более концентрированными растворами.

***В отчете:***

–напишите уравнения проделанных реакций в молекулярной и ионо-молекулярной форме. Укажите под формулами малорастворимых солей их окраску;

– из справочной таблицы выпишите численные значения произведений растворимости полученных солей, расположив их в ряд в порядке уменьшения растворимости;

– сделайте общий вывод о растворимости солей лития по сравнению с растворимостью солей других щелочных металлов.

#### Вопросы и задачи по химии s-элементов первой группы

1. Почему элементы главной подгруппы первой группы Периодической системы называются щелочными? Из каких природных соединений и какими методами получают самые распространённые щелочные металлы натрий и калий?

2. Чем объясняется, что по многим свойствам литий заметно отличается от других щелочных металлов? В чём конкретно проявляется отличие химии лития от химии остальных щелочных металлов?

3. Приведите значения ионизационных (J) и электродных (φº) потенциалов щелочных металлов. Объясните, почему по значению φº литий имеет наибольшие, а по значению J наименьшие восстановительные свойства по сравнению с другими щелочными металлами.

4. Опишите и подтвердите уравнениями реакций химические свойства щелочных металлов.

5. Используя методы ВС и МО, объясните образование двухатомных молекул щелочных металлов. При каких условиях они существуют? Как изменяется энергия связи в ряду Li2 – Na2 – K2 – Rb2 – Cs2?

6. Почему при температуре выше 400 о С менее активный металл натрий вытесняет более активный калий из расплавленного гидроксида калия? Какое практическое применение имеет эта реакция?

7. Почему при температуре выше 800 о С менее активный металл натрий вытесняет более активный калий из расплавленного хлорида калия? Какое практическое применение имеет эта реакция?

8. Проведите термодинамические расчёты, доказывающие возможность использования натрия для металлотермического получения титана из TiCl4. Какие другие металлы получают натрийтермическим восстановлением? Почему щелочные металлы не применяются для восстановления других металлов из водных растворов солей?

9. Какие соединения образуются при сгорании щелочных металлов в кислороде и как они взаимодействуют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций для лития, натрия, калия, рубидия и цезия.

10. Как, имея металлический натрий и кислород, можно получить сначала Na2O2, а затем Na2O? С помощью какого реактива можно идентифицировать эти соединения? Напишите уравнения реакций.

11. Известный российский химик Я.И. Михайленко, работавший в Томском технологическом институте (сейчас это ТПУ) в 1900–1924 г.г., в годы Первой мировой войны организовал в Томске производство пероксида натрия, используемого для регенерации кислорода в изолирующих противогазах и в замкнутых помещениях, в которых накапливается углекислый газ. На какой реакции основано это применение пероксида натрия?

12. Какой объём (н.у.) углекислого газа может поглотить 1 кг пероксида натрия и какой объём кислорода при этом выделится?

13. Напишите продукты окислительно-восстановительных реакций с участием пероксида натрия и укажите, чем является Na2O2 (восстановителем или окислителем?) в каждой из этих реакций:

Na2O2 + KI + H2SO4 →

Na2O2 + Fe(OH)2 + H2O →

Na2O2 + KMnO4 + H2SO4 →

14. Пероксид натрия взаимодействует с порошкообразным алюминием с образованием метаалюмината, с оксидом хрома (III) – хромата, с диоксидом марганца – манганата, с оксидом углерода (II) – карбоната. Напишите уравнения этих реакций.

15. Напишите формулы оксида, пероксида, надпероксида и озонида калия. Какие ионы находятся в узлах кристаллических решёток этих соединений? 17. Как называется соединение КО2 и как оно взаимодействует с водой и с углекислым газом? Какой объём СО2 взаимодействует с 1 кг КО2 и какой объём кислорода при этом выделяется? Какое практическое применение может иметь эта реакция?

16. Вычислите энергию Гиббса (при стандартных условиях) для реакций оксидов всех (кроме франция) щелочных металлов с водой:

Ме2О(к) + Н2О(ж) = 2МеОН(к)

Какой вывод можно сделать по результатам этих вычислений?

17. Напишите уравнения всех реакций, протекающих при хранении натрия на открытом воздухе.

18. Напишите уравнения всех реакций, протекающих при хранении калия на открытом воздухе.

19. Озонид калия образуется при действии озона на твёрдый гидроксид калия по схеме:

КОН + О3 → КО3 + Н2О + О2

Используя метод электронного баланса, напишите уравнение этой реакции.

20. При каких условиях щелочные металлы взаимодействуют с водородом, какие соединения образуются при этом и как они взаимодействуют с водой? Как можно теоретически обосновать и практически доказать, что водород в гидридах находится в степени окисления –1?

21. Почему гидриды щелочных металлов называются солеобразными? Как их получают и какие свойства для них характерны? Чему равен объём водорода (при н.у.), получаемого из 1 кг гидрида лития?

22. Проведите термодинамические расчёты для реакции:

2Li2O + 2H2 = 4LiH + O2

и сделайте по результатам расчёта вывод.

23. Постройте графики зависимости первого потенциала ионизации (*I*1) и атомного радиуса (*r*ат) и от номера периода для *s-*элементов I группы и на их основании ответьте на следующие вопросы:

а) чем объяснить восходящий характер одной кривой и нисходящий – другой?

б) какой из атомов данной группы и почему наиболее легко переходит в состояние однозарядного катиона, и какой – наименее?

в) между какими элементами в наибольшей степени должна проявляться близость свойств?

24. В таблице приведены энтальпии образования (кДж/моль) оксидов Ме2О(т) и гидроксидов МеОН(т) *s-*элементов I группы:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Δ*G*o | Li | Na | K | Rb | Cs |
| Me2O | –599 | –418 | –363 | –330 | –318 |
| MeOH | –487 | –426 | –426 | –414 | –407 |

Основный характер гидроксидов МеОН можно оценить величиной теплового эффекта реакции: Ме2О(т) + Н2О(ж) = 2МеОН(т). Вычислите тепловой эффект этой реакции для щелочных металлов, пользуясь данными таблицы. Как изменяется основный характер *s-*элементов I группы с ростом атомного номера?

25. В таблице приведены значения стандартных энтальпий образования галидов щелочных металлов (кДж/моль).

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| галоген  металл | F | Cl | Br | I |
| Li | –609 | –408 | –350 | –300 |
| Na | –569 | –414 | –363 | –290 |
| K | –563 | –437 | –393 | –330 |
| Rb | –557 | –440 | –401 | –340 |
| Cs | –551 | –449 | –408 | –351 |

Постройте графики: а) зависимости стандартной энтальпии образования галидов лития от природы галогена; б) зависимости стандартной энтальпии образования фторидов от природы щелочного металла. Объясните ход кривых. Укажите: 1) галид лития наиболее и наименее устойчивый в отношении распада на простые вещества; 2) фторид щелочного металла, наиболее и наименее устойчивый к разложению.

26. Выполните то же задание для галидов натрия и хлоридов металлов.

27. Выполните то же задание для галидов калия и бромидов металлов.

28. Выполните то же задание для галидов цезия и иодидов металлов. Численное значение стандартной энтальпии образования иодида лития приблизительно оцените экстраполяцией.

29. Приведите численные значения стандартных электродных потенциалов систем Ме+/Ме(т) для щелочных металлов. Объясните, почему литий, который, в соответствии с его положением в Периодической системе, должен обладать наименьшей химической активностью, имеет наиболее отрицательный электродный потенциал и, следовательно, является наиболее сильным восстановителем?

30. Через водный раствор гидроксида калия пропускают следующие газообразные вещества: а) хлор; б) хлороводород; в) сероводород; г) диоксид углерода. Приведите формулы и названия продуктов реакции, образующихся в каждом случае.

31. Известно, что литий по многим физико-химическим свойствам имеет больше сходства с магнием, чем со своим аналогом по группе – натрием. Пользуясь справочной и учебной литературой, укажите возможно, большее число отличий лития от натрия и сходства его с магнием.

32. Какие вещества образуются при сгорании каждого из щелочных металлов на воздухе? Как эти продукты реагируют: а) с водой; б) с серной кислотой?

33. C помощью метода молекулярных орбиталей рассмотрите образование химической связи в частицах Li2+, Li2, Li2–. Как изменяется энергия и длина связи в этом ряду? Укажите магнитные свойства всех частиц.

34. Приведите формулы оксида, надпероксида и озонида калия, а также уравнения реакций этих соединений с водой и серной кислотой. Какова степень окисления кислорода в этих соединениях? Для каких щелочных металлов при взаимодействии их с кислородом наиболее характерно образование: а) оксида; б) озонида?

35. Определите массовую долю NaOH в 3 н. растворе, если плотность раствора равна 1120 кг/м3 .

36. В каком объёме воды следует растворить 100 г КОН, чтобы получить 5%-й раствор щёлочи?

37. Какой объём воды необходимо прибавить к 1 кг 25%-го раствора гидроксида натрия, чтобы получить 10%-й раствор щёлочи?

38. Какой объём 40%-го раствора NaOH (ρ = 1,43 г/см3) потребуется для приго- товления 0,5 л однонормального раствора этой щёлочи?

39. Какой объём 40%-го раствора NaOH (ρ = 1,43 г/см3) надо прибавить к одному кг 10%-ного раствора, чтобы получить 12%-й раствор?

40. Какой объём 10%-го раствора NaOH (ρ = 1,11 г/см3) потребуется для нейтрализации 200 мл 10%-го раствора H2SO4 (ρ = 1,065 г/см3 )?

41. На нейтрализацию 100 мл 0,5 М раствора азотной кислоты израсходовано 80 мл раствора гидроксида калия. Какая масса КОН содержится в одном литре этого раствора?

42. Какой объём 2 н. раствора гидроксида калия потребуется для осаждения всего железа, содержащегося в одном литре одномолярного раствора FeCl3?

43. Какие соединения называются: кальцинированная сода, кристаллическая сода, пищевая сода, поташ, глауберова соль? Какие из них встречаются в природе?

44. Опишите аммиачно-хлоридный способ получения карбоната натрия. Какой объём рассола с содержанием NaCl 300 г/л теоретически необходим для получения одной тонны Na2CO3?

45. Какая масса гидроксида калия и какой объём СО2 при 17 ºС и 101325 Па теоретически потребуются для получения 100 кг поташа?

46. Через раствор, содержащий 160 г NaOH, пропустили углекислый газ, полученный при действии избытка соляной кислоты на 400 г карбоната кальция. Какая соль при этом образовалась, если СО2 провзаимодействовал с NaOH полностью? Определите её количество и массу.

47–52. Напишите уравнения реакций для следующих переходов:

47. NaCl → Na → NaOH → Na2CO3 → NaCl

48. K → KO2 → КОН → КО3 → K2SO4

49. Li → Li2O2 → Li2SO4 → Li2CO3 → LiHCO3

50. Cs2O → Cs2CO3 → CsNO3 → Cs → CsOH

51. RbO2 → RbОН → RbNO3 → Rb → RbOH

52. K → КОН → KHCO3 → K2СO3 → KCl

53–60. Закончите уравнения реакций:

53. RbO2 + HCl →

54. Li + H2SO4(конц.) →

55. Na2O2 + H2O →

56. LiNO3 

57. Li + H2O + CO2 →

58. Li2О + Al2O3 →

59. Li + HNO3(разб) →

60. Na3N + H2O →

## Лабораторная работа № 2

### s-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ

***Опыт 1.******Взаимодействие магния с водой***

В две пробирки с водой внесите шпателем порошок металлического магния. Обратите внимание на отсутствие признаков реакции.

Одну пробирку нагрейте до кипения, убедитесь, что металл взаимодействует с горячей водой с выделением водорода. Когда пробирка остынет, добавьте в нее несколько капель фенолфталеина. Окрасился ли индикатор?

Во вторую пробирку добавьте шпателем кристаллического хлорида аммония, размешайте стеклянной палочкой. Взаимодействует ли магний с водой в присутствии катионов аммония? Каковы признаки протекания реакции?

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции взаимодействия магния с водой;

– объясните, почему реакция ускоряется при нагревании и в присутствии катионов аммония;

– на основании Ваших наблюдений сделайте вывод о растворимости гидроксида магния. Что является признаком того, что гидроксид, хоть и слабо, но растворяется в воде? Какие факторы способствуют увеличению растворимости гидроксида магния?

***Опыт 2. Горение магния и свойства его оксида и гидроксида***

Кусочек магниевой проволоки или магниевую стружку захватите щипцами и внесите в пламя горелки. Как только металл загорится, удалите его из пламени и держите над фарфоровой чашкой. По окончании горения образовавшийся оксид сбросьте в чашку, прилейте в нее дистиллированной воды и размешайте стеклянной палочкой. Есть ли признаки взаимодействия оксида магния с водой? Прилейте в чашку несколько капель раствора фенолфталеина. Чем объяснить покраснение жидкости? Добавьте в чашку разбавленной соляной кислоты. Растворился ли осадок?

***В отчете:***

– опишите Ваши наблюдения и ответьте на поставленные вопросы;

– напишите уравнения реакций: а) горения магния; б) взаимодействия оксида магния с водой; в) растворения оксида и гидроксида магния в кислоте;

– кратко охарактеризуйте выявленные при проведении опыта физические и химические свойства магния, его оксида и гидроксида

***Опыт 3. Взаимодействие магния с кислотами***

Исследуйте взаимодействие магниевой стружки или порошка с разбавленными растворами серной и азотной кислот. Обратите внимание на довольно бурное протекание реакций, в ходе которых раствор темнеет за счет механического дробления металла и частичного перехода его в мелкодисперсное состояние. Со временем помутнение исчезает, и раствор делается бесцветным и прозрачным.

Обратите также внимание на то, что при взаимодействии магния с разбавленной азотной кислотой выделяется бесцветный газ, не буреющий на воздухе.

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций;

–охарактеризуйте химическую активность магния по отношению к сильным кислотам.

***Опыт 4. Кислотно-основные свойства гидроксидов бериллия и магния***

Используя растворы солей бериллия и магния, с помощью обменных реакций получите осадки их гидроксидов, попутно зафиксировав их окраску. Исследуйте отношение полученных гидроксидов к разбавленным растворам кислот и к концентрированному раствору щелочи. Для этого к одной части суспензии исследуемого гидроксида прилейте разбавленный раствор кислоты, а к другой части – концентрированный раствор щелочи. Одинаково ли отношение гидроксидов к кислотам и щелочам?

***В отчете:***

– сопроводите Ваши наблюдения уравнениями проделанных реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах);

– сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов бериллия и магния;

– как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов *s-*элементов II группы с ростом порядкового номера элемента?

***Опыт 5. Сравнение термической устойчивости карбонатов***

В отдельные пробирки с газоотводными трубками насыпьте карбонаты магния, кальция и бария. Укрепите пробирки в штативе и прокалите содержимое пробирок в пламени горелки. Газообразные продукты отведите в стаканы с насыщенным раствором Ca(OH)2. Запишите наблюдаемые явления, обратив внимание на скорость помутнения известковой воды.

***В отчете:***

– составьте уравнения реакций термического разложения изученных карбонатов;

– по стандартным энтальпиям образования соединений и их энтропиям вычислите температуру начала разложения каждого карбоната и сопоставьте полученные результаты расчета со скоростью помутнения известковой воды в опыте;

– объясните, как связана скорость помутнения с характеристиками химической связи металл–анион в карбонатах.

***Опыт 6. Растворимость сульфатов***

По таблице произведений растворимости определите, сульфаты каких *s-*элементов II группы малорастворимы в воде. Получите эти соли, добавив в приблизительно равные объемы растворов солей кальция, стронция и бария одинаковые объемы раствора-осадителя. Обратите внимание на различную интенсивность помутнения растворов, что является следствием различной растворимости сульфатов.

Учтите, что осадок сульфата кальция может появиться не сразу, или вообще не появиться, если применялся раствор-осадитель слишком низкой концентрации.

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакций образования нерастворимых сульфатов, указав цвет и внешний вид осадков;

– на основании Ваших наблюдений и справочных данных сделайте общий вывод об изменении растворимости сульфатов *s*-элементов II группы в зависимости от порядкового номера элемента.

***Опыт 7. Малорастворимые соли слабых кислот***

Обменными реакциями получите малорастворимые хроматы, карбонаты, оксалаты, ортофосфаты *s*-элементов II группы. Зафиксируйте их окраску. Выясните отношение полученных осадков к повышению кислотности среды. Для этого к осадкам добавьте разбавленный раствор соляной кислоты. Происходит ли растворение осадков в кислоте?

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной форме напишите уравнения реакций образования малорастворимых солей и их растворения в соляной кислоте;

– почему для выяснения растворимости осадков не следует применять серную кислоту?

– сделайте общий вывод о растворимости солей *s-*элементов II группы по сравнению с растворимостью солей щелочных металлов.

***Опыт 8. Сравнительная растворимость карбонатов и гидрокарбонатов***

В пробирке с отводной трубкой подействуйте разбавленной соляной кислотой на кусочки мрамора. Образующийся газообразный диоксид углерода с помощью отводной трубки пропускайте в «известковую воду» (насыщенный раствор гидроксида кальция). Обратите внимание на помутнение известковой воды за счет образования малорастворимого карбоната кальция. Продолжая пропускать в известковую воду диоксид углерода, наблюдайте исчезновение помутнения в результате превращения карбоната кальция в более растворимый гидрокарбонат.

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения проделанных реакций;

– сделайте общий вывод о сравнительной растворимости карбонатов и гидрокарбонатов *s-*элементов II группы.

#### Вопросы и задачи по химии s-элементов второй группы

1. Напишите электронные формулы s-элементов второй группы. Какой из них амфотерен, какой радиоактивен, какие называются щелочно-земельными элементами? Как изменяются характеристики атомов и свойства элементов в ряду Be – Mg – Ca – Sr – Ba?

2. Какие соединения s-элементов второй группы являются природными соединениями, какие из них используются в хозяйственной деятельности человека, как получают из природных соединений простые вещества?

3. В чём состоит сходство и отличие щелочных и щелочноземельных металлов? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

4. Опишите взаимодействия бериллия, магния, кальция, стронция и бария с кислородом и галогенами и отношение образующихся соединений к воде, кислотам и щелочам.

5. Опишите взаимодействия бериллия, магния, кальция, стронция и бария с водородом, азотом, серой и углеродом и отношение образующихся соединений к воде, кислотам и щелочам.

6. Чем отличается бериллий и его соединения от его аналогов и как это отличие объясняется? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

7. Как получают бериллий и как этот металл взаимодействует с кислотами, щелочами и водой? Какие свойства бериллия обуславливают его использование в авиастроении, машиностроении и атомных реакторах?

8. Покажите уравнениями реакций амфотерность бериллия, оксида бериллия, гидроксида бериллия и фторида бериллия.

9. Какие типы гибридизации орбиталей бериллия имеют место при образовании его соединений (привести примеры)? Приведите формулы соединений бериллия, в которых химическая связь образуется по донорно-акцепторному механизму, покажите механизм образования этих связей.

10. Почему галогениды бериллия в твёрдом состоянии являются полимерными соединениями? Чему равно координационное число бериллия в этих соединениях? Покажите механизм образования и схему строения полимерного хлорида бериллия; укажите на схеме «мостиковые» связи.

11. Почему бериллий образует комплексные соединения, тогда как для его аналогов комплексообразование не характерно? Приведите примеры комплексных соединений бериллия. Напишите уравнение реакции получения тетрафторобериллата калия.

12. Напишите уравнения гидролиза нитрата и хлорида бериллия. Как повлияет на равновесие гидролиза добавление к растворам этих солей:

а) кислоты, б) щёлочи, в) соды?

13. Как получают магний, и как этот металл взаимодействует с кислотами, щелочами и водой? Чем отличается его соединения от соединений его аналогов? Где применяются магний, его сплавы и его соединения?

14. Энтальпия образования оксида магния равна –601,8 кДж/моль. Сколько тепла выделяется при сгорании 100 г магния?

15. Магний сгорает не только в кислороде, но может гореть и в атмосфере углекислого газа. Напишите уравнение реакции и подтвердите расчётом возможность её самопроизвольного протекания при 1000 К.

16. Магний применяется в качестве восстановителя при получении титана из TiCl4. Какую массу титана можно получить с помощью 100 кг магния? Какие другие металлы получают магнийтермическим способом?

17. Почему магний устойчив к действию воды при обычной температуре, но взаимодействует с ней при нагревании и в присутствии NH4Cl?

18. Напишите уравнение реакции получения жжёной магнезии из магнезита. При какой температуре возможна эта реакция и с какой целью получают этот продукт?

19. Почему человеку дают водную суспензию жжёной магнезии, если он нечаянно выпил раствор кислоты? Можно ли в таких случаях MgO заменить оксидом бериллия или оксидом бария?

20. Как можно очистить гидроксид магния от примеси Be(OH)2, карбонат натрия от примеси BeCO3, фторид магния от BeF2? Напишите уравнения соответствующих реакций.

21. Выпадет ли осадок МgCО3, произведение растворимости которого равно 2·10–4, если к 100 мл 0,01 М раствора МgCl2 прибавить 100 мл санти молярного раствора соды?

22. Какая соль при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу: Be(NO3)2 или Mg(NO3)2? Напишите уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.

23. Чему равно содержание кальция в земной коре, в состав каких минера- лов он входит и как его получают? Как этот металл взаимодействует с кислотами, щелочами и водой? Где применяется этот металл?

24. При сгорании 1,5 г кальция выделяется 23,8 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования оксида кальция.

25. Вычислите и сравните со справочным значением энтальпию образования гидрида кальция, исходя из энтальпий образования гидроксида кальция (–985,6 кДж/моль), воды (–285,5 кДж/моль) и термохимического уравнения:

CaH2(к) + 2H2O(ж) = Ca(OH)2(к) + 2H2(г); ΔHº = –237,6 кДж

26. Гидрид кальция используют для получения водорода. Какой объём водорода, приведённый к н.у., можно получить из 1 кг CaH2 при его термическом разложении и при взаимодействии с водой?

27. С какой целью в промышленности проводят в обжиг известняка? Какой объём CO2 (н.у.) и какую массу Са(ОН)2 можно получить из одной тонны известняка, если он содержит 90 % СаСО3?

28. При разложении 142 г смеси карбонатов кальция и магния выделилось 33,6 л (н. у.) углекислого газа. Определите массовые доли (%) СаСО3 и MgCO3 в смеси.

29. При прокаливании 25 кг карбоната кальция его масса уменьшилась на 2,2 кг. Определите массовую долю (%) разложившегося СаСО3.

30. Из 5 т известняка, содержащего 4 % примесей, было получено 3 т гашёной извести. Определите выход продукта.

31. Смесь мела и гашёной извести, содержащую 5 % СаCO3, обработали

10%-й соляной кислотой (ρ = 1,05 г/см3). При этом выделилось 1,12 л газа (н.у.). Чему равна масса взятой смеси и объём кислоты, вступившей в реакцию?

32. При получении углекислого газа в лабораторных условиях на известняк, мел или мрамор действуют соляной кислотой. Можно ли вместо соляной кислоты использовать серную, азотную или фосфорную кислоту?

33. Какую массу известняка, содержащего 94 % СаCO3, загружают в аппарат Киппа для получения 100 л СО2 (н.у.)? Изобразите схематически аппарат Киппа и опишите, как он работает.

34. Если через суспензию карбона магния, кальция или бария пропускать углекислый газ, то раствор становится прозрачным, но если его нагреть, то он снова становится мутным. Объясните этот опыт, напишите уравнения реакций.

35. Как осуществляется круговорот кальция и магния в природе и какова биологическая роль их соединений?

36. С кислородом *s-*элементы II группы образуют оксиды МеО и пероксиды МеО2. В таблице приведены стандартные значения Δ*G*о образования кислородных соединений этих элементов (кДж/моль):

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Кислородные  соединения | Be | Mg | Ca | Sr | Ba |
| MeO(т) | –599 | –602 | –635 | –591 | –559 |
| МеО2(т) | –608 | –623 | –651 | –641 | –636 |

На основании приведенных данных ответьте на следующие вопросы:

а) какие из *s-*элементов II группы преимущественно образуют: оксиды; пероксиды?

б) какой из элементов обладает наибольшим сродством к кислороду?

в) оцените методом экстраполяции стандартную энтальпию образования оксида и пероксида радия, построив для этого график зависимости Δ*G*ообр оксидов от номера периода элемента.

37. Используя справочные данные, вычислите Δ*G*о для реакций термического разложения карбонатов *s*-элементов II группы по уравнению:

МеСО3(т) = МеО(т) + СО2(г).

Рассчитайте температуру начала термического разложения карбонатов и сделайте вывод об изменении их термической устойчивости в зависимости от атомного номера элемента.

38. Приведите значения первого (*I*1) и второго (*I*2) потенциалов ионизации для атомов Na и Mg. Установите, от какого из атомов (Na или Mg) труднее оторвать первый электрон, а от какого – второй электрон. Почему?

39. Пользуясь справочными данными, установите, какой из *s*-элементов II группы является наиболее сильным восстановителем в реакциях: а) с кислородом; б) с водой?

40–42. Укажите, какие свойства *s*-элементов II группы можно использовать для разделения следующих пар катионов при их совместном присутствии в водном растворе, приведя уравнения соответствующих реакций:

40. Be2+ и Mg2+

41. Ba2+ и Sr2+

42. Be2+ и Ca2+

43. По физико-химическим свойствам бериллий больше похож на алюминий, чем на свой аналог по группе – магний. Пользуясь справочной и учебной литературой, перечислите, возможно большее число отличий бериллия от магния и сходства бериллия с алюминием, подтверждающие проявление диагонального сходства в направлении бериллий → алюминий.

44. Составьте уравнения реакций между магнием и следующими веществами: а) разбавленная серная кислота; б) концентрированная серная кислота; в) разбавленная азотная кислота; г) концентрированный раствор сульфата аммония; д) горячая вода. Почему магний не реагирует с холодной водой?

45. Приведите численные значения стандартных электродных потенциалов систем Ме2+/Ме(т) для *s*-элементов II группы и ответьте на следующие вопросы:

а) какова причина последовательного усиления восстановительной активности рассматриваемых металлов с точки зрения электронного строения их атомов?

б) стандартный электродный потенциал реации восстановления воды 2Н2О + 2е  Н2(г) + 2ОН– при рН=7 равен –0,41 В. Какие из рассматриваемых металлов способны взаимодействовать с водой по реакции Ме(т) + 2Н2О = = Ме(ОН)2 + Н2(г)?

в) почему, несмотря на сильно отрицательное значение электродных потенциалов бериллия и магния, эти металлы в обычных условиях не взаимодействуют с водой?

46. Порошок магния сожгли на воздухе. Покажите расчетом, какого из возможных продуктов взаимодействия с составными частями воздуха термодинамически более выгодно при 450оС. Составьте уравнения реакций между этими продуктами и: а) водой; б) разбавленной азотной кислотой.

47. При нагревании с графитом кальций и бериллий образуют карбиды, причем степень окисления углерода в карбиде кальция равна –1, а в карбиде бериллия она равна –4. Составьте уравнения реакций получения соответствующих карбидов, а также реакций их взаимодействия с водой.

48. Какой состав имеют «известковое молоко» и «баритовая вода» и где они используются?

49. Для нейтрализации 100 мл раствора Са(ОН)2, насыщенного при

25 оС, потребовалось 49 мл децинормальной соляной кислоты. Вычислите произведение растворимости гидроксида кальция при этой температуре.

50. В химической практике часто используется насыщенный раствор сульфата кальция. Чему равна молярная концентрация катионов Са2+ в таком растворе, если произведение растворимости CaSO4 равно 3,6·10–5?

51. К раствору, содержащему катионы Са2+, Sr2+, Ва2+ в одинаковой концентрации, добавляется по каплям в раствор соды. В какой последовательности выпадают в осадок карбонаты?

52. Как получают пероксид бария и каково его практическое применение? Напишите уравнения реакций с участием этого соединения: ВаО2 + Н2О =

ВаО2 + KI + HCl →

ВаО2 + H2SO4 →

ВаО2 + MnO2 →

53. Проведите термодинамический расчёт обратимой реакции:

2ВаО(к) + О2(г) → 2ВаО2(к)

При каких температурах образуется пероксид бария, а при каких из него можно получать кислород?

54–60. Для следующих переходов напишите уравнения реакций:

54. Ca → Ca(OH)2 → Ca(HCO3)2 → CaCO3

55. MgCl2 → Mg → Mg(OH)2 → MgO

56. BaO → Ba(OH)2 → Ba → Ba(NO3)2

57. SrCО3 → SrO → Sr(NO3)2 → Sr(NO2)2

58. Ba → Ba(NO3)2 → Ba(NO2)2 → BaCO3

59. Mg → MgCl2 → Mg(OH)2 → MgCO3

60. BaCl2 → Ba → BaO2 → BaO → Ba(OH)2 → BaCO3

## Лабораторная работа № 3

### КОНТРОЛЬ КАЧЕСТВА ВОДЫ

### *Опыт 1. Определение общей жесткости воды*

Метод основан на свойстве ионов Ca2+ и Mg2+ образовывать в щелочной среде с динатриевой солью этилендиаминтетрауксусной кислоты, называемой трилоном Б, или комплексоном III, прочные комплексные соединения по уравнению:

Na2H2Y + Me2+ = Na2MeY + 2H+,

где Y – анион этилендиаминтетрауксусной кислоты.

Определение проводят титрованием пробы воды трилоном Б при

pH = 10 в присутствии индикатора эриохрома черного Т. Необходимая щелочность среды (pH = 10) в титруемом растворе создается прибавлением к нему аммиачно-буферного раствора.

В коническую колбу отмерьте пипеткой необходимый объем анализируемой пробы воды. При этом суммарное количество вещества эквивалента ионов Ca2+ и Mg2+ во взятом объеме не должно превышать 0,5 моль. Затем прилейте 5 мл аммиач-буферной смеси и 0,1 г сухой смеси индикатора эриохрома черного Т с кристаллическим хлоридом натрия и сразу же титруйте при постоянном перемешивании раствором трилона Б с молярной концентрацией эквивалента равной 0,05 моль/л до изменения окраски из красно-фиолетовой в голубую.

Нечеткое изменение окраски в точке эквивалентности указывает на присутствие ионов Cu2+ иZn2+. Их влияние устраняют путем добавления к отмеренной для титрования пробе воды 1-2 мл раствора Na2S с массовой долей 2 %, после чего проводят титрование, как указано выше.

Если титрование приобретает затяжной характер с неустойчивой и нечеткой окраской в точке эквивалентности, что наблюдается при высокой карбонатной щелочности воды (ионов HCO3- и CO32-), ее влияние устраняют прибавлением к пробе воды 0,1 моль/л раствора HCl в количестве, израсходованном на титрование щелочности воды, а затем для удаления CO2 кипятят в течение 5 мин., или продувают раствор воздухом и далее определяют общую жесткость, как указано выше.

***В отчете:***

- рассчитайте общую жесткость воды Ж˚ (ммоль/л) по формуле:

Ж= ,

где *С*(Na2H2Y) –молярная концентрация эквивалента раствора трилона Б, моль/л; *V*(Na2H2Y) – объем раствора трилона Б, израсходованного на титрование, мл; *а* – объем анализируемой пробы воды, мл.

***Опыт 2. Определение карбонатной щелочности***

Щелочностью называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами, т.е. с ионами водорода.

Различают три формы щелочности: свободную, карбонатную и общую.

Свободная щелочность обусловлена ионами ОН- и СО32-. Ее определяют количеством кислоты, идущей на титрование воды до pH = 8,3.

Карбонатная щелочность зависит от наличия в воде только ионов угольной кислоты, т.е. карбонатных и гидрокарбонатных ионов, и определяется количеством кислоты, идущей на титрование воды до pH ≈ 4 по уравнениям:

НСО3- + Н+ Н2СО3 → СО2↑ + Н2О;

СО32- + 2Н+ Н2СО3 → СО2↑ + Н2О.

Общая щелочность обусловлена присутствием в воде анионов слабых кислот неорганического и органического происхождения, а также гидроксидных ионов.

Для определения щелочности природных вод широкое распространение получили следующие методы: прямого, обратного и потенциометрического титрования. Ниже рассмотрен метод прямого титрования.

В коническую колбу емкостью 250 мл отмерьте пипеткой 100 мл анализируемой пробы воды или меньший объем, разбавленный до 100 мл дистиллированной водой в зависимости от содержания ионов HCO3-и CO32-. Затем добавьте 3-4 капли индикатора метилового оранжевого и титруйте при постоянном перемешивании раствором соляной кислоты 0,1 моль/л до перехода желтой окраски индикатора в оранжевую. Титрование повторите 2-3 раза.

***В отчете:***

- рассчитайте карбонатную щелочность воды Х (ммоль/л) по формуле:

### *Х* = ,

где *C*HCl – молярная концентрация раствора соляной кислоты, моль/л; *V*HCl – объем раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование, мл;

*а* – объем анализируемой воды, мл.

***Опыт 3. Умягчение воды методом катионирования***

Среди различных методов уменьшения жесткости воды наиболее эффективным является умягчение воды пропусканием ее через колонку с катионитом. В катионитах ионы Na+ или H+, входящие в состав ионогенных групп, замещаются на катионы Mg2+ и Ca2+ по схемам:

2 R*n*–*n*Na+ + *n*Ca2+  (R*n*–)2*n*Ca2+ + 2*n*Na+

2 R*n*–*n*H+ + *n*Ca2+  (R*n*–)2*n*Ca2+ + 2*n*H+

Обмен ионами происходит избирательно и в строго эквивалентных количествах.

Отмерьте мерным цилиндром 100 мл исследуемой воды и пропустите ее через колонку, заполненную катионитом. Скорость протекания воды регулируйте зажимом в нижней части колонки. Она не должна превышать 20–25 капель в минуту. Умягченную воду соберите в чистую коническую колбу и определите общую жесткость (опыт 2).

***В отчете:***

– сравните общую жесткость исходной воды и воды после катионирования;

– cделайте вывод об эффективности умягчения воды методом катионирования.

#### Вопросы и задачи по жесткости воды

1. Содержание каких солей кальция и магния в воде обуславливает вре- менную и постоянную жёсткость воды? В каких единицах выражается жёсткость воды? Какая вода называется мягкой, жёсткой и очень жёсткой?

2. На взаимодействие гидрокарбонатов кальция и магния, содержащихся в 2 л воды, израсходовано 2,12 г кальцинированной соды. Вычислите жесткость воды и укажите категорию жёсткости.

3. Минеральная вода содержит 0,40 г/л ионов кальция и 0,06 г/л ионов магния. Какова жёсткость этой воды?

4. Определите карбонатную жёсткость воды, в 1 л которой содержится по 100 мг Са(НСО3)2, Mg(НСО3)2, Fe(НСО3)2.

5. Опишите способы устранения жёсткости воды. Жёсткая вода содержит 50 мг/л Са(НСО3)2 и 15 мг/л СаSО4. Какая масса кальцинированной соды потребуется для умягчения одного м 3 этой воды?

6. Какую массу кальцинированной соды необходимо добавить к 1 м3 воды, чтобы устранить её жёсткость, равную 4,5 мэк/л?

7. В 1 л воды содержится 324 мг гидрокарбоната кальция. Какую массу кальцинированной соды необходимо прибавить к 2 м3 этой воды для устранения её жёсткости?

8. Некарбонатная жёсткость воды равна 4,5 мэк/л. Какая масса ортофосфата натрия потребуется для устранения жёсткости в 1 м3 этой воды?

9. Вычислите карбонатную жёсткость воды, на титрование 100 мл которой израсходовано 5,25 мл децинормальной соляной кислоты.

10. По химическому анализу концентрация в воде Са2+ = 100 мг/л и

Мg2+ = 24 мг/л. Найти общую жесткость воды.

11. При анализе сырой воды было определено: Са2+ = 50 мг/л, Мg2+ = 15 мг/л и Жо = 3,75 мг-экв/л. Точно ли выполнен анализ?

12. Кальциевая жесткость воды равна 3000 мкг-экв/л. Чему будет равна общая жесткость этой воды в мг-экв/л, если содержание в ней Мg2+ составляет 0,024 г/л?

13. Требуется приготовить раствор жесткостью 500 мкг-экв/л. Определить, сколько необходимо для этого растворить в 1 л дистиллированной воды MgSO4·7H2O или CaCl2·6H2O.

14. В 1 л дистиллированной воды растворено, мг-экв: 2 СаС12, 1,5 МgSO4, 0,7 Nа2S04, 1,2 NаС1. Определить общую и карбонатную жесткость раствора.

15. В 1 л дистиллированной воды растворено 1,23 мг MgSO4·7H2O. Определить жесткость раствора.

16. Сколько миллиграммов MgCl2·6H2O следует растворить в 1 л дистиллированной воды, чтобы получить раствор жесткостью 10 мг-экв/л?

17. Жесткость раствора сернокислого магния равна 10 мг-экв/л. Сколько миллиграммов этого раствора необходимо взять, чтобы приготовить 1 л раствора жесткостью 25 мкг-экв/л?

18.Определить магниевую жесткость воды, если содержание в ней катиона кальция составляет 60 мг/л, а общая жесткость ее равна 4200 мкг-экв/л.

19.Определить жесткость содо-известкованной воды в мг-экв/л, если известно, что концентрация в ней ионов кальция равна 5 мг/л, а ионов магния 1 мг/л.

20. Жесткость питательной воды равна 10 мкг-экв/л. Сколько граммов СаО содержится в 1 м3 этой воды?

21. При кипячении исходной воды ее жесткость снижается за счет разложения бикарбоната кальция по реакции

Са(НСО3)2 = СаСО3 + СО2 + Н2O.

Определить количество выпадающего в осадок СаСО3 из 10 л воды, если жесткость ее при кипячении снизилась на 2,3 мг-экв/л.

22. Определить количество СО2, стехиометрически необходимое для растворения 100 г СаСО3. Растворение протекает по реакции

СаСО3 + СО2 + Н2О = Са(НСО3)2.

23. Определить общую жесткость воды в мг-экв/л, если известно, что содержание в ней катиона кальция (Са2+) составляет 40 мг1л, а ЖСа/ЖMg = 4.

24. Дать вывод формулы, выражающей зависимость между общей жесткостью воды (в мг-экв/л) и концентрацией катионов кальция (Са2+) и магния (Мg2+), измеренной в мг/л, для любого точного анализа воды на жесткость.

25. Можно ли получить жесткость воды, равную 3,5 мг-экв/л, путем растворения СаСО3 в дистиллированной воде комнатной температуры?

26. Какова жесткость насыщенного раствора Мg(ОН)2 и СаСО3 в дистиллированной воде при температуре 20-25° С?

27. Жесткость конденсата турбины возросла с 3 до 10 мкг-экв/л. Определить увеличение подсоса охлаждающей воды, жесткость которой 5 мг-экв/л.

28. Жесткость известкового раствора составляет 45 мг-экв/л. Найти концентрацию в г/л Са(ОН)2?

29. Загрязненность технической поваренной соли, применяемой на водоочистках, соединениями кальция и магния контролируют обычно путем определения жесткости 10%-го раствора. Определить процентное содержание СаСl2 в технической поваренной соли, если жесткость 10% ее раствора плотностью 1,073 равна 13 мг-экв/л.

30. Вывести формулу для определения процентного содержания в технической поваренной соли загрязняющих ее соединений кальция и магния по следующим данным: жесткость 20 %-го раствора Жо мг-экв/л, плотность раствора ρ, эквивалентная масса загрязняющего соединения.

31. Необходимо приготовить 2 л раствора, имеющего жесткость: магниевую 3 и кальциевую 7 мг-экв/л. Определить, какое количество MgCl2·6H2O и CaCl2·6H2O необходимо растворить в указанном объеме воды, чтобы получить раствор с заданной жесткостью.

32. При одном из анализов лабораторией были получены следующие данные: а) Жо = 7 и Жк = 3,5 мг-экв/л; б) Жо = 4,2 и Жк = 0,7 мг-экв/л; в) Жо = 10 мкг-экв/л; Жо = 3 мкг-экв/л. В пояснении отмечено, что эти данные характеризуют различные воды, пробы которых отобраны на водоочистке. Можно ли сказать, качество каких вод водоочистки характеризуют приведенные данные.

33. Анализ сырой воды содержит следующие данные: Жо = 4,45 мг-экв/л, ЖСа = 0; ЖMg = 4,45 мг-экв/л, Mg = 70 мг/л. Можно ли верить этому анализу? Дать мотивированное объяснение.

34. В лабораторию доставлена проба прозрачной артезианской воды, в которой требуется определить наличие кальция. Можно ли это сделать, если из реактивов имеется только бикарбонат натрия?

35. В пробу воды с карбонатной жесткостью 3,5 мг-экв/л был прилит раствор соды, приготовленный в лаборатории. Выделения карбоната кальция не последовало. Выяснение этой аномалии вскрыло ошибку, допущенную при приготовлении раствора. В чем она могла заключаться, если учесть, что приготовленный раствор действительно был щелочным, а не жестким?

36. Какую массу Na3PO4 надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 мэкв?

37. Какие соли обусловливают жесткость природной воды? Какую жесткость называют карбонатной, некарбонатной? Как можно устранить карбонатную, некарбонатную жесткость? Напишите уравнения соответствующих реакций. Чему равна жесткость воды, в 100 л которой содержится 14,632 г гидрокарбоната магния?

38. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см3 воды, требуется 15 см3 0,08 н. раствора HCl.

39. В 1 л воды содержится ионов магния 36,47 мг и ионов кальция 50,1 мг. Чему равна жесткость этой воды?

40. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 400 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 3 мэкв.

41. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 7 мэкв. Какая масса сульфата магния содержится в 300 л этой воды?

42. Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната магния и 61,2 г сульфата калия.

43. В 220 л воды содержится 11 г сульфата магния. Чему равна жесткость этой воды?

44. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 мэкв. Какой объем 0,1 н. раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см3 этой воды?

45. В 1 м3 воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

46. Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 3,5 мэкв. Какая масса гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды?

47. К 1 м3 жесткой воды прибавили 132,5 г карбоната натрия. На сколько понизилась жесткость?

48. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,2 г карбоната натрия?

49. Какая масса CaSO4 содержится в 200 л воды, если жесткость, обуславливаемая этой солью, равна 8 мэкв?

50. Вода, содержащая только гидрокарбонат кальция, имеет жесткость 9 мэкв. Какая масса гидрокарбоната кальция содержится в 500 л воды?

51. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций. Какую массу Са(ОН)2 надо прибавить к 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4,43 мэкв/л?

52. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 0,1 м3 воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 мэкв?

53. К 100 л жесткой воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. На сколько понизилась карбонатная жесткость?

54. Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 л ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?

55. Какую массу гидроксида кальция надо прибавить к 275 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 мэкв?

56. Вода содержит в 10л 0,95г хлорида магния и 1,62г гидрокарбоната кальция. Определить карбонатную, некарбонатную (постоянную) и общую жесткость этого образца воды.

57. Чему равна жесткость (в ммоль/л) 0,005 М раствора СаCl2?

58. Растворимость СаSO4 в воде 0,202 %. Вычислите жесткость насыщенного раствора этой соли, принимая его плотность за 1,0 г/мл.

59. Для умягчения 100л воды потребовалось 12,72г Na2CO3. Чему равна жесткость образца воды (в ммоль/л)?

60. На титрование 0,05л образца воды израсходовано 4,8 мл 0,1н HCl. Чему равна карбонатная жесткость воды?

## Лабораторная работа № 4

### p-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ

***Опыт 1. Гидролиз солей борной кислоты***

Определите рН раствора буры заданной концентрации при помощи рН-метра или универсальной индикаторной бумаги.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций гидролиза буры по первой и второй ступени в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что по первой ступени образуется ортоборная кислота и метаборат натрия, а по второй ступени – ортоборная кислота и гидроксид натрия;

– сделайте вывод о характере гидролиза солей борной кислоты.

***Опыт 2. Кислотные свойства борной кислоты***

Приготовьте раствор борной кислоты в дистиллированной воде при нагревании. Разлейте раствор по трем пробиркам. В первую добавьте раствор лакмуса и наблюдайте изменение окраски раствора. Во второй пробирке определите рН раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги. В третью пробирку поместите кусочек магния и отметьте наблюдаемые явления.

***В отчете:***

– приведите значения рН приготовленного раствора борной кислоты;

– сделайте вывод о силе борной кислоты;

– составьте уравнение реакции взаимодействия борной кислоты с магнием, приняв, что в результате реакции образуется тетраборат магния.

***Опыт 3. Действие воды на алюминий***

Поверхность алюминия всегда покрыта тонкой, плотной оксидной пленкой, защищающей металл от взаимодействия с окружающей средой. При нарушении плотной структуры или при удалении защитной оксидной пленки химическая активность алюминия резко возрастает.

Алюминиевую проволоку очистите наждачной бумагой и опустите в пробирку с водой. Убедитесь, что алюминий не взаимодействует с водой. Опустите алюминиевую проволоку на несколько секунд в раствор нитрата ртути(II). Взаимодействие алюминия с солью ртути приводит к образованию амальгамы, вследствие чего нарушается плотная структура защитной оксидной пленки. Протрите обработанную поверхность алюминия фильтровальной бумагой и опустите в пробирку с водой. Отметьте выделение водорода и образование хлопьев гидроксида алюминия.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с нитратом ртути(II) и с водой;

– объясните, почему после обработки поверхности алюминия солью ртути алюминий взаимодействует с водой;

– сделайте вывод о влиянии оксидной пленки на химическую активность алюминия.

***Опыт 4. Действие кислот на алюминий***

В три пробирки налейте по 2–3 мл 2 моль/л растворов соляной, серной и азотной кислот. Внесите в каждую пробирку немного алюминиевых стружек. Опишите наблюдаемые явления.

В две пробирки налейте по 1 мл концентрированных серной и азотной кислот, внесите в каждую по кусочку алюминия. Взаимодействует ли алюминий с концентрированными кислотами?

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными кислотами;

– объясните, почему алюминий не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами.

***Опыт 5. Действие щелочи на алюминий***

Поместите алюминий в 30%-ный раствор щелочи. Обратите внимание на выделение газа (какого?).

***В отчете:***

– составьте уравнения реакций (по стадиям) взаимодействия алюминия со щелочью: а) растворение поверхностной оксидной пленки в растворе щелочи, учитывая, что продуктом реакции является тетрагидроксоалюминат, растворимый в воде; б) взаимодействие алюминия с водой; в) растворение образовавшегося гидроксида алюминия в щелочи с образованием тетрагидроксоалюмината. Суммируя уравнения всех стадий, напишите суммарное уравнение взаимодействия алюминия со щелочью.

***Опыт 6. Амфотерность гидроксида алюминия***

К раствору соли алюминия прилейте по каплям разбавленный раствор щелочи до образования осадка. Раствор с осадком разделите на две пробирки. В одну пробирку налейте раствор кислоты, в другую – раствор щелочи. Отметьте растворение осадка в обеих пробирках.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций образования гидроксида алюминия и взаимодействия его с кислотой и со щелочью в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что при взаимодействии со щелочью образуется тетрагидроксоалюминат;

– сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

***Опыт 7.*** Измерьте рН 0,1 моль/л раствора соли алюминия

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– рассчитайте рН и степень гидролиза для 0,1 моль/л раствора исследованной соли.

***Опыт 8*.** К 1 моль/л раствору сульфата алюминия прилейте насыщенный раствор карбоната натрия. Отметьте выделение пузырьков газа и образование осадка. Опытным путем, действуя на отдельные порции осадка кислотой и щелочью, убедитесь, что выпавший осадок является гидроксидом алюминия.

***В отчете:***

– напишите уравнения всех ступеней гидролиза для каждой соли и суммарное уравнение совместного гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– сделайте вывод о причине полного гидролиза обеих солей.

***Опыт 9*.** Две алюминиевых пластинки очистите от загрязнений наждачной бумагой и промойте водой. Одну из них высушите фильтровальной бумагой, погрузите на 30–60 с в концентрированную азотную кислоту и после этого тщательно промойте водой. Обе пластинки, каждую отдельно, поместите в пробирки с раствором CuSO4.

В какой из пробирок алюминиевая пластинка раньше покрывается контактной медью?

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с сульфатом меди(II);

– сделайте вывод о влиянии на активность алюминия его предварительной обработки в концентрированной азотной кислоте.

***Опыт 10*.** Две алюминиевые пластинки очистите от загрязнений наждачной бумагой и промойте водой. Одну из них обработайте в 10%-ном растворе K2Cr2O7 в течение 5 минут и промойте водой. Пластинки, каждую отдельно, поместите в пробирки с раствором соляной кислоты.Сравните действие соляной кислоты на алюминиевые пластинки.

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с соляной кислотой;

– объясните снижение интенсивности процесса растворения алюминия после обработки его раствором K2Cr2О7.

#### Вопросы и задачи по химии р-элементов третьей группы

1. Бор взаимодействует при нагревании с концентрированными HNO3 и  
H2SO4, царской водкой и смесью концентрированных HNO3 и HF. Напишите  
уравнения реакций и названия образующихся продуктов.  
 2. Бор взаимодействует с щелочами при сплавлении в присутствии кислорода воздуха и окислителей. Он взаимодействует также с расплавленным пероксидом натрия и расплавленной смесью KNO3 + Na2CO3. Напишите уравнения соответствующих реакций.  
 3. Объясните образование бором комплексных соединений и привести 2–3 уравнения реакций, в которых образуются такие соединения. Напишите названия образующихся комплексных соединений.  
 4. Объясните причины и покажите примерами соединений и уравнений реакций диагональное сходство бора и кремния.  
 5. Бор образует с водородом два гомологических ряда соединений. Какое общее название имеют эти соединения и каковы их общие формулы? Какое из этих соединений имеет название диборан? Опишите химическую связь в этом соединении; в чём состоит особенность этой связи?  
 6. Определите энтальпию реакции сгорания диборана и вычислите теплотворную способность этого соединения. Сравните эту характеристику диборана с теплотворной способностью водорода, метана и ацетилена. Расположите эти топлива в ряд по увеличению теплотворной способности.  
 7. Вычислите энтальпии реакций сгорания диборана B2H6 и его однотипных соединений этана C2H6 и силана Si2H6. Почему среди этих веществ B2H6 можно считать наиболее эффективным топливом?  
 8. Какая масса борной кислоты, и какой объём водорода, приведённый к  
н.у., образуются при взаимодействии 10 л диборана с водой?  
 9. Какой газ и в каком объёме (при н.у.) образуется при взаимодействии 20 л диборана с избытком раствора NaOH? Какое вещество образуется при этом в растворе и чему равна его масса?  
 10. Опишите состав, строение и свойства оксида бора. Определить энтальпию его образования, исходя из энтальпии образования оксида магния (–601,8 кДж/моль) и термохимического уравнения:  
 B2O3(ам) + 3Mg(к) = 3MgO(к) + 2B(к); ΔHº = –551,4 кДж  
 11. Опишите состав, строение и свойства оксида бора. Покажите расчётами возможность получения B2O3 при взаимодействии бора с термодинамически прочными оксидами: Al2O3, SiO2 и P4O10.  
 12. Почему оксид бора не взаимодействует с соляной кислотой, но взаимодействует с водой? Напишите уравнение реакции B2O3 с H2O и вычислите её энергию Гиббса при 27 ºC.  
 13. Почему оксид бора не взаимодействует с соляной кислотой, но взаимодействует с фтороводородной кислотой? Напишите уравнение реакции B2O3 с HF и название образующегося вещества.  
 14. Оксид бора взаимодействует с растворами щелочей с образованием тетраборатов, а при сплавлении со щелочами и оксидами щелочных металлов образуются метабораты. Напишите уравнения реакций:  
 B2O3 + KOH(раствор) →

B2O3 + KOH(расплав) →

B2O3+Na2O(расплав)→   
 15. Бор получают из оксида бора, восстанавливая его магнием. Почему не используются более дешёвые восстановители: углерод, водород или алюминий? Ответ обоснуйте термодинамическими расчётами.  
 16. Борная кислота – твёрдое бесцветное кристаллическое вещество. Её коэффициент растворимости в воде равен 4,9 (20 ºС) и 39,7 (100 ºС). Вычислите массовую долю её насыщенных растворов при 20 ºС и при 100 ºС. Вычислите молярную концентрацию насыщенного раствора при 20 оС, принимая его плотность равной плотности воды.  
 17. Какое из определений применимо к ортоборной кислоте: 1) растворимая, 2) малорастворимая, 3) нерастворимая, 4) сильная, 5) слабая,

6) одноосновная, 7) двухосновная, 8) многоосновная, 9) не диссоциирует,

10) диссоциирует в однуступень, 11) диссоциирует в три ступени,

12) окислитель,13) восстановитель, 14) амфотерное соединение?  
 18. Почему формулу ортоборной кислоты часто записывают в виде B(OH)3? Какое взаимодействие H3BO3 с водой является причиной кислотности её раствора?  
 19. При нейтрализации ортоборной кислоты щелочами образуются тетрабораты или метабораты (в зависимости от соотношения реагентов). Напишите уравнения реакций и объясните, почему невозможно образование ортоборатов?  
 20. Борсодержащими солями являются метабораты, например NaBO2 и тетрабораты, например Na2B4O7. Какие кислоты можно получить из этих солей? Напишите уравнения соответствующих реакций. Вычислите массу ортоборной кислоты, образующейся из 1 кг буры Na2B4O7x10H2O при её взаимодействии с раствором серной кислоты.  
 21. Вычислите массу ортоборной кислоты и объём раствора карбоната натрия (ω = 10 %, ρ = 1102 кг/м3), необходимых для получения 1,54 кг буры.

22. Сульфид алюминия не может быть получен в растворе. Почему? Составьте уравнение реакции получения сульфида алюминия при действии водорода на безводный сульфат алюминия при нагревании, учитывая, что реакция протекает при высокой температуре, и ее продуктами являются сульфид алюминия и пары воды.

23. Кислотные свойства борная кислота проявляет за счет взаимодействия с водой, которое приводит к образованию иона [В(ОН)4] –. Составьте уравнение этой реакции и объясните, что является причиной ее протекания.

24. Объясните, чем обусловлено образование димерных молекул Al2Cl6? При каких условиях димер диссоциирует с образованием AlCl3?

25. Борная кислота со смесью спирта и концентрированной серной кислотой образует эфиры. Составьте уравнение реакции получения борноэтилового эфира и его графическую формулу.

26. Какая масса алюминия потребуется для того, чтобы при реакции с соля- ной кислотой получить такое же количество водорода, какое выделяется при взаимодействии 11,5 г натрия с водой?

27. Смесь порошка алюминия и меди массой 15 г обработали раствором HCl (ω = 30,55 %, ρ = 1155 кг/м3 ). Выделилось 5,25 л водорода (н.у.). Определите массовые доли (%) металлов в смеси.

28. Напишите уравнение реакции алюминия с разбавленной азотной кисло- той, в которой одним из продуктов является нитрат аммония.

29. На сплав массой 20 г, состоящий из алюминия и меди, подействовали избытком концентрированной азотной кислоты. Выделилось 2,24 л газа (н.у.). Вычислите массовые доли (%) компонентов сплава.

30. Напишите уравнения реакций алюминия с раствором NaOH с образованием тетрагидроксоалюмината и гексагидроксоалюмината натрия. Одинаковы или различны объёмы водорода, выделяющегося в этих реакциях при взаимодействии одного и того же количества алюминия?

31. При обработке 22,5 г сплава алюминия с магнием раствором NaOH выделилось 16,8 л водорода при н.у. Вычислите массовые доли алюминия и магния в этом сплаве.

32. Почему алюминий взаимодействует с водой только в щелочной или в кислой среде? Почему амальгамированный алюминий хорошо взаимодействует с водой, а обычный – не взаимодействует?

33. Почему алюминий, не взаимодействующий с водой, взаимодействует с водными растворами хлорида аммония и карбоната натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

34. Какой из растворов и почему нельзя кипятить в алюминиевой посуде: нитрат натрия, карбонат калия, хлорид калия, сульфат цинка?

35. При сгорании 18 г алюминия выделилось 558 кДж тепла. Вычислите энтальпию образования оксида алюминия, сравните со справочным значением, определите ошибку опыта.

36. Алюминий горит в углекислом газе, в оксиде азота (I) и в хлоре. Вычислите энтальпию этих реакций. В каком случае выделяется наибольшее количество теплоты при одной и той же массе сгоревшего алюминия?

37. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций получения оксида алюминия из простых веществ, из гидроксида и из нитрата алюминия. Покажите уравнениями реакций амфотерность оксида алюминия.

38. Вычислите температуру, при которой становится возможным получение оксида алюминия из Al2(SO4)3. Целесообразно ли получение Al2O3 из этого соединения?

39. Покажите амфотерность оксида алюминия уравнениями его взаимодействия с кислотами (HCl и H2SO4) и с гидроксидом натрия в расплаве (с образованием мета- и ортоалюмината) и в растворе (с образованием тетрагидроксокомплексного и гексагидроксокомплексного соединений).

40. Гидроксид алюминия осаждают из растворов солей раствором гидроксида натрия или аммиака. Напишите уравнения реакций. Какие меры предосторожности необходимо соблюдать при использовании раствора щёлочи, и почему они не нужны при использовании раствора аммиака?

41. Свежеосаждённый гидроксид алюминия со временем изменяет свой состав, строение и свойства. Как называется этот процесс и почему он происходит самопроизвольно? Как изменяются состав, строение и свойства Al(OH)3 в этом процессе? Как влияет температура на этот процесс?

42. Вычислите концентрацию ОН– -ионов в водной суспензии гидроксида алюминия (ПР = 1,6.10–32). Изменяет ли эта концентрация нейтральную среду воды на щелочную?

43. Относительная молекулярная масса вещества равна 213. Массовые доли алюминия, азота и кислорода в нём составляют 12,67 %, 19,72 % и 67,61 %. Определите формулу вещества.

44. Почему в водных растворах нельзя получить сульфид алюминия, карбонат алюминия, сульфит алюминия и цианид алюминия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

45. Напишите уравнения гидролиза Al2(SO4)3, AlCl3, Al(CH3COO)3, Al2S3. Какая из этих солей и почему подвергается полному гидролизу?

46. Напишите уравнения гидролиза (в молекулярном и в ионном виде) сульфата алюминия по всем ступеням. При каких условиях гидролиз идёт в основном по первой ступени, и при каких – по всем ступеням?

47. Что происходит на электродах и в растворе сульфата алюминия при его электролизе?

48. Сульфат алюминия получают из глины, богатой каолинитом. Для этого глину обжигают при 700–800 ºС, а затем обрабатывают 75%-й серной кислотой (плотность 1670 кг/м3 ) Какая масса глины, содержащей 90 % каолинита, и какой объём 75%-й H2SO4 необходимы для получения одной тонны Al2(SO4)3? Для каких целей получают сульфат алюминия?

49. В одном литре воды растворено 400 г кристаллогидрата сульфата алюминия Al2(SO4)3·18H2O. Чему равна массовая доля сульфата алюминия в полученном растворе (в % с точностью до десятых долей)?

50-60. Составьте уравнения реакций, соответствующих переходам:

50. Al2S3 → Al(OH)3 → Na[Al(OH)4] → Al2(SO4)3

51. B2O3 → NaBO2 → Na2B4O7 → H3BO3

52. Al2O3 → Al → Al(OH)3 → Na3[Al(ОН)6]

53. Ga2O3 → Ga → GaCl3 → Li[ClH4]

54. In → In2O3 → InCl3 → In[AlCl4]3

55. Tl2O → TlOH → TlCl → К3[TlCl6]

56. B2O3 → B → BCl3 → H3BO3

57. Li[GaH4] → Ga → Ga2O3 → GaCl3

58. Tl → Tl2O3 → TlCl3 → K3[TlCl6]

59. Al → Al2O3 → NaAlO2 → Al(NO3)3

60. B → B2O3 → H3BO3 → Na2B4O7

## Лабораторная работа № 5

### p-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ

***Опыт 1. Получение и свойства диоксида углерода***

В пробирке с газоотводной трубкой получите диоксид углерода действием разбавленной соляной кислоты на кусочки мрамора. Обратите внимание на физические свойства выделяющегося газа (цвет, запах). Соберите газ в сухую пробирку. Как ее надо держать?

В пробирку с собранным диоксидом углерода опустите тлеющую лучинку. Поддерживает ли горение полученный газ?

Опустите конец отводной трубки до дна в другую пробирку, до половины заполненную дистиллированной водой, куда предварительно добавьте несколько капель раствора лакмуса. Некоторое время пропускайте газ через воду, наблюдая за изменением окраски лакмуса. Как и почему изменяется окраска индикатора?

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакции получения диоксида углерода.

– опишите физические и химические свойства диоксида углерода, которые удалось установить в ходе проделанного опыта;

– в ионно-молекулярной форме напишите уравнение равновесия, устанавливающегося в водном растворе диоксида углерода; как смещается равновесие при добавлении в раствор: а) щелочи; б) кислоты? В каких формах присутствует диоксид углерода в растворе при изменении pH?

***Опыт 2. Получение и свойства карбонатов и гидрокарбонатов***

В пробирку налейте известковую воду, представляющую собой насыщенный раствор гидроксида кальция, и пропустите через нее углекислый газ из аппарата Киппа до помутнения раствора вследствие образования карбоната кальция, а затем – его растворения.

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения происходящих реакций;

– на основании проделанного опыта ответьте на вопрос какая соль кальция имеют большую растворимость – карбонат или гидрокарбонат? Свой вывод подтвердите справочными данными о растворимости карбоната и гидрокарбоната кальция.

***Опыт 3. Гидролиз карбонатов и силикатов щелочных металлов***

В одну пробирку налейте несколько миллилитров раствора карбоната натрия, а в другую – приблизительно столько же силиката натрия. Оба раствора должны иметь одинаковую концентрацию. В пробирки добавьте по одной капли раствора фенолфталеина. Какую среду имеют оба раствора? В какой пробирке интенсивность окраски больше? Определите рН растворов с помощью универсального индикатора.

***В отчете:***

– напишите уравнения гидролиза обеих солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах и на их основе ответьте на вопросы, поставленные в описании опыта;

– сравните силу угольной и кремниевой кислот, исходя из результатов проделанных опытов.

***Опыт 4. Отношение олова к кислотам и щелочам***

В пять пробирок поместите кусочки олова и прилейте концентрированный раствор щелочь, разбавленные и концентрированные кислоты – серную и соляную. При вялом течении реакций осторожно нагрейте пробирки. Какие газы выделяются? C помощью качественных реакций с сульфидом натрия установите, в каких пробирках в растворе находится катион олова(II).

***В отчете:***

– составьте уравнения всех проделанных реакций методом электронно-ионных полуреакций;

– почему олово взаимодействует с разбавленными серной и соляной кислотами очень вяло и только при нагревании? Ответ дайте на основании значения стандартного электродного потенциала этого металла.

***Опыт 5. Отношение свинца к кислотам и щелочам***

В пять пробирок поместите кусочки свинца и прилейте расвор щелочи, концентрированные и разбавленные азотную и серную кислоты. Наблюдайте за процессами растворения. С помощью характерных реакций попытайтесь определить, в каких растворах имеются катионы свинца(II). Для этого используйте реакции иона свинца(II) с иодид- и сульфид-ионами.

***В отчете:***

– составьте молекулярные уравнения для всех проделанных реакций с помощью метода электронно-ионных полуреакций;

– почему свинец, несмотря на его отрицательный стандартный электродный потенциал, не взаимодействует с разбавленной серной и соляной кислотами?

***Опыт 6. Амфотерность гидроксидов олова(II) и свинца(II)***

Из солей олова(II) и свинца(II) обменными реакциями получите гидроксиды. Содержимое каждой пробирки разделите на две части и исследуйте кислотно-основные свойства полученных гидроксидов. Щелочной раствор тригидроксостанната(II) сохраните для последующих опытов.

***В отчете:***

– сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов олова(II) и свинца(II), напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, имея в виду, что при действии щелочи на осадки гидроксидов образуются растворимые гидроксокомплексы, в которых координационное число комплексообразователя равно четырем.

***Опыт 7. Взаимодействие оксида свинца(IV) с соляной кислотой***

Изучите свойства диоксида свинца PbO2. По значениям стандартных потенциалов окислительно-восстановительных систем PbO2/Pb2+ и Cl2/Cl– определите роль PbO2  в реакции диоксида свинца с концентрированной соляной кислотой. Проводите эту реакцию под тягой. Какой газ выделяется?

***В отчете:***

– напишите молекулярное уравнение реакции на основе уравнений полуреакций, укажите роль PbO2.

***Опыт 8. Взаимодействие азотной кислоты с суриком***

Изучите действие на сурик концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Опишите наблюдаемые явления. Обратите внимание, что при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с суриком выделяется газ – диоксид азота.

***В отчете:***

– укажите степени окисления свинца в Pb3O4. К какому классу соединений относится Pb3O4?

– в чем отличие процессов взаимодействия концентрированной и разбавленной азотной кислоты с суриком? Напишите соответствующие уравнения реакций.

***Опыт 9.******Малорастворимые соединения свинца(II)***

С помощью обменных реакций получите малорастворимые соли свин- ца(II): хлорид, бромид, иодид, сульфат, карбонат. Укажите окраску каждой соли.

***В отчете:***

– составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения каждой малорастворимой соли;

– подтвердите малую растворимость полученных солей значениями их произведений растворимости.

***Опыт 10.******Получение и свойства* β*-оловянной кислоты (тяга!)***

В фарфоровой чашке к кусочку олова осторожно прилейте концентрированную азотную кислоту и подогрейте. Наблюдайте образование белого осадка β-оловянной кислоты. Содержимое чашки разбавьте водой и отделите осадок декантацией. Осадок разделите на две части: к одной добавьте концентрированную соляную кислоту, а к другой – концентрированный раствор щелочи.

***В отчете:***

– укажите, растворяется ли β-оловянная кислота в растворах соляной кислоты и щелочи. Приведите уравнения соответствующих реакций.

#### Вопросы и задачи по химии р-элементов четвертой группы

1. С помощью метода молекулярных орбиталей составьте схему образования молекул СО и N2. Сравните порядок, длину и энергию связей, энергию ионизации, стандартную энтропию, температуру плавления и кипения СО и N2 и объясните особую близость их физических свойств.

2. С помощью метода молекулярных орбиталей составьте схему образования молекулы СN и ионов СN– и СN+. У какого молекулярного иона: СN– или СN+ межъядерное расстояние больше? Ответ обоснуйте, исходя из схемы распределения электронов на молекулярных орбиталях этих частиц. Свой прогноз подтвердите справочными данными. Дайте мотивированный ответ на вопрос: как изменяется (увеличивается или уменьшается) энергия диссоциации частиц в ряду CN–, СN, CN+? Почему молекула СN легко превращается в ион СN– и молекулу (СN)2?

3. Температуры кипения и плавления элементов IV группы и некоторых их соединений приведены в таблице:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Элемент | | Температура плавления, оС | | | | Температура кипения, оС | | | |
| Э | | ЭО2 | | ЭF4 | | ЭCl4 | |
| C  Si  Ge  Sn  Pb | | >3300  1410  960  232  327 | | –72(под давл.)  1730  1120  1130  290 (разл.) | | –182  57  83  113  (разл.) | | –95(возг.)  –37(возг.)  705(возг.)  т. пл. 600  (разл.) | |

Объясните, почему при переходе от элементарного углерода к кремнию имеет место такое заметное уменьшение температуры плавления. Какие изменения в структуре лежат в основе закономерного понижения температуры плавления от кремния к свинцу?

Постройте графики зависимостей температур кипения и плавления от заряда ядра элемента (порядкового номера элемента) для указанных четырех типов веществ. Какие кривые имеют аномальный ход? Объясните аномальное значение температуры плавления диоксида углерода. Почему диоксид свинца термически менее стабилен, чем другие диоксиды?

4. Дихлорид углерода известен как короткоживущее промежуточное соединение. Какие элементы IV группы образуют устойчивые дихлориды и какова структура молекул этих соединений? Как меняется устойчивость этих соединений с увеличением порядкового номера элемента?

5. Определите характер связей в кристаллических решетках кремния и германия, имеющих алмазоподобную структуру. Обладают ли эти вещества металлической проводимостью?

6. Какие соединения кремния с галогенами Вы знаете? Как они могут быть получены и какими обладают химическими и физическими свойствами? Что происходит при взаимодействии тетрафторида и тетрахлорида кремния с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

7. С помощью справочной литературы сравните как можно большее число различных физических и химических свойств однотипных соединений углерода и кремния: CO2 и SiO2, CH4 и SiH4, C2H6 и Si2H6, CF4 и SiF4, CCl4 и SiCl4. Объясните причины существенного различия в свойствах указанных соединений с помощью концепции кайносимметрии.

8. Какое из двух соединений – хлорид олова(II) или хлорид олова(IV) – гидролизуется сильнее? Поясните, какой из гидроксидов олова обладает более выраженными кислотными свойствами: Sn(OH)2 или Sn(OH)4?

9. Какой из гидроксидов обладает более сильными основными свойствами: Sn(OH)2 или Pb(OH)2? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

10. В природе свинец в основном встречается в виде PbS, а олово – в виде SnO2. Почему?

11. Будет ли взаимодействовать кремний с соляной и азотной кислотами, c гидроксидом натрия, c водой при стандартных условиях? Ответы подтвердите термодинамическими расчетами.

12. При взаимодействии углерода с концентрированной серной кислотой образуются SO2, CO2 и H2O. Какие вещества образуются при взаимодействии углерода с азотной кислотой? Напишите уравнения реакций:

C + H2SO4(конц) →

C + HNO3(конц) →

13. Определите энтальпию реакции горения метана и вычислите его теплотворную способность в кДж/м3 и в кДж/кг. Какой объем природного газа, содержащего 95% CH4, необходимо сжечь для получения одного миллиона кДж тепла?

14. Объясните химическую связь в молекуле оксида углерода (II) методами ВС и МО. Чем объясняется большая энергия (1066 кДж/моль) и небольшая длина (0,113 нм) связи в этой молекуле? Чем объясняется близость физических свойств оксида углерода (II) и азота?

15. Оксид углерода (II) входит в состав генераторного газа, который в больших масштабах получают в промышленности. Как получают и где используют генераторный газ? Какой объем воздуха (н.у.) теоретически необходим для превращения одной тонны углерода в генераторный газ? Вычислите объем получаемого при этом газа и его состав в объемных процентах?

16. Как получают и где используют водяной газ? Вычислите теоретический объем и состав водяного газа, получаемого из 100 кг углерода.

17. Вычислить состав смешанного (паро-воздушного) генераторного газа, получаемого при взаимодействии углерода со смесью воздуха и водяного пара в соотношении 3:1 (соотношение объёмное).

18. Покажите влияние температуры и давления на равновесие обратимых реакций получения генераторного и водяного газа из кокса.

19. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций, используемых в лабораториях для получения оксида углерода (II) из муравьиной кислоты, из щавелевой кислоты и гексацианоферрата (II) калия.

20. Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства оксида углерода (II), укажите условия их протекания и их практическое значение:

1) CO + O2 →

2) CO + Cl2 →

3) CO + S →

4) CO + Fe3O4 →

5) CO + NH3 →

6) CO + Ni →

21. Напишите уравнения реакций:

1) CO + KMnO4 + H2SO4→

2) CO + K2Cr2O7 + H2SO4 →

3) CO + PdCl2 + H2O →

Определите: 1) роль СО в этих реакциях; 2) какая реакция протекает без катализатора и какое практическое значение она имеет; 3) какие катализаторы применяют- ся в двух других реакциях?

22. В четырех газометрах (газометр – ёмкость для хранения газа) находятся СО, СО2, NO и NO2. Как определить, в каком газометре какой газ находится?

23. Объясните применение СО в качестве топлива, при получении металлов, карбонилов и большого числа органических веществ. Почему реакции с участием СО проводятся обычно при нагревании или с использованием катализаторов? Приведите примеры реакций.

24. Как влияют на растворимость СО2 в воде температура, давление и рН среды? Чему равна массовая доля СО2 в насыщенном водном растворе при 20 ºС, если в одном литре воды растворяется 0,88 л СО2? Происходит ли при растворении химическое взаимодействие СО2 с водой? Какие молекулы и ионы содержатся в водном растворе СО2?

25. Углекислый газ в лабораториях получают взаимодействием известняка, мела или мрамора с соляной кислотой в аппарате Киппа. Нарисуйте этот аппарат и опишите, как он работает. Вычислите массу известняка, содержащего 95 % CaCO3, необходимую для получения 100 л СО2 (н.у.). Можно ли в аппарате Киппа использовать азотную, серную или ортофосфорную кислоту вместо соляной?

26. Образец мрамора массой 10,5 г при взаимодействии с соляной кислотой выделяет 2,24 л СО2 (н.у.). Определите массовую долю карбоната кальция в этом образце мрамора. 801. При действии соляной кислоты на 40 г смеси карбоната кальция и нега- шенной извести выделилось 5,6 л газа (н.у.). Определите массовые доли CaCO3 и СаО в смеси и объем 2 н. соляной кислоты, вступившей в реакцию.

27. Углекислый газ, образовавшийся при действии соляной кислоты на 28,5 г магнезита, поглощен раствором NaOH. При этом масса раствора увеличилась на 13,75 г. Определите массовую долю MgCO3 в магнезите.

28. Углекислый газ в промышленности получают прокаливанием известняка в известково-обжигательных печах. Как работают такие печи? Какой объем СО2, приведенный к н.у., и какую массу негашеной извести можно получить из одной тонны известняка, содержащего 90 % CaCO3?

29. Примерами реакций с азотной кислотой покажите увеличение металлических свойств в ряду углерод – кремний – германий – олово – свинец.

30. Опишите взаимодействие олова и свинца с разбавленной и концентрированной HNO3. В каком случае продуктом реакции является нерастворимое вещество и чему равна его масса, если масса вступившего в реакцию металла равна 59,35 г? Почему результат расчёта является приблизительным?

31. Лучшим «растворителем» для свинца считается разбавленная азотная кислота. Напишите уравнение соответствующей реакции. Объясните, почему свинец с концентрированной HNO3 не взаимодействует.

32. Почему свинец, стоящий в ряду напряжений до водорода, не взаимодействует с соляной, бромоводородной, йодоводородной и разбавленной серной кислотами и почему он взаимодействует с концентрированной (более 80 %) серной кислотой? Напишите уравнение реакции и структурную формулу образующегося соединения свинца.

33. Германий взаимодействует с растворами едких щелочей в присутствии окислителей с образованием оксогерманатов (IV), а олово – с образованием гексагидроксостаннатов (II) – в отсутствии окислителей и гексагидроксостаннатов (IV) – в присутствии окислителей. Напишите уравнения реакций и объясните, почему координационное число олова в обоих образующихся комплексах равно шести.

34. Опишите взаимодействие олова и свинца с водой в присутствии кислорода и СО2, со щелочами (растворами и расплавами) и с кислотами. Приведите уравнения реакций.

35. При каких условиях германий, олово и свинец взаимодействуют с кислородом и какие оксиды при этом образуются? Какие из них относятся к кислотным, а какие – к амфотерным? Имеются ли среди них оснóвные оксиды? Какое практическое значение имеют оксиды олова?

36. Какое практическое значение имеют оксиды свинца PbO, PbO2, Pb2O3, Pb3O4 и как их получают? К какому классу соединений относятся Pb2O3 и Pb3O4? Как в технике называют PbO, PbO2 и Pb3O4?

37. Напишите уравнения реакций получения оксида свинца (IV):

1) PbO + Ca(ClO)2 =

2) Pb(CH3COO)2 + NaClO + NaOH =

3) PbO + O3 =

4) Pb(CH3COO)2+ Cl2 + KOH =

38. Напишите уравнения реакций, в которых оксид свинца (IV) является окислителем:

1) PbO2 + NaCl + H2SO4 =

2) PbO2 + NaCrO2 + NaOH =

3) PbO2 + KI + H2SO4 =

4) PbO2 + SO2 =

39. При действии разбавленной HNO3 на Pb2O3 и на Pb3O4 образуется в обоих случаях PbO2. Напишите уравнения реакций. Какие выводы можно сделать на основании этого относительно состава Pb2O3 и Pb3O4?

40. Напишите уравнения реакций, в которых свинцовый сурик является окислителем:

1) Pb3O4 + HCl(конц) =

2) Pb3O4 + Mn(NO3)2 + HNO3 =

3) Pb3O4 + KI + H2SO4 =

4) Pb3O4 + KСrO2 + KOH =

41. Какие из гидроксидов германия, олова и свинца в степенях окисления +2 и +4 относятся к кислотам, а какие – к амфотерным основаниям? Имеются ли среди них неамфотерные основания? Покажите уравнениями реакций амфотерные свойства Sn(OH)2 и Pb(OH)2.

42. Напишите уравнения реакций получения и гидролиза хлоридов олова и объясните, почему один из них относят к солям, а другой – к галогенангидридам. Почему при приготовлении водных растворов хлоридов олова к воде обязательно добавляется соляная кислота?

43. Вторичное олово извлекают из отработавших оловосодержащих изделий, использованных консервных банок и из сплавов по следующей технологии: их обрабатывают хлором, полученное вещество подвергают гидролизу и образовавшийся осадок прокаливают в токе водорода. Напишите уравнения соответствующих реакций.

44. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих восстановительные свойства хлорида олова(II):

1) SnCl2 + Fe2(SO4)3 =

2) SnCl2 + Na3AsO4 + HCl =

3) SnCl2 + HNO2 + HCl =

4) SnCl2 + NaBiO3 + HCl =

5) SnCl2 + K2Cr2O7 + H2SO4 =

6) SnCl2 + KBrO3 + HCl =

45. Произведение растворимости хлорида свинца (II) равно 1,7. 10–5. В каком объёма насыщенного раствора содержится один грамм PbCl2 (плотность раствора можно считать равной плотности воды)?

46. Опишите получение и свойства сульфидов олова. Какое из этих соединений и почему называется «сусальное золото»? Как можно разделить смесь сульфидов SnS и SnS2?

47. К 200 г 5%-го раствора Pb(NO3)2 прилили 50 г 4%-го раствора сульфида натрия. Выпавший чёрный осадок обработали избытком раствора H2O2, при этом осадок стал белым. Напишите уравнения реакций и вычислите массы чёрного и белого осадков.

48. Напишите уравнения реакций сульфидов GeS, SnS и PbS с концентрированной азотной кислотой и укажите их сходство и различие.

49-60. Напишите уравнения реакций для осуществления превращений:

49. Sn → SnCl2 → SnCl4 → SnS2 → (NH4)2SnS3 → SnS2 → SnO2 →Sn

50. Pb → Pb(CH3COO)2 → Pb(OH)2 → Na4[Pb(OH)6] → Pb(NO3)2 → PbS

51. CH4 → C → CO2 → CaCO3 → Ca(HCO3)2 → CO2

52. Мg(HCO3)2 → МgСО3 → CO2 → CO → HCN → KCNS

53. NaHCO3 → Na2CO3 → CO2 →CO → COCl2 → H2CO3

54. Si → SiS2 → Na2SiS3 →SiS2 → SiCl4 → H2SiO3

55. Si → K2SiO3 → H2SiO3 → SiF4 → H2SiF6

56. SiO2 → Si → Na2SiO3 → H2SiO3 → SiO2 → SiF4 → H2SiF6

57. Si → Mg2Si → SiH4 → SiO2 → K2SiO3

58. Pb → Pb(NO3)2 → Pb(OH)2 → [Pb(OH)4]2– → PbCl2

59. РbS → Pb → PbO2 → PbCl2 → [PbCl4]2–

60. Ge → [Ge(OH)6]2– → Ge4+ →Ge(OH)4 → Ge(OH)3Cl

## Лабораторная работа № 6

### p-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ

***Опыт 1. Смещение равновесия в системе аммиак – вода***

В пробирку налейте 5–7 мл дистиллированной воды, добавьте 5–7 капель концентрированного раствора аммиака. Раствор разделите на три пробирки и исследуйте его свойства. Одну пробирку нагрейте, в другую – добавьте раствор концентрированной (10 моль/л) щелочи. Обратите внимание на усиление запаха аммиака в обоих случаях. В третью пробирку добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Каков характер среды? К этому раствору добавьте несколько кристаллов хлорида аммония. Как изменяется окраска раствора?

***В отчете:***

– объясните влияние нагревания, добавления щелочи и хлорида аммония на состояние равновесия NH3⋅H2O  NH4+ + OH–;

– какова константа диссоциации гидрата аммиака? Сильным или слабым основанием является это соединение?

***Опыт 2. Гидролиз солей аммония***

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН 0,5 моль/л растворов хлорида и сульфата аммония.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций гидролиза указанных солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– рассчитайте рН этих растворов и сравните теоретическое значение с опытным.

***Опыт 3. Образование аммиачных комплексов***

В две пробирки налейте по 1–2 мл растворов солей меди(II) и хрома(III). К ним по каплям приливайте разбавленный раствор аммиака до образования осадков гидроксидов. Затем прилейте концентрированный раствор аммиака до растворения осадков.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций, принимая во внимание, что координационное число меди(II) равно четырем, а хрома(III) – шести. Назовите полученные комплексные соединения. Какую роль в комплексных соединениях играет аммиак? Прочность аммиачных комплексов охарактеризуйте константами нестойкости.

***Опыт 4*. *Отношение солей аммония к нагреванию***

В сухие пробирки поместите: в одну несколько кристаллов хлорида аммония, в другую – карбоната аммония. Пробирки закрепите в штативе и нагрейте.

***В отчете:***

– объясните исчезновение соли в случае карбоната аммония и появление белого налета на стенках пробирки в случае хлорида аммония. Осталось ли что-нибудь на дне пробирки?

***Опыт 5*.** Исследуйте взаимодействие концентрированной азотной кислоты с простыми веществами: медью, серой и красным фосфором. Для этого в отдельных пробирках подействуйте концентрированной азотной кислотой на медь, серу и красный фосфор. Пробирки с серой и фосфором осторожно прокипятите. Запишите наблюдаемые явления. Образующийся газ идентифицируйте по цвету и запаху. В пробирках с серой и фосфором докажите наличие в растворах сульфат- и ортофосфат-ионов с помощью известных Вам качественных реакций.

***В отчете:***

– опишите наблюдаемые явления, сопроводив их уравнениями соответствующих реакций;

– приведите значения стандартных электродных потенциалов полуреакций;

– на основании наблюдений и значений электродных потенциалов сделайте вывод о роли азотной кислоты в проделанных окислительно-восстановительных реакциях. Может ли азотная кислота быть восстановителем? Ответ обоснуйте.

***Опыт 6. Термическое разложение нитратов***

В сухих пробирках расплавьте небольшие порции нитратов калия и свинца(II). Выделяющийся в первой пробирке бесцветный газ испытайте тлеющей лучиной. После охлаждения к расплаву прилейте 2 мл дистиллированной воды и докажите присутствие в растворе нитрит-иона. Обратите внимание на цвет газа, выделяющегося во второй пробирке.

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций, а также приведите уравнение термического разложения нитрата серебра(I);

– укажите, как влияет природа катиона на характер термического разложения нитратов?

***Опыт 7. Гидролиз солей азотистой и азотной кислот***

С помощью рН-метра или универсальной индикаторной бумаги определите рН 0,5 моль/л растворов нитрита и нитрата калия. Раствор соли азотистой кислоты должен быть свежеприготовленным.

***В отчете:***

– рассчитайте значение рН раствора нитрита калия и сравните со значением рН, определеном экспериментально. Судя по данному опыту, какая кислота сильнее – азотная или азотистая? Ответ дайте на основании строения молекул кислот.

***Опыт 8. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты***

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН 0,5 моль/л растворов одно-, дву- и трехзамещенных солей ортофосфорной кислоты.

***В отчете:***

– напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза;

– рассчитайте значения рН этих растворов и сравните с полученными экспериментально.

***Опыт 9*.** В маленькую колбу поместите 0,5 г ортофосфата кальция, прилейте разбавленный (1:1) раствор серной кислоты и нагрейте. Слейте раствор с осадка, разбавьте дистиллированной водой и сделайте пробу на присутствие ортофосфорной кислоты «молибденовой жидкостью». Выпадение желтого осадка укажет на наличие H3PO4 (см. опыт 22).

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций.

***Опыты 10-11.******Отношение солей ортофосфорной кислоты к нагреванию***

***Опыт 10*.** В фарфоровом тигле на пламени горелки сильно прокалите несколько кристаллов гидроортофосфата натрия. Образовавшийся пирофосфат натрия после охлаждения растворите в 2–3 мл дистиллированной воды. К полученному раствору прилейте раствор нитрата серебра(I). Каков состав выпавшего белого осадка?

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций.

***Опыт 11*.** В фарфоровом тигле прокалите несколько кристаллов дигидроортофосфата натрия. Сухой остаток растворите в 1–2 мл дистиллированной воды и прилейте раствор нитрата серебра. Обратите внимание на выпадение белого осадка метафосфата серебра.

***В отчете:***

– укажите, как относятся к нагреванию одно- и двузамещенные соли ортофосфорной кислоты. Почему фосфаты не разлагаются при нагревании в отличие от солей азотной кислоты?

***Опыты 12-13.******Малорастворимые соли фосфорных кислот***

***Опыт 12*.** По таблице произведений растворимости найдите малорастворимые соли ортофосфорной кислоты и получите их реакциями ионного обмена.

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– опишите цвет и структуру полученных осадков;

– приведите значения произведений растворимости.

***Опыт 13.*** В три пробирки налейте по 1 мл растворов мета-, орто- и пирофосфатов калия или натрия. Испытайте действие нитрата серебра(I) на растворы солей, обратите внимание на цвет выпавших осадков: белый – AgPO3, желтый – Ag3PO4, белый – Ag4P2O7 в нейтральной среде . Данные реакции являются качественными при обнаружении ионов PO3–, , . Подействуйте на полученные осадки разбавленной азотной кислотой и обратите внимание на их растворение. Качественной реакцией на ортофосфорную кислоту является также реакция с «молибденовой жидкостью», представляющей собой раствор молибдата аммония, подкисленный азотной кислотой. К 1 мл раствора ортофосфорной кислоты прилейте 5–6 капель «молибденовой жидкости», слегка подогрейте. Обратите внимание на выпадение ярко-желтого осадка кислого молибдофосфата аммония. Реакция идет по уравнению:

H3PO4 + 12(NH4)2MoO4 + 21HNO3 = (NH4)3H4[P(Mo2O7)]6 + 21NH4NO3 +10H2O

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

***Опыт 14.******Получение и свойства гидроксидов сурьмы(III) и висмута(III)***

Из растворов солей реакциями ионного обмена получите гидроксиды Sb(III) и Bi(III). Для исследования кислотно-основных свойств каждый из образовавшихся осадков разделите на две пробирки и добавьте в одну избыток соляной кислоты (1:3), в другую – избыток концентрированной (10 моль/л) щелочи.

***В отчете:***

– напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проделанных реакций, учитывая, что продуктом взаимодействия гидроксида сурьмы(III) со щелочью является гидроксокомплекс с координационным числом, равным шести;

– укажите, как меняются кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов As(III), Sb(III), Bi(III). Что собой представляют гидроксиды по составу и структуре? Каковы их произведения растворимости?

***Опыт 15*.** С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН растворов солей Sb(III) и Bi(III) одинаковой концентрации.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме;

– рассчитайте рН указанных растворов и сравните с опытными значениями.

#### Вопросы и задачи по химии р-элементов пятой группы

1. По значениям Δ*H*o и Δ*S*o, взятым из таблиц, рассчитайте значения Δ*G*о образования оксидов азота N2O, NO и NO2 из простых веществ для температур 298, 1000, 2000 и 3000 К. При этом примите, что Δ*H* и Δ*S* от температуры не зависят. Постройте график зависимости Δ*G*o=*f*(*Т*). Образование какого оксида и в каких условиях термодинамически возможно при непосредственном взаимодействии азота и кислорода? Как получают этот оксид в промышленности?

2. На основании строения молекулы аммиака объясните ее высокую полярность и способность образовывать донорно-акцепторные связи. Какие взаимодействия обуславливают: высокую растворимость аммиака в воде, относительно высокие температуры плавления и кипения его по сравнению с аналогами – водородными соединениями элементов V группы?

3. Термическое разложение нитрата аммония может протекать двумя путями: а) с образованием диазота; б) с образованием оксида азота (I). Рассчитайте Δ*G*о обеих реакций и установите, какой процесс наиболее вероятен.

4. По значениям Δ*H*o и Δ*S*o, взятым из справочника, рассчитайте Δ*G*o образования аммиака из простых веществ для 298, 1000, 2000 и 2500 К. Постройте график зависимости Δ*G*o=*f*(*Т*). Как влияет температура на величину Δ*G*? Как влияет температура и давление на состояние равновесия системы N2+ 3H22NH3? При каких условиях получают аммиак в промышленности?

5. Аммиак горит в хлоре и кислороде с образованием диазота. Какую роль он играет в этих реакциях: окислителя или восстановителя? Составьте выражения для констант равновесия обоих процессов. Рассчитайте для этих реакций Δ*G*o и значения констант равновесия. Какая из реакций протекает полнее?

6. Каково строение молекулы диоксида азота? Почему в атмосфере диоксида азота горят металлы и неметаллы? Ответ подтвердите расчетом Δ*G*o реакций горения магния и серы в NO2 с образованием свободного азота.

7. Какие соединения из ряда N2H4, HN3, NH3 и NaN3 при растворении в воде повышают рН раствора? Ответ обоснуйте. Рассчитайте рН 0,1 М растворов всех соединений данного ряда.

8. На основании строения молекулы HNO3 и нитрат-иона объясните, почему окислительные свойства иона NO3– ярко выражены в азотной кислоте и значительно слабее проявляются у ее солей? Приведите примеры окисляющего действия азотной кислоты и нитрата калия.

9. Окисление аммиака кислородом может протекать двумя путями: а) с образованием оксида азота (II); б) с образованием диазота. Рассчитайте Δ*G*o обоих процессов и определите, какой из них более вероятен. Каким образом достигают преимущественного образования оксида азота(II) при окислении аммиака в промышленности?

10. Каково строение молекулы гидразина? Объясните его склонность к образованию донорно-акцепторных связей, к взаимодействию с водой и кислотами. Почему водные растворы гидразина имеют рН>7? Приведите уравнение реакции горения гидразина и рассчитайте стандартное изменение энтальпии этого процесса. Обоснуйте применение гидразина в качестве ракетного топлива.

11. Напишите уравнения реакций термического разложения солей аммония: NH4NO2, NH4NO3, (NH4)2SO4, (NH4)2CO3, (NH4)2Cr2O7. Как зависит характер реакции разложения от природы аниона? Разложение каких из приведенных солей является реакцией внутримолекулярного окисления-восстановления? Для этих реакций составьте уравнения методом электронного баланса. Разложение каких солей представляет собой реакцию коммутации?

12. Каково строение молекулы оксида азота (IV)? Почему ее правильнее называть не молекулой, а радикалом? Как взаимодействует с водой оксид азота (IV)? К какому типу окислительно-восстановительных процессов относится эта реакция? Как протекает эта реакция в присутствии кислорода?

13. В таблице приведены значения температуры плавления (*T*пл) и кипения (*T*кип) водородных соединений азота, фосфора, мышьяка и сурьмы.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Температура | NH3 | PH3 | AsH3 | SbH3 |
| *T*пл,K | 195 | 139 | 157 | 185 |
| *T*кип,K | 240 | 185 | 211 | 155 |

Постройте графики зависимости *T*пл и *T*кип водородных соединений ЭН3 от номера периода, в котором находится элемент Э. С чем связано нарушение монотонности хода кривых для аммиака (температуры плавления и кипения как бы завышены)? Как меняется растворимость этих соединений в воде и почему?

14. Соединения As (V), Sb (V), Bi (V) являются окислителями. Как изменяется окислительная активность соединений в этом ряду? Объясните причину этой закономерности. Приведите примеры реакций.

15. Выпишите из таблицы стандартные энтальпии образования Δ*H*о водородных соединений *р-*элементов V группы. Постройте график Δ*Н*о=*f*(*n*), где *n* – номер периода, в котором находится элемент. Экстраполяцией определите Δ*Н*о образования BiH3. Как меняется устойчивость молекул в ряду NH3, PH3, AsH3, SbH3, BiH3? Ответ подтвердите значениями энергии и длины связи Э–Н, взятыми из литературы.

16. Каково строение молекул водородных соединений ЭН3 *р*-элемен-тов V группы? Приведите значения валентных углов Н–Э–Н, дипольных моментов молекул. Постройте график μЭН=*f*(*n*), где μ– дипольный момент молекул; *n*– номер периода, в котором находится элемент. Экстраполяцией найдите μ для BiH3. Как в ряду NH3, PH3, AsH3, SbH3, BiH3 изменяется склонность к образованию комплексных соединений и почему? Одинаково ли относятся соединения ЭН3 к воде и кислотам? Ответ иллюстрируйте соответствующими уравнениями реакций.

17. Как меняется характер связи и кислотно-основные свойства галоидных соединений в ряду NГ3, PГ3, AsГ3, SbГ3, BiГ3? Ответ обоснуйте значениями электроотрицательностей элементов. В качестве иллюстрации кислотно-основных свойств приведите уравнения реакций гидролиза трифторидов фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута.

18. Приведите аллотропические модификации фосфора и опишите их строение. Укажите межатомные расстояния, температуры плавления, значения стандартной энтальпии перехода из одной модификации в другую, условия перехода. Объясните различия в их устойчивости и химической активности.

19. Приведите значения первых энергий ионизации и радиусов атомов *р-*элементов V группы. Постройте графики зависимости этих величин от номера периода, в котором находится элемент. Обратите внимание на немонотонный характер изменения свойств элементов и объясните его. Как меняются металлические свойства элементов по группе? Подтвердите свой вывод уравнениями реакций взаимодействия фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута с азотной кислотой.

20. Напишите полуреакции всех возможных случаев восстановления азотной кислоты. Насколько правомерно утверждение о том, что при взаимодействии с любым металлом образуется не один, а несколько продуктов восстановления HNO3? Напишите уравнения возможных реакций азотной кислоты с цинком.

21. Напишите полуреакции процессов восстановления азотной кислоты. По- чему при взаимодействии HNO3 с восстановителями образуются оксиды NO и NO2, хотя термодинамически более вероятно её восстановление до азота? Напишите уравнения реакций HNO3 с серой и магнием.

22. Объясните, почему в окислительно-восстановительных реакциях концентрированная азотная кислота восстанавливается до NO или NO2, а разбавленная – вплоть до иона NH4+ ? Напишите уравнения реакций кальция с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. Почему при взаимодействии HNO3 даже с очень активными металлами не выделяется водород или выделяется в незначительном количестве?

23. По значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов оцените, до каких степеней окисления азотная кислота может окислять железо (до +2 или +3), олово (до +2 или +4), свинец (до +2 или +4), марганец (до +2, +4 или +7). Напишите уравнения реакций.

24. По значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов оцените, до каких степеней окисления азотная кислота может окислять углерод (до +2 или +4), фосфор (до +3 или +5) и серу (до +4 или +6)? Напишите уравнения реакций.

25. Из сравнения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций:

2IO3− + 12H+ + 10e = I2 + 6H2O; φº = 1,20 B

NO3− + 4H+ + 3e = NO + H2O; φº = 0,96 B

следует, что азотная кислота не должна окислять йод. Тем не менее, кислоту HIO3 получают взаимодействием йода с HNO3. Почему и при каких условиях это возможно? Сколько граммов HNO3 расходуется на получение одного литра 21%-й HIO3 (ρ = 1,21 г/см3) и какой объем NO (н.у.) образуется при этом?

26. По отношению к азотной кислоте металлы можно разделить на четыре группы:

1) не взаимодействуют вследствие термодинамической устойчивости;

2) не взаимодействую ни при каких условиях вследствие пассивирования;

3) пассивируются при обычных условиях, но взаимодействуют при нагревании;

4) взаимодействуют при любых условиях. Приведите по 2–3 примера соответствующих металлов.

27. Какая смесь называется царской водкой? Почему благородные металлы, устойчивые к действию азотной кислоты, окисляются царской водкой? Напишите уравнения реакций с царской водкой золота и платины.

28. Какой объем 35%-й HCl (ρ = 1,175 г/см3) необходимо смешать с одним литром 60%-й HNO3 (ρ = 1,37 г/см3), чтобы в полученной смеси (царской водке) количества кислот соответствовали стехиометрии её взаимодействия с золотом и платиной?

29. Влияет ли добавление фтороводородной кислоты к HNO3 на окислительные свойства азотной кислоты? Почему ниобий, тантал, вольфрам и кремний, устойчивые в азотной кислоте и царской водке, взаимодействуют со смесью азотной и фтороводородной кислот? Напишите уравнения реакций.

30. Для анализа состава латуни её навеску (порцию) массой 2,00 г растворили в азотной кислоте; при этом образовалась смесь нитратов меди (II) и цинка массой 5,87 г. Вычислите массовые доли меди и цинка в латуни.

31. Сплав серебра с медью массой 1,25 г растворили в азотной кислоте; при этом образовалась смесь нитратов меди (II) и серебра (I) массой 2,37 г. Определите состав сплава в массовых процентах.

32. Образец серебряно-цинкового припоя массой 1,50 г обработали азотной кислотой. При этом образовалось 2,81 г смеси нитратов серебра и цинка. Вычислите массовые доли металлов в припое.

33. Сплав серебра с золотом вначале обработали азотной кислотой, при этом образовалось 1,57 г AgNO3. Остаток сплава обработали царской водкой, при этом образовалось 1,72 г комплексной кислоты. Чему была равна общая масса сплава и массовые доли серебра и золота в нем?

34. Напишите уравнения реакций азотной кислоты с соединениями:

1) HNO3 + KI =

3) HNO3 + FeS =

5) HNO3 + N2H4 =

2) HNO3 + H2S =

4) HNO3 + HNO2 =

6) HNO3 + Fe(OH)2 =

35. Соли азотной кислоты (нитраты) известны почти для всех металлов. Опишите их состав и свойства: растворимость в воде, гидролиз, окислительные свойства. Почему сильные окислительные свойства нитратов проявляются при их нагревании? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

36. Соли азотной кислоты (нитраты) известны почти для всех металлов. Опишите их состав и свойства: растворимость в воде, гидролиз, окислительные свойства. Почему одни из них при нагревании разлагаются до нитритов, другие – до оксидов, третьи – до металлов? Приведите примеры соответствующих нитратов и уравнения их разложения при нагревании.

37. Опишите электронное и геометрическое строение молекулы PH3, укажите длину и энергию связей, проведите сравнение с молекулой аммиака. Почему валентный угол в молекуле фосфина (92º) меньше, чем в молекуле аммиака (107,5º)?

38. Химические связи P–H слабее, чем связи N–H, поэтому фосфин, в отличие от аммиака, неустойчив и из простых веществ не образуется. Связи P–O, наоборот, более прочны, чем N–O, поэтому фосфор интенсивно взаимодействует с кислородом и его кислородосодержащие соединения прочны и многообразны. Что является причиной этих отличий фосфора от азота?

39. Почему фосфин, несмотря на бóльшую, чем у аммиака, молекулярную массу, более летуч и менее растворим в воде, чем NH3? При 20 ºС и 101325 Па в 100 г воды растворяется 27 мл PH3. Чему равна массовая доля и молярная концентрация раствора?

40. Фосфин при нагревании (выше 450 ºС) без доступа воздуха разлагается на простые вещества. Вычислите термодинамические параметры этого процесса: энтальпию, энтропию и энергию Гиббса при 25 ºС и 450 ºС.

41. Из сравнения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций:

PH3 + 4H2O – 8e = H3PO4 + 8H+ ; º = –0,28 B

PH3 + 3H2O – 6e = H3PO3 + 6H+ ; º = –0,28 B

2NH3 – 6e = N2 + 6H+ ; º = –0,06 B

видно, что фосфин является более сильным восстановителем и окисляется до более высоких степеней окисления, чем аммиак. Объясните причину. Напишите уравнения реакций:

1) PH3(г) + AgNO3(р) + H2O =

2) NH3(г) + AgNO3(р) =

42. Опишите основно-кислотные свойства фосфина в сравнении с аммиаком. Напишите уравнения реакций PH3 с соляной, бромоводородной, йодоводородной и разбавленной серной кислотами и названия продуктов. Объясните, почему PH3, в отличие от NH3, не образует солей фосфония с азотной и хлорноватой кислотами?

43. Напишите уравнения реакций с участием фосфина и солей фосфония:

1) PH3 + O2 =

2) PH3 + KMnO4 + H2SO4 =

3) PH3 + Cl2 =

4) PH4Cl + HClO3 = Cl2 +…

5) PH3 + Cl2 + H2O =

6) PH4I + HClO3 = HIO3 +…

44. Опишите классификацию, свойства и применение фосфидов. Ответ иллюстрируйте примерами и уравнениями реакций.

45. Напишите уравнения данных реакций

1) Na3P + H2O =

2) Ca3P2 + K2Cr2O7 + H2SO4 =

3) Zn3P2 + HCl=

4) Cd3P2 + HNO3 =

46. На нейтрализацию 50 мл децимолярного раствора фосфористой кислоты затрачено 10 мл одномолярного раствора гидроксида калия. По этим данным установите основность кислоты, напишите её структурную формулу, определите степень окисления и электронную валентность фосфора.

47. На нейтрализацию 7,330 г фосфорноватистой кислоты затрачено 4,444 г гидроксида натрия. По этим данным установите основность кислоты, напишите её структурную формулу, определите степень окисления и электронную валентность фосфора.

48. Кислоты H3PO2 и H3PO3 используются для восстановления металлов из растворов солей и нанесения металлических покрытий на неметаллические поверхности, когда нельзя применить электролиз. Какие металлы можно восстанавливать этими кислотами? Напишите продукты реакций:

1) AgNO3 + H3PO3 + H2O =

2) AgNO3 + H3PO2 + H2O =

49. Какая масса фосфористой кислоты (в чистом виде) потребуется для восстановления всей меди, содержащейся в 2,5 кг медного купороса?

50. Какая масса фосфорноватистой кислоты (в чистом виде) потребуется для восстановления ртути, содержащейся в 5,43 кг сулемы?

51. Расположите в ряд по увеличению степени гидролиза в растворах одинаковой концентрации соли различных фосфорных кислот: Na3PO4, Na4P2O7, Na3PO3, (NH4)3PO4, Na3PO2. Ответ обоснуйте.

52. Однозамещенные фосфаты (дигидрофосфаты) в водном растворе создают кислую среду, двузамещенные (гидрофосфаты) – слабощелочную, трехзамещенные (нормальные фосфаты) – щелочную. Объясните эту закономерность теоретически. Вычислите pH однопроцентных растворов NaH2PO4, Na2HPO4 и Na3PO4.

53. Произведение растворимости ортофосфата серебра равно 1,3·10–20, а иодида серебра – 8,3·10–17. Какая из этих солей более растворима? Вычислите концентрацию ионов серебра в насыщенных растворах этих солей.

54. Как изменяются основно-кислотные свойства в ряду однотипных соединений: As2O3 – Sb2O3 – Bi2O3? Как можно очистить оксид висмута (III) от примеси Sb2O3? Напишите уравнения реакций:

1) As2O3 + HCl =

2) Sb2O3 + HCl =

3) Bi2O3 + HCl =

4) As2O3 + KOH =

5) Sb2O3 + KOH =

6) Bi2O3 + KOH =

55. Опишите получение и свойства гидроксидов мышьяка (III), сурьмы (III) и висмута (III). Изменение свойств соединений в этом ряду иллюстрируйте уравнениями реакций:

1) HAsO2 + HCl =

3) Sb(OH)3 + HCl =

5) Bi(OH)3 + HCl =

2) HAsO2 + KOH =

4) Sb(OH)3 + KOH =

6) Bi(OH)3 + KOH =

Предложите простой способ очистки Bi(OH)3 от примеси Sb(OH)3.

56. При разбавлении водой концентрированного раствора хлорида сурьмы (III) раствор становится мутным, а при добавлении концентрированной соляной кислоты он снова становится прозрачным. Объясните это явление, напишите уравнения реакций.

57. При разбавлении водой концентрированного раствора Bi(NO3)3 раствор становится мутным, а при добавлении концентрированной HNO3 он снова становится прозрачным. Объясните это явление, напишите уравнения реакций.

58. При добавлении к раствору нитрата висмута (III) раствора иодида калия сначала образуется желтый осадок, который в избытке раствора KI растворяется, причем, раствор не имеет окраски. Объясните этот опыт.

59. Напишите уравнения реакций, в которых соль висмута (III) является окислителем и докажите, что эти реакции возможны:

Bi(NO3)3 + Zn =

Bi(NO3)3 +Na2SO3 + NaOH =

Bi(NO3)3 + Na2[Sn(OH)4] + NaOH =

60. Какой объем 30%-й азотной кислоты (ρ = 1,18 г/см3) потребуется для превращения 61,0 г основной соли Bi(OH)2NO3 в среднюю?

## Лабораторная работа № 7

### p–ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ

***Опыт 1.******Получение кислорода термическим разложением перманганата калия***

В сухую пробирку внесите 2 микрошпателя кристаллического перманганата калия, укрепите ее вертикально в штативе и нагрейте в пламени горелки. Через 1–2 минуты, когда воздух из пробирки будет вытеснен выделяющимся кислородом, докажите тлеющей лучиной наличие в ней кислорода.

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции термического разложения перманганата калия, имея в виду, что, помимо кислорода, продуктами реакции являются манганат калия и оксид марганца(IV);

– укажите тип окислительно-восстановительной реакции разложения перманганата калия.

***Опыт 2. Каталитическое разложение пероксида водорода***

Влейте в чистую пробирку примерно 0,5 мл 3 %-ного раствора пероксида водорода. Обратите внимание: разлагается ли пероксид водорода? Внесите в пробирку немного (на кончике шпателя) диоксида марганца. Наблюдайте бурное газовыделение в результате разложения Н2О2. Докажите с помощью тлеющей лучины, что выделяющийся газ – кислород.

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода, учитывая, что диоксид марганца играет роль катализатора и в уравнении реакции не фигурирует;

– к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится разложение пероксида водорода?

***Опыт 3.******Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода***

В одной пробирке обменной реакцией получите сульфид свинца(II), добавив к раствору нитрата свинца(II) несколько капель свежеприготовленной сероводородной воды или сульфида натрия (или аммония). Обратите внимание на окраску осадка сульфида свинца(II).

В другой пробирке на раствор нитрата ртути(II) подействуйте раствором щелочи до выпадения осадка оксида ртути(II) , отметьте цвет осадка.

В обе пробирки добавьте поочередно по нескольку капель 3%-ного раствора пероксида водорода до изменения окраски осадков. Запишите наблюдаемые изменения окраски.

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакций образования сульфида свинца(II) и оксида ртути(II); под формулами осадков укажите их цвет;

– составьте полные уравнения окислительно-восстановительных реакций взаимодействия пероксида водорода с сульфидом свинца(II) и оксидом ртути(II), имея в виду, что в первом случае сульфид свинца превращается в сульфат, а во втором случае из оксида ртути образуется металлическая ртуть в мелкодисперсном состоянии; в уравнениях под осадками укажите их цвет;

– определите роль пероксида водорода (окислитель или восстановитель) в обеих реакциях;

– напротив каждой полуреакции с участием пероксида водорода укажите значения стандартных потенциалов;

– на основании величин стандартных потенциалов в кислой и щелочной средах определите, какая функция – окислительная или восстановительная – более характерна для пероксида водорода;

– объясните, почему пероксид водорода может быть как окислителем, так и восстановителем.

***Опыт 4.******Диспропорционирование серы***

Поместите в тигель 2–3 микрошпателя порошкообразной серы («серного цвета»), тигель установите на асбестовой сетке, помещенной на кольце штатива, прибавьте в тигель концентрированный раствор щелочи и кипятите примерно 10 мин. После охлаждения раствора докажите наличие в нем сульфид-ионов. Для этого на кусочек фильтровальной бумаги, предварительно смоченной раствором нитрата свинца (II), с помощью стеклянной палочки нанесите каплю раствора из тигля. Чем вызвано почернение бумаги? Составьте уравнение проделанной реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме, учитывая, что другим продуктом реакции является тиосульфат – ион SO3S2–. Какую роль – окислителя или восстановителя – играет сера в этой реакции? К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится реакция взаимодействия серы со щелочью?

***Опыт 5. Восстановительные свойства сульфида водорода***

В две пробирки налейте приблизительно по 0,5 мл разбавленных растворов: в одну – перманганата калия (раствор должен быть розового цвета), а в другую – дихромата калия. Оба раствора подкислите разбавленной серной кислотой.

В каждую пробирку постепенно при постоянном перемешивании добавляйте сероводородную воду до изменения окраски раствора и появления свободной серы в виде помутнения.

Примите во внимание, что перманганат-ион превращается в катион марганца(II), а дихромат-ион – в катион хрома(III).

***В отчете:***

– составьте уравнения проделанных реакций, подобрав в них коэффициенты на основании электронно-ионных уравнений полуреакций. Запишите уравнение суммарной ионно-молекулярной каждой реакции. Укажите цвет продуктов реакции;

– укажите, какую роль в обоих случаях – окислителя или восстановителя – играет сульфид водорода;

–может ли сульфид водорода и соли сероводородной кислоты играть роль окислителя? Почему?

***Опыт 6.******Окислительно-восстановительные свойства сульфит-иона***

К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Обратите внимание на обесцвечивание раствора.

В сухую пробирку внесите 2–3 микрошпателя кристаллического сульфита натрия и нагревайте в пламени горелки в течении 4–5 минут. После охлаждения растворите содержимое пробирки в дистиллированной воде. Полученный раствор разделите на две части. К одной добавьте раствор соли бария, а к другой – раствор нитрата свинца. По результатам этих опытов определите продукты термического разложения сульфита натрия.

***В отчете:***

– по степени окисления серы в сульфит-ионе определите, какую роль в окислительно-восстановительных реакциях он может играть;

– напишите уравнения обеих проделанных реакций, отметив сделанные в ходе опытов наблюдения, а также уравнения (в ионно-молекулярной форме) реакций, проделанных с целью идентификации продуктов термического разложения сульфита натрия;

– к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится каждая?

***Опыт 7.******Окислительные свойства разбавленной серной кислоты***

В пять пробирок налейте приблизительно по 0,5 мл 1 моль/л раствора серной кислоты и в каждую внесите по кусочку следующих металлов: магния, цинка, железа, свинца и меди. Отметьте по выделению газообразного водорода, какие из металлов реагируют с кислотой, а какие не реагируют. Если реакция идет слишком медленно, слегка подогрейте пробирку в пламени горелки. Одинакова ли скорость взаимодействия металлов с кислотой? На какие металлы кислота не действует?

***В отчете:***

– для тех металлов, которые взаимодействуют с раствором серной кислоты, напишите уравнения реакций этого взаимодействия, сопроводив каждое уравнениями полуреакций окисления и восстановления;

– на основании составленных уравнений определите, за счет какого иона разбавленная серная кислота окисляет металлы;

– приведите значения стандартных электродных потенциалов указанных металлов, на основании которых объясните, почему с кислотой не взаимодействует медь, а также свинец, хотя стандартный электродный потенциал последнего отрицателен.

***Опыт 8.******Окислительные свойства концентрированной серной кислоты***

В одну пробирку внести кусочек меди, во вторую – гранулу металлического цинка, в третью – кусочек серы. Во все пробирки налейте по нескольку капель концентрированной серной кислоты. Внимательно наблюдайте за процессами, происходящими в каждой пробирке. Если реакции протекают медленно, осторожно подогрейте содержимое пробирки.

Определите в каждом случае продукты восстановления сульфат-иона, каковыми могут быть: а) диоксид серы, определяемый по характерному запаху и по изменению цвета увлажненной индикаторной бумажки, поднесенной к отверстию пробирки; б) свободная сера, обусловливающая помутнение содержимого пробирки; в) сульфид водорода, вызывающий почернение фильтровальной бумаги, смоченной раствором нитрата свинца, и имеющий характерный запах.

***В отчете:***

– опишите Ваши наблюдения, сделанные в ходе проведения каждой реакции;

– составьте полные уравнения каждой реакции, укажите окислитель и восстановитель, имея в виду, что при взаимодействии концентрированной серной кислоты с элементарной серой окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется до одного и того же продукта – диоксида серы;

– объясните, каким образом Вы идентифицировали продукты каждой реакции;

– сделайте общий вывод о роли концентрированной серной кислоты в проделанных окислительно-восстановительных реакциях.

#### Вопросы и задачи по химии р-элементов шестой группы

1. В таблице приведены температуры плавления и кипения водородных соединений *р-*элементов VI группы.

а) Постройте график зависимости температур плавления (*Т*пл) и кипения (*Т*кип) соединений Н2Э от номера периода, в котором находится элемент (Э).

б) Объясните, почему для воды характерны высокие температуры плавления и кипения по сравнению с таковыми для других однотипных соединений.

в) Методом экстраполяции предскажите температуры плавления и кипения для водородного соединения полония.

г) Как и почему в указанном ряду соединений изменяется устойчивость и восстановительные свойства водородных соединений?

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Температура | Н2О | Н2S | H2Se | H2Te | H2Po |
| *Т*пл,о С | 0 | –85 | –66 | –51 | – |
| *T*кип,о С | 100 | –60 | –41 | –2 | – |

2. Показатели констант кислотности рКА H2S и HS– соответственно равны 7,0 и 13,8. Определите молярную концентрацию (моль/л) гидросульфид- и сульфид-ионов в 0,1 моль/л растворе сероводорода при

25о С. В форме каких частиц (Н2S, HS–, S2–) будет преимущественно существовать сера в водном растворе сероводорода при следующих значениях рН: 4; 9; 14,?

3. Постройте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей, приведите электронные конфигурации молекулы О2 и частиц О2+, О2– и О22–, вычислите кратность связи для всех вышеперечисленных частиц. Как будет изменяться энергия диссоциации и межъядерное расстояние в ряду частиц О2+; О2; О2–? Каковы магнитные свойства каждой из этих частиц? Ответ мотивируйте на основании построенных Вами энергетических диаграмм метода МО и рассчитанных кратностей связей.

4. Определите объем газа (н.у.), который образуется при взаимодействии избытка пероксида водорода в кислой среде с перманганат-ионами, содержащимися в 100 мл 0,45 моль/л раствора перманганата калия.

5. По значениям стандартных электродных потенциалов сопоставьте окислительные свойства О2, О3 и Н2О2 в щелочной среде. Докажите, что иодид калия в щелочном растворе реагирует с озоном и пероксидом водорода, но не реагирует с газообразным кислородом.

6. На основании расчета Δ*G*о определите, в каком направлении в закрытой системе при стандартных условиях будет протекать реакция H2S(г) + SO2(г)  S(т) + H2O(г). Найдите значение температуры равновероятного протекания прямой и обратной реакций. При каких температурах – выше или ниже рассчитанной – выход серы увеличивается?

7. Определите геометрическую форму и полярность молекул SO2 и SO3. Какая из молекул является более реакционноспособной? Является ли получение газообразного SO3 из газообразных SO2 и O2 термодинамически выгодным процессом при: а) 298 К; б) 1500 К? На основании уравнения обратимой реакции и выполненного расчета укажите, как влияет увеличение давления в системе и повышение температуры на выход триоксида серы.

8. 10 мл 2 моль/л раствора сульфита натрия прокипятили с 1,0 г порошкообразной серы. Раствор отфильтровали от непрореагировавшей серы. Полученный раствор оттитровали раствором иода Для титрования было израсходовано 100 мл 0,1 моль/л раствора иода. Вычислите массу непрореагировавшей серы.

9. При обжиге пирита FeS2 в кислороде образуются оксид железа (III) и диоксид серы. При некоторой температуре в закрытой системе равновесная концентрация кислорода составила 1,52 моль/л, а диоксида серы – 3,27 моль/л. Рассчитайте значение константы равновесия.

10. На основании электронных уравнений подберите коэффициенты для следующих реакций, протекающих при сплавлении реагентов:

K2S2O8 + KOH + KNO2 → K2SO4 + KNO3 + H2O

K2S2O8 + KClO3 → K2SO4 + O2 + ClO2

Укажите окислитель и восстановитель в каждой реакции. Сделайте вывод о роли пероксодисульфатов в окислительно-восстановительных реакциях.

11. Опишите состав атмосферного воздуха. Какой объем при н.у. занимает 10 г чистого кислорода и какой объем занимает при таких же условиях воздух,содержащий 10 г кислорода? Чему равна масса кислорода в 10 л чистого вещества и в таком же объеме воздуха?

12. Какой круговорот претерпевает кислород в природе? На каком принципе основано получение кислорода из воздуха? Как очищают воздух от паров воды и углекислого газа при его разделении на азот и кислород?

13. На каких принципах основаны промышленные и лабораторные методы получения кислорода? Какие вещества из числа H2O, H2O2, Al2O3, NaNO3,KMnO4,(NH4)2Cr2O7 можно использовать для получения кислорода в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций. Вычислите массу каждого вещества, необходимую для получения 10 л (н. у.) кислорода.

14. Какую массу перманганата калия надо разложить, чтобы полученного кислорода хватило для окисления 89,6 л (н.у.) аммиака на платиновом катализаторе с образованием NO? Какой массой KClO3 можно заменить эту массу KMnO4?

15. Большой объем кислорода образуется при взаимодействии KMnO4 (окислитель) с H2O2 (восстановитель) в среде H2SO4. Используя метод полуреакций, напишите уравнение этой реакции и вычислите массы H2O2 и KMnO4, необходимые для получения 10 л кислорода.

16. В лабораториях кислород часто получают электролизом водного раствора NaOH с применением железных, никелевых или платиновых электродов. Выразите схемами электродные процессы и уравнением суммарный процесс электролиза. Почему при электролизе разлагается вода, а не NaOH? Какова роль щелочи в этом  
процессе? Сколько электричества затрачивается на получение 100 л кислорода этим методом?

17. Какие электролиты из числа HCl, H2SO4, NaCl, KOH, Na3PO4 можно использовать для получения кислорода методом электролиза? Приведите схемы электродных процессов и общие уравнения электролиза.

18. Чем обусловлены окислительные свойства кислорода? Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций с участием кислорода, которые осуществляются при обычных условиях без катализатора, в присутствии катализаторов и при нагревании. Почему для многих реакций с участием кислорода необходимы катализаторы или нагрев?

19. На окисление 2,0 г двухвалентного металла израсходовано 560 мл кислорода (н.у.). Какой металл был окислен?

20. Каковы общие признаки процессов окисления и горения и чем они отличаются? Определите энтальпии реакций горения угля и метана. Какую массу угля и какой объем (н.у.) метана необходимо сжечь для получения

106 кДж тепла?

21.Какой объем воды образуется при сгорании смеси, состоящей из  
10 л водорода и 50 л воздуха? Какое вещество взято в избытке и чему равен объём избытка?

22. Почему многие химические процессы, не идущие в воздушной среде, интенсивно идут в атмосфере кислорода? Приведите примеры веществ, которые устойчивы в воздухе, но интенсивно горят в кислороде. Почему температура горения в кислороде выше, чем горения в воздухе?

23. Какой объем кислорода следует добавить к одному литру воздуха, чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 40 % (объёмных)?

24. Напишите продукты реакций с участием кислорода и укажите условия их протекания:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) S + O2 = | 3) NO + O2 = | 5) CH4 + O2 = |
| 2) Na + O2 = | 4) HI + O2 = | 6) FeSO4 + O2 + H2SO4 = |

25. Напишите продукты реакций с участием кислорода и укажите условия их протекания:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) O2 + P4 = | 3) NH3 + O2 = | 5) C2H5OH + O2 = |
| 2) O2 + F2 = | 4) H2S + O2 = | 6) Fe(OH)2+ O2 + H2O= |

26. Опишите применение кислорода в металлургии, при получении азотной и серной кислот и в медицине. Приведите другие примеры применения кислорода. Объясните роль кислорода в жизни человека и животных.

27. В каких химических реакциях образуется озон? Почему невозможно получение чистого озона ни в озонаторах, ни в химических реакциях?

28. Как образуется озон в природе и как его получают в технике? Какой объем кислорода необходимо пропустить через озонатор, который дает выход озона 10 %, чтобы получить 1 л озона?

29. Чем является озон по отношению к кислороду? Опишите образование химических связей в молекуле озона и её строение. Чем отличается озон от кислорода по физическим свойствам? Какова его плотность по водороду, азоту, воздуху и кислороду и как он растворяется в воде? Взаимодействует ли озон с водой?

30. При озонировании 20 л кислорода его объем уменьшился до 18 л. Определите объем полученного озона и его объёмную долю (%) в озонированном кислороде.

31. Напишите уравнения реакций, укажите в них функцию пероксида водорода:

|  |  |
| --- | --- |
| 1) H2O2 + CrCl3 + KOH = K2CrO4 + ... | 3) H2O2 + KMnO4 + H2SO4 = |
| 2) H2O2 + I2 = HIO3 + ... | 4) H2O2 ⎯катализатор = |

Какой объем кислорода (15 ºC; 110 кПа) выделится при взаимодействии 100 мл 0,05 М раствора перманганата калия c избытком пероксида водорода в сернокислом растворе?

32. Напишите уравнения реакций, укажите в них функцию пероксида водорода:

|  |  |
| --- | --- |
| 1) H2O2 + MnSO4 + H2O = MnO2 + ... | 3) H2O2 + KCrO2 + KOH = K2CrO4 + ... |
| 2) H2O2 + MgI2 + H2SO4 = I2 + ... | 4) H2O2 + K2Cr2O7 + HCl = |

Какой объем 22%-го раствора H2O2 (ρ=1,08 г/см3) потребуется для восстановления в присутствии серной кислоты всего дихромата калия в 0,5 л децимолярного раствора? Какой объем кислорода, измеренный при нормальных условиях, выделится из раствора?

33. Напишите уравнения реакций, укажите в них функцию пероксида водорода:

|  |  |
| --- | --- |
| 1) H2O2 + KBr = | 3) H2O2 + HClO3 = |
| 2) H2O2 + KNO2 = | 4) H2O2 + FeSO4 + H2SO4 = |

34. Окисление серы в кислой среде возможно по следующим полуреакциям:  
S + 4H2O - 6e = SO42- + 8H+; º = 0,3 В  
S + 3H2O - 4e = H2SO3 + 4H+; º=0,45В  
2S + 3H2O - 4e = S2O32- + 6H+; º = 0,46 В  
4S + 6H2O - 10e = S4O6 2- + 12H+; º = 0,42 В  
Почему сера, как правило, окисляется до серной кислоты? Что происходит при взаимодействии серы с концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения реакций:

|  |  |
| --- | --- |
| 1) S + HNO3 = | 3) S + H2O2 = |
| 2) S + HClO3 = | 4) S + H2SO4(конц) = |

35. Какое отношение к сере имеет «серный цвет» и где он применяется? Сера используется для вулканизации каучука – в чем состоит сущность этого процесса, как изменяются свойства каучука при его вулканизации, как называется вулканизированный каучук и где он применяется?

36. Каков тип гибридизации орбиталей серы в молекулах H2S, SO2, SO3 и ионах SO32– и SO42–? Сколько σ- и π-связей имеется в этих молекулах и ионах? В составе каких соединений имеются ионы SO32– и SO42–?

37. Объясните химическую связь в молекуле сероводорода и ее строение, приведите характеристики связи: длину, энергию, валентный угол, дипольный момент. Почему валентный угол в молекуле H2S меньше, чем в H2O? Образуются ли водородные связи между молекулами сероводорода?

38. Опишите физические свойства сероводорода, вычислите его относительную плотность по водороду, воздуху. Приведите данные о растворимости сероводорода в воде; почему она невелика – ведь старинное правило гласит: подобное растворяется в подобном?

39. По растворимости сероводорода в воде при 20 ºC в справочной литературе и учебных пособиях имеются такие данные: а) 2,6 мл газа (н.у.) в 100 г H2O; б) 0,378 % (массовых); в) 2,91 объема в одном объеме воды. Вычислите по этим данным (согласуются ли они между собой?) молярную концентрацию насыщенного раствора H2S при 20 ºC? Какой объем сероводорода выделится из 10л такого раствора при его нагревании до 60 ºC, если при 60 ºC растворимость H2S составляет 1,2 мл газа в 100 г воды?

40. Концентрация насыщенного водного раствора сероводорода при

20 ºCприблизительно равна 0,1 М. Вычислите степень диссоциации H2S в этом растворе по первой и второй ступеням и pH раствора. Какое из названий – сероводородная кислота или сероводородная вода – более соответствуют этому раствору?

41. Какая масса сульфида алюминия образуется в результате взаимодействия 10,8 г алюминия с 9,6 г серы? Какое вещество взято в избытке? Определите массу избытка. Вычислите объем 20 %-й соляной кислоты (ρ=1,10 г/см3), который потребуется для взаимодействия с продуктом реакции.

42. Для реакции взяли 13,08 г цинка и 6,00 г серы. Продукты реакции обработали 10 %-й серной кислотой, взятой в избытке. Определите объёмы выделившихся газов.

43. При поглощении сероводорода растворами щелочей образуется или нормальная соль, или кислая. Какой объем H2S (н. у.) поглощается одним литром 1М раствора NaOH при образовании нормальной и какой – при образовании кислой соли?

44. Сероводород, образующийся при действии кислот на сульфиды – влажный. Для осушения сероводорода предлагаются три вещества: концентрированная серная кислота, безводный хлорид кальция и твердая щелочь. Какой из этих осушителей можно использовать, а какие – нельзя?

45. Почему нельзя сушить сероводород концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения возможных реакций. Какая из них термодинамически наиболее вероятна?

46. Почему сероводород считается сильным восстановителем? Напишите уравнения реакций, в которых сероводород окисляется до серы:

|  |  |
| --- | --- |
| 1) H2S + KMnO4 + H2SO4 = | 3) H2S + FeCl3 = |
| 2) H2S + K2Cr2O7 + H2SO4 = | 4) H2S + I2 = |

Какой объем сероводорода, измеренный при 17 ºC и 98 кПа, пропустили через 100 мл 6%-го раствора перманганата калия (ρ = 1,04 г/см3), подкисленного серной кислотой, если перманганат калия полностью обесцветился?

47. Какой объем сероводорода при 20 ºC и 100 кПа необходимо пропустить через один литр раствора, в котором содержится 0,1 моль иода, для того, чтобы произошло полное восстановление иода?

48. Дихромат калия в одном литре децинормального раствора был восстановлен пропусканием через раствор 10 л воздуха, содержащего сероводород. Чему равно содержание H2S в воздухе в объемных процентах?

49. Напишите уравнения реакций получения сульфида натрия:

а) из простых веществ,

б) из натрия и сероводорода,

в) из оксида натрия и сероводорода,

г)из гидроксида натрия и сероводорода,

д) из сульфата натрия.

При какой температуре термодинамически возможно получение Na2S восстановлением сульфата натрия углеродом? Какую массу сульфида натрия можно получить из одной тонныNa2SO4, если выход реакции равен 90 %?

50. Сколько граммов растворённого вещества содержат: 1) 100 мл

60 %-й серной кислоты (ρ = 1,50 г/см3); 2) 400 мл 0,7 н. серной кислоты;

3) 250 мл 2 М серной кислоты?

51. Вычислите эквивалентную концентрацию: 1) 12%-й серной кислоты  
(плотность ρ=1,08г/см3); 2) 0,4М серной кислоты.

52. Определите эквивалентную концентрацию и массовую долю серной кислоты в 6 М растворе, плотность которого 1340 кг/м3.

53. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, моляльность и титр: 1) 4,0%-й серной кислоты (ρ = 1,025 г/см3);

2) 96%-йсерной кислоты(ρ=1,84 г/см3).

54. В 1018 мл воды растворили 80 г серного ангидрида. Вычислите все известные виды концентраций полученной серной кислоты.

55. Какой объём 50%-й серной кислоты (ρ = 1,40 г/см3) потребуется для приготовления 500 мл 1 М и 1 н. растворов?

56. Опишите состав, строение и свойства тиосерной кислоты и тиосульфата натрия. Как и с какой целью получают тиосульфат натрия, чем обусловлены его восстановительные свойства? Напишите уравнения реакций Na2S2O3 с перманганатом калия, галогенами (Cl2, Br2, I2) и его разложения при нагревании.

57. При взаимодействии раствора тиосульфата натрия с серной кислотой при 20 ºС реакция продолжалась 90 с, а при 50 ºС – 15 с. Напишите уравнение реакции и вычислите её энергию активации.

58. Четыре соли – Na2SO4, Na2SO3, Na2S и Na2S2O3 можно идентифицировать с помощью одного реактива. Какой это реактив и почему с его помощью идентифицируются данные соли? Напишите уравнения реакций.

59. В каком количественном и массовом соотношениях необходимо смешивать безводную серную кислоту и SO3, чтобы получаемый продукт можно было бы рассматривать как новое вещество? Приведите формулу и название этого вещества, изобразите геометрическое строение молекулы. Напишите название продукта, который образуется при смешивании безводной серной кислоты с любым количеством SO3.

60. Выразите в общем виде состав всех политионовых кислот и укажите способы их получения. Напишите обычные и структурные формулы дитионовой, тритионовой и тетратионовой кислот, приведите примеры их солей. Напишите уравнения реакций разложения дитионата бария и тетратионата натрия при нагревании.

## Лабораторная работа № 8

### p–ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ

***Опыт 1. Получение и свойства хлора (тяга!)***

По заданию преподавателя получите хлор действием одного из окислителей (диоксида марганца, диоксида свинца, перманганата калия, дихромата калия) на концентрированную соляную кислоту. В сухую пробирку насыпьте 1 микрошпатель порошка заданного преподавателем окислителя, прилейте 2–3 капли концентрированной соляной кислоты, закройте пробирку пробкой с отводной трубкой. Отметьте цвет и запах выделяющегося газа. Трубку опустите в пробирку, наполовину заполненную водой, и пропускайте хлор 2–3 минуты. Полученную хлорную воду оставьте для последующих опытов. Какова растворимость хлора в воде? Как взаимодействует хлор с водой?

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций получения хлора и взаимодействия его с водой (гидролиз хлора);

– приведите сведения о растворимости хлора в воде.

***Опыт 2*.** ***Окислительные свойства галогенов****.*

В три пробирки насыпьте по одному микрошпателю диоксида марганца, добавьте по одному микрошпателю: в первую – хлорида, во вторую – бромида и в третью – иодида калия. В каждую прилейте по 0,5 мл ортофосфорной кислоты. Обратите внимание на образование в соответствующих пробирках хлора, брома и иода.

***В отчете:***

– опишите наблюдаемые явления;

– напишите уравнения проделанных реакций на основании полуреакций окисления и восстановления;

– объясните результаты опытов на основании стандартных электродных потенциалов полуреакций;

– рассчитайте ЭДС и Δ*G*о реакций и укажите, какая из них в наибольшей степени сдвинута вправо. Какой галогенид-ион является наиболее сильным восстановителем?

***Опыт 3.*** В три пробирки насыпьте по два–три микрошпателя: в первую – хлорида , во вторую – бромида, а в третью иодида калия. В каждую пробирку добавте по 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на выделение во всех трех пробирках соответствующих галогеноводородов в виде белого дыма. Через некоторое время в пробирке с бромидом калия появляются бурые пары брома, в пробирке с иодидом калия – фиолетовые пары иода. Серная кислота при этом восстанавливается тем глубже, чем более сильным восстановителем является галогенид-ион. По запаху и внешнему виду установите продукты восстановления серной кислоты в каждом случае.

***В отчете:***

– укажите, восстанавливает ли хлорид-ион серную кислоту;

– укажите, до каких продуктов произошло восстановление серной кислоты бромид- и иодид-ионами и как эти продукты обнаружены;

– напишите уравнения выполненных реакций на основании полуреакций окисления и восстановления.

***Опыт 4. Малорастворимые соли галогеноводородных кислот***

Обменными реакциями из растворов солей получите: а) фториды магния, кальция, стронция и бария; б) хлориды, бромиды и иодиды серебра и свинца(II).

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций;

– отметьте цвета осадков, приведите произведения растворимости полученных галогенидов;

– сделайте вывод о том, как меняется растворимость: а) фтoридов щелочноземельных металлов по подгруппе; б) фторидов, хлоридов, бромидов и иодидов серебра и свинца(II) в зависимости от природы анионов. Попробуйте объяснить свои выводы.

***Опыт 5. Получение хлороводорода (тяга!)***

В пробирку насыпьте 2–3 микрошпателя кристаллического хлорида натрия, прилейте 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Пробирку закройте пробкой с отводной трубкой и немного подогрейте. Обратите внимание на выделение белого «дыма» из трубочки. Почему хлороводород «дымит»? Выделяющийся хлороводород соберите в сухую пробирку, опустив отводную трубку до дна. Пробирку, наполненную газом, закройте пробкой с короткой стеклянной трубочкой. Конец трубочки опустите в воду. Объясните подъем воды внутрь пробирки. Образовавшийся раствор соляной кислоты разделите на две пробирки. Одну часть используйте для определения рН раствора, другую – для реакции, которая докажет присутствие хлорид-иона.

***В отчете:***

– напишите уравнения проделанных реакций;

– по величине рН рассчитайте концентрацию полученного раствора соляной кислоты. Какова растворимость хлороводорода в воде?

***Опыт 6. Восстановительные свойства галогенид-ионов***

В три пробирки насыпьте по одному микрошпателю диоксида марганца, добавьте по одному микрошпателю: в первую – хлорида, во вторую – бромида и в третью – иодида калия. В каждую прилейте по 0,5 мл ортофосфорной кислоты. Обратите внимание на образование в соответствующих пробирках хлора, брома и иода.

***В отчете:***

– опишите наблюдаемые явления;

– напишите уравнения проделанных реакций на основании полуреакций окисления и восстановления;

– объясните результаты опытов на основании стандартных электродных потенциалов полуреакций;

– рассчитайте ЭДС и Δ*G*о реакций и укажите, какая из них в наибольшей степени сдвинута вправо. Какой галогенид-ион является наиболее сильным восстановителем?

***Опыт 7. Свойства хлората калия***

В каждую из двух пробирок налейте равные объемы растворов хлората и иодида калия. Наблюдаются ли какие-нибудь изменения? В одну из пробирок добавьте серной кислоты. Об образовании какого галогена свидетельствует цвет раствора?

***В отчете:***

– напишите уравнение реакции и объясните, почему она прошла в кислой среде, а в нейтральной – нет.

#### Вопросы и задачи по химии р-элементов седьмой группы

1. На основании строения молекулы HClO3 и иона ClO3– объясните, почему хлораты устойчивые соединения, а хлорноватая кислота нестабильна. В чем, в кислоте или в её солях, ион ClO3– является более сильным окислителем? Ответ обоснуйте, используя значения стандартных электродных потенциалов полуреакций пары ClO3–/Cl– для кислой и нейтральной сред. Напишите уравнения реакций окисления сульфата железа(II) хлоратом калия в кислой и нейтральной средах. В каком случае реакция возможна?

2. Как и почему меняется окислительная активность в ряду HСlO, HBrO, HIO? Ответ подтвердите сравнением стандартных электродных потенциалов полуреакций ГO–+2H++2eГ–+H2O, где Г – Cl, Br, I. Как меняется сила кислот в этом ряду? Напишите уравнения диссоциации хлорноватистой, бромноватистой и иодноватистой кислот, учитывая, что последняя диссоциирует двумя способами. Приведите константы диссоциации кислот.

3. Как изменяется энергия связи в ряду HF, HCl, HBr, HI? Ответ подтвердите сравнением значений энергий связи, взятыми из справочника. Как влияет энергия связи Н–Г (Г – галоген) на силу галогеноводородных кислот? Предскажите силу кислоты HAt.

4. Как и почему меняется окислительная активность в ряду F2, Cl2, Br2, I2? Ответ подтвердите сравнением стандартных электродных потенциалов полуреакций Г2+2e  2Г –, где Г – галоген. Какие реакции произойдут при сливании растворов: а) бромной воды и нитрита калия; б) иодной воды и сероводорода; в) хлорной воды и сульфата железа (II)?

5. Как меняется устойчивость анионов в ряду ClO–, ClO2–, ClO3–, ClO4–? Свой вывод обоснуйте строением анионов. Как меняется окислительная активность в этом ряду? Вывод подтвердите сравнением стандартных электродных потенциалов полуреакций, которые могут быть схематически записаны следующим образом:

ClOn– + 2nH+ + 2ne  Cl– + nH2O, где n = 1, 2, 3, 4

6. Напишите формулы фторидов элементов III периода. Как меняются их кислотно-основные свойства от I до VII группы? Ответ подтвердите уравнениями реакций: а) гидролиза этих соединений; б) взаимодействия кислотных и основных фторидов.

7. Для Cl2, Br2 и I2 напишите уравнения гидролиза и уравнения полуреакций гидролиза. По значениям стандартных электродных потенциалов определите ЭДС суммарных процессов, рассчитайте константы равновесия и напишите выражения констант. Как меняются константы гидролиза от хлора к брому и иоду? В каком случае концентрация образующихся кислот больше?

8. Рассмотрите влияние характера среды на состояние равновесия в системе Br2 + Н2О  НBrO + НВr. Напишите уравнение реакции взаимодействия брома со щелочью. Для обеих реакций напишите выражения констант равновесия и рассчитайте их по значениям стандартных электродных потенциалов полуреакций. Сделайте вывод о том, куда смещается равновесие при подщелачивании раствора. Согласуется ли Ваш вывод с принципом Ле-Шателье?

9. По значениям стандартных энтальпий образования Δ*H*о*f* галогено-водородов постройте график в координатах Δ*H*о*f* – атомный номер галогена. Сделайте вывод об устойчивости соединений в ряду HF, HCl, HBr, HI. Какая из галогеноводородных кислот является а) наиболее сильной; б) наиболее слабой? Ответ обоснуйте и подтвердите справочными данными. Какая из этих кислот является наиболее сильным восстановителем? Ответ обоснуйте сравнением значений стандартных электродных потенциалов полуреакций.

10. Чем объясняется высочайшая реакционная активность фтора и максимальное значение (2,87 В) окислительно-восстановительного потенциала полуреакции: F2 + 2e = 2F-?

11. Напишите уравнения реакций фтора с кальцием, железом и золотом. Почему фтор до 300 ºС не взаимодействует с медью и до 600 ºC – с никелем, хотя с менее активными металлами, например с золотом, он взаимодействует при обычных условиях?

12. Опишите взаимодействие фтора с неметаллами: водородом, серой, фосфором и кремнием. Определите массу серы, которая взаимодействует с 112 л фтора (н.у.) и объем образующегося газообразного гексафторида серы. С какими неметаллами фтор не взаимодействует при любых условиях?

13. Показателем высочайшей химической активности фтора является его взаимодействие с благородными газами: криптоном, ксеноном и радоном. При каких условиях фтор взаимодействует с ксеноном и какие продукты при этом образуются? Напишите уравнения реакций.

14. Показателем высокой химической активности фтора является его взаимодействие с другими галогенами. Напишите уравнения всех возможных реакций фтора с хлором и йодом. Используя теорию гибридизации и метод отталкивания электронных пар валентной оболочки (ОЭПВО), опишите образование молекул ClF5, имеющих форму пирамиды.

15. При каких условиях фтор взаимодействует с кислородом и какие продукты при этом образуются? Напишите уравнения реакций.

16. Фтороводород получают из флюорита, содержащего 92 % CaF2. При этом используется 96%-я серная кислота (ρ = 1,96 г/см3), которую берут в 40%-м избытке. Выход реакции составляет 95 %. Вычислите объем HF (н.у.), получаемогоиз100 кг флюорита, и объем расходуемой кислоты.

17. Фтороводород, в отличие от HCl, характеризуется необычно высокой теплотой испарения (32,6 кДж/моль) и неограниченной растворимостью в воде. Чем объясняются эти особенности фтороводорода?

18. Как объяснить тот факт, что одноосновная фтороводородная кислота образует ионы HF и кислые соли? Можно ли утверждать, что существует молекула H2F2? Какое строение имеет эта «молекула», каков механизм образования химических связей в ней и чему равны характеристики связей (длина, энергия, валентные углы)?

19. Чему равна энергия связи в молекулах галогенов и почему она уменьшается в ряду Cl2 - Br2 - I2 - At2? Объясните образование этих молекул методом ВС; определите кратность химической связи. Имеется ли в этих молекулах дополнительное донорно-акцепторное взаимодействие, укрепляющее основную связь? Если имеется, как оно называется?

20. Как и почему изменяются агрегатное состояние, температура плавления и кипения в ряду F2 - Cl2 - Br2 - I2 - At2?

21. Почему хлор, бром и иод хорошо растворяются в органических растворителях и плохо растворяются в воде? Найдите в справочниках растворимость хлора в воде при 20 ºC и вычислите массовую долю хлора в хлорной воде, принимая ее плотность равной плотности чистой воды. Такой же расчет проведите для бромной воды.

22. Растворимость хлора в воде (в г на 100 г H2О) равна 0,73 при 20 ºC и 0,46 при 40 ºC. Какой объем хлора, приведенный к н.у., выделится из одного м3 воды, насыщенной хлором при 20 ºС, при нагревании до 40 ºС? Почему растворимость газов в воде при нагревании уменьшается?

23. Объясните плохую растворимость иода в воде и хорошую растворимость во многих органических растворителях (бензоле, сероуглероде, ацетоне и др.). Почему растворимость иода в воде увеличивается, если в ней содержится растворённый йодид калия или натрия?

24. Вычислите энергию Гиббса и константу равновесия при 1000 К реакций атомизации молекул Cl2, Br2 и I2 и сделайте вывод о прочности этих молекул. Данные для вычислений:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Молекулы и атомы | Cl2(г) | Br2(г) | I2(г) | Cl(г) | Br(г) | I(г) |
| ΔHºf, кДж/моль | 0 | 30,9 | 62,4 | 121,3 | 111,8 | 106,3 |
| Sº, Дж/(моль·К) | 222,9 | 245,5 | 260,6 | 165,1 | 186,9 | 178,8 |

25. Степень термической диссоциации (атомизации) молекул хлора, брома и иода при 1000 К и стандартном давлении равна 3,5·10–4, 2,3·10–3 и 2,8·10–2, соответственно. Вычислите константы равновесия этих процессов и сделайте вывод о прочности связей в молекулах галогенов.

26. Вычислите термодинамические параметры реакций хлора, брома и иода с водородом. Какие из них при стандартных условиях необратимы, а какая является обратимой реакцией? Для обратимой реакции вычислите температуру, при которой константа равновесия равна единице.

27. Опишите кинетику и механизм реакций хлора, брома и иода с водородом. Какая (или какие) из них является простой, сложной или цепной? Какую реакцию обычно проводят в присутствии катализатора? Для реакции иода с водородом вычислите энергию активации, если константа её скорости при 637 К равна 2,2·10–4, а при 973 К –8,33.

28. Опишите цепной механизм реакции хлора с водородом и его внешнее проявление. Какое практическое значение имеет эта реакция? Приведите примеры других реакций, протекающих по такому же механизму.

29. Многие металлы сгорают в хлоре. Какая масса алюминия сгорает в одном литре хлора, если объем газа был измерен до опыта при 20 ºС и 100 кПа? Какая масса хлорида алюминия при этом образуется?

30. Почему некоторые реакции с бромом (например, взаимодействие порошкообразного алюминия) протекают энергичнее, чем с хлором?

31. Реакцию порошкообразного алюминия с иодом инициирует одна капля воды, поэтому воду можно считать катализатором этой реакции. Как Вы считаете, в чем состоит механизм действия воды как катализатора?

32. Почему золото, не взаимодействующее при обычных условиях с водой и сухим хлором, взаимодействует с влажным хлором? Поэтому хлор тщательно сушат перед наполнением им стальных баллонов или стальных железнодорожных цистерн перед транспортировкой? Какие вещества можно использовать в качестве осушителей хлора?

33. К 100 мл 37%-й соляной кислоты (ρ = 1,19 г/см3) прибавили один литр воды. Как изменилась массовая доля кислоты?

34. Какие объемы 30%-й соляной кислоты (ρ = 1,15 г/см3) и воды потребуются для приготовления 250 мл однонормальной соляной кислоты?

35. В каком соотношении смешиваются 37%-я соляная кислота и вода при получении 10л 15,5 %-й HCl?

36. Какой объем 10,52%-й соляной кислоты (ρ = 1,05 г/см3) потребуется для нейтрализации 200 мл 2 М раствора гидроксида натрия?

37. Из 500 мл бесцветного раствора кислоты добавлением раствора AgNO3 было получено 188 г светло-желтого осадка. Какая кислота находилась в растворе и чему была равна ее молярная концентрация?

38. Чему равна молярная концентрация соляной кислоты, при взаимодействии 100 мл которой с избытком раствора AgNO3 образуется один грамм осадка хлорида серебра?

39. Для определения концентрации соляной кислоты был взят её объем 10 мл и разбавлен до 200 мл. Из разбавленного раствора было взято три пробы по10 мл для титрования. На титрование проб израсходовано 12,6 мл, 12,4 мл и 12,5 мл децимолярного раствора NaOH. Чему равна молярная концентрация исходной соляной кислоты?

40. Соляную кислоту в промышленности получают взаимодействием водорода с хлором и растворением образующегося хлороводорода в воде. Какие массы и объемы H2, Cl2 и H2O теоретически необходимы для получения одной тонны продажной соляной кислоты (ω= 37 %, ρ=1,19 г/см3)? Сколько тепла выделяется при этом на стадии получения хлороводорода и на стадии его растворения в воде?

41. Лабораторный метод получения хлороводорода и соляной кислоты основан на взаимодействии твердого хлорида натрия с концентрированной серной кислотой. Напишите уравнения этого двухстадийного процесса и указать условия их осуществления. Можно ли вместо твердого хлорида натрия использовать его растворы, а вместо концентрированной серной кислоты – разбавленную? Можно ли серную кислоту заменить ортофосфорной или азотной?

42. Какой объем 37%-й соляной кислоты (ρ = 1,19 г/см3) можно получить из 100 кг технической поваренной соли, содержащей 5 % примесей? Какой объем 96%-й серной кислоты (ρ = 1,84 г/см3) потребуется для реакции?

43. Бромоводородную кислоту получают гидролизом бромида фосфора (III). Вычислите массу PBr3, необходимую для получения 100 кг 40%-й HBr (ρ=1,377 г/см3). Как получают бромид фосфора (III) для этого процесса?

44. Иодоводородную кислоту получают гидролизом иодида фосфора (III). Вычислите массу PI3, необходимую для получения 100 кг 50%-й HI

(ρ = 1,56 г/см3). Как получают иодид фосфора (III) для этого процесса?

45. Лабораторный метод получения бромоводорода и иодоводорода основан на взаимодействии твердых KBr и KI с концентрированной ортофосфорной кислотой. Напишите уравнения реакций. Можно ли вместо твердых солей использовать их растворы, а вместо концентрированной кислоты - разбавленную? Можно ли вместо H3PO4 использовать серную кислоту, а вместо бромида (иодида) калия- бромид (иодид) кальция?

46. Иодоводородную кислоту можно получить, пропуская сероводород в водную суспензию йода. Напишите уравнение реакции, имея в виду, что в ней также образуется сера. Вычислите объем H2S (н.у.) и массу иода, необходимых для получения этим методом 1 кг иодоводородной кислоты с массовой долей HI 50% и плотностью 1560 кг/м3.

47. Напишите формулы и названия всех оксокислот хлора и их солей. Какая из кислот существует в очень разбавленных растворах, какая - в разбавленных, какая - до 40 %-й концентрации и какая - в растворе любой концентрации в свободном состоянии? Почему соли этих кислот более устойчивы, чем сами кислоты?

48. Опишите химическую связь и строение ионов ClO-, ClO2-, ClO3- , ClO4-. Сделайте вывод об их устойчивости и окислительных свойствах. Как и почему изменяются эти свойства ионов в составе кислот и в составе солей?

49. Как взаимодействуют с водой и щелочами оксиды Cl2O, ClO2, Cl2O6,  
Cl2O7, I2O5? Напишите уравнения реакций и названия их продуктов.

50. Приведите справочные данные, свидетельствующие о том, что сила кислот в ряду HClO - HClO2 - HClO3 - HClO4 увеличивается, а окислительная способность уменьшается. Объясните эти закономерности.

51. Приведите данные о том, что сила и окислительные свойства кислот в ряду HClO - HВrО - HIO уменьшаются. Объясните эту закономерность.

52. Определите pH децимолярных растворов HCl, HClO, HClO2, HClO3 и HClO4. Почему для пяти данных кислот достаточно провести только три расчета?

53. При каких условиях происходит распад хлорноватистой кислоты соответственно следующим схемам:  
1) HClO → HCl + O2;

2) HClO → Cl2O + H2O;

3)HClO→HCl + HClO3?  
Определите стехиометрические коэффициенты и тип каждой реакции. Какое из уравнений объясняет дезинфицирующее и отбеливающее свойства этой кислоты?

54. Напишите уравнение взаимодействия хлора с холодным раствором гидроксида калия. Укажите тип реакции и названия продуктов. Вычислите массы хлора и KOH, теоретически необходимые для получения 100 кг гипохлорита калия. Какая часть хлора и KOH расходуется на образование KClO, а какая часть – на образование хлорида калия?

55. Через холодный раствор гидроксида калия пропустили 280 л хлора (н.у.),который на 80 % провзаимодействовал с KOH. Какие массы KCl и KСlO образовались в результате реакции? Какой объем хлора пошел на образование хлорида калия и какой - на образование гипохлорита калия?

56. Опишите состав и строение, получение и применение хлорной извести, определите коэффициенты в уравнениях реакций с её участием:  
1) CaOCl2 + HCl = CaCl2 + Cl2 + H2O  
2) CaOCl2 + CO2 + H2O = CaCO3 + CaCl2 + HClO  
3) CaOCl2 + CO2 + H2O = CaCO3 + HClO3 + HCl  
Какая из этих реакций объясняет резкий запах, дезинфицирующие и отбеливающие свойства хлорной извести?

57. На химический завод поступают карбонат кальция, хлорид натрия и вода, а выпускает завод хлорную известь, хлор и гидроксид натрия. Какие химические реакции проводятся в заводских цехах?

58. Для получения хлорной извести заготовили 100 кг гашеной извести. Какой объем хлора (н.у.) потребуется теоретически для превращения её в хлорнуюизвесть и какая масса хлорной извести будет получена?

59. При взаимодействии оксида хлора (IV) с водой образуются две кислоты. Напишите уравнение реакции, названия кислот, опишите их свойства. При каких условиях и на какие продукты эти кислоты разлагаются? Почему их соли более устойчивы к разложению?

60. Хлорноватую кислоту в лабораториях получают взаимодействием раствора хлората бария с разбавленной H2SO4. Вычислите объем 20%-й H2SO4 (ρ=1,14 г/см3), который необходимо прибавить к 500 г 20 %-го раствора Ba(ClO3)2. По результатам реакции найдите массу осадка BaSO4, массу раствора и массу HClO3 в чистом виде, массовую долю HClO3 в растворе.

## Лабораторная работа № 9

### ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ

***Опыт 1.******Восстановительная активность d-металлов по отношению к воде и водным растворам кислот и щелочей***

По заданию преподавателя исследуйте восстановительные свойства одного из *d-*металлов по отношению к воде, к водным растворам соляной, серной, азотной кислот различной концентрации и к щелочам при комнатной температуре и при нагревании. Прежде чем начинать исследование, рассмотрите теоретическую возможность этих взаимодействий на основании значений стандартных электродных потенциалов. Учтите возможность образования оксидных пленок на поверхности металла и его переход в пассивное состояние в некоторых растворах.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций, которые наблюдали;

– составьте уравнения полуреакций и приведите для них значения стандартных электродных потенциалов;

– рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса для проделанных реакций.

***Опыт 2.*** *Получение и свойства оксида меди(II)*

Получите оксид меди(II) термическим разложением гидроксида меди(II). Для этого подействуйте разбавленным раствором щелочи на раствор соли меди(II). Образовавшийся гидроксид вместе с маточным раствором осторожно, не доводя до кипения, нагрейте в пламени горелки до полного изменения цвета суспензии, происходящего вследствие термического распада гидроксида меди (II) до оксида. Обратите внимание на изменение окраски в ходе опыта. Какую окраску имеет оксид меди (II)?

Содержимое пробирки, где получен оксид меди(II), разделите на четыре части.

К первой порции добавьте разбавленный раствор сильной кислоты, ко второй – разбавленный раствор щелочи, к третьей − концентрированный раствор аммиака. Отметьте, в каком случае происходит растворение CuO. Признаком протекания реакции является окрашивание раствора.

К четвертой порции суспензии оксида меди(II) добавьте кон-центрированный (30–40%-ный) раствор щелочи и прокипятите содержимое пробирки в течение нескольких минут (соблюдайте осторожность! не допускайте бурного кипения, выброса жидкости из пробирки и попадания капель на кожу!). Отметьте окрашивание раствора за счет образования комплексных тетрагидроксокупрат (II)-ионов.

Характерной особенностью многих оксидов *d*-элементов является резкое уменьшение их химической активности при прокаливании. Чтобы в этом убедиться, поместите в сухую пробирку оксид меди(II), прокалите в течение нескольких минут, охладите пробирку и испытайте прокаленный CuO разбавленными растворами кислоты и щелочи, а также концентрированным раствором аммиака. Одинакова ли химическая активность свежеприготовленного и прокаленного оксида меди (II)?

***В отчете:***

– напишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения выполненных реакций, записав под формулами цвет окрашенных соединений, учитывая, что при взаимодействии CuO с раствором аммиака образуется растворимый гидроксид тетраамминмеди(II);

– сделайте вывод о кислотно-основных свойствах CuO, мотивированно указав, какая функция – кислотная или основная – более характерна для этого оксида;

– как влияет прокаливание оксида меди(II) на его химическую активность?

– на основании результатов опытов 1 и 2 опишите химические свойства оксидов меди (I) и меди (II).

***Опыт 3.*** *Кислотно-основные свойства гидроксидов d-элементов*

Получите и экспериментально определите кислотно-основные свойства гидроксидов следующих d*-*элементов:

– двухзарядных Mn2+, Fe2+, Co2+, Ni2+, Cu2+, Zn2+, Cd2+;

– трехзарядных Cr3+ и Fe3+.

Все рассматриваемые гидроксиды получают по обменным реакциям, приливая раствор щелочи к раствору соли соответствующего *d-*металла.

Поочередно (или избирательно по указанию преподавателя) получите гидроксиды вышеперечисленных *d-*элементов, прилив к раствору соли разбавленный (1 моль/л или 2 моль/л) раствор щелочи. Образовавшуюся суспензию гидроксида разделите на две части. К одной порции прибавьте при встряхивании разбавленный раствор сильной кислоты, а к другой – концентрированный (например, 6 моль/л) раствор щелочи. Изучив таким образом один за другим все полученные гидроксиды, выясните, какие из них растворяются только в кислоте, а какие – как в кислоте, так и в щелочи. Обратите внимание и запишите окраски исходных растворов, осадков, а также растворов, получившихся в результате растворения гидроксидов.

При выполнении этого опыта следует иметь в виду следующее:

а) соли железа (II), особенно в растворенном состоянии, быстро окисляются кислородом воздуха и всегда содержат примесь соединений железа (III). Поэтому во всех опытах с солями железа(II) следует пользоваться свежеприготовленным раствором. Для этого подходит двойная соль железа(II)-аммония (соль Мора), формула которой – (NH4)2Fe(SO4)2.6H2O. Это соединение меньше всего подвержено окислению. Для приготовления раствора в пробирку берут один микрошпатель соли Мора и растворяют ее в 1–2 мл дистиллированной воды. В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора используется формула сульфата железа (II);

б) чистый гидроксид железа (II) – соединение белого цвета, но на воздухе и даже под воздействием кислорода, растворенного в воде, быстро окисляется. Поэтому осадок Fe(OH)2, полученный в обычных лабораторных условиях, имеет зеленоватый цвет. Опыты, проводимые с этим гидроксидом, надо вполнять как можно быстрее. Чтобы убедиться в том, что полученный Вами гидроксид железа (II) содержит примесь гидроксида железа (III), испытайте раствор, получившийся в результате растворения осадка в кислоте, на присутствие в нем ионов Fe2+ и Fe3+. Для этого раствор разделите на две части, к одной из которых добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия (реактив для обнаружения ионов Fe2+), а к другой – раствор гексационоферрата (II) калия или раствор тиоцианата калия (реактивы для обнаружения ионов Fe3+). Появление в обеих пробирках характерных окрасок свидетельствует о наличии ионов железа в соответствующих степенях окисления.

в) при получении гидроксида кобальта(II) сначала выпадает синий осадок основной соли, который при дальнейшем добавлении щелочи переходит в гидроксид розового цвета.

г) для получения гидроксида хрома(III) вместо раствора щелочи лучше воспользоваться водным раствором аммиака. Следует иметь в виду, что даже при осторожном приливании щелочи к раствору соли хрома(III) можно пропустить момент образования осадка гидроксида, т.к. он растворяется при незначительном избытке щелочи. Получив гидроксид хрома(III) действием водного раствора аммиака на раствор соли хрома(III), обратите внимание на его окраску и разделите на две части. Проведите испытание гидроксида на амфотерность. При составлении уравнения реакции получения гидроксида хрома (III) формулу водного аммиака записывайте в виде NH3.H2O.

***В отчете:***

– составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проделан-ных реакций.

***Опыт 4.******Гидролиз солей d-элементов, содержащих двухзарядные катионы***

С помощью рН-метра или индикаторной бумаги измерьте рН 0,5 моль/л растворов MnSO4, NiSO4, CoSO4, CuSO4, ZnSO4 и FeSO4. Последний раствор должен быть свежеприготовленным.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионно–молекулярной форме;

– рассчитайте степень гидролиза и рН этих растворов, сравните рН со значениями, установленными экспериментально.

***Опыт 5.******Гидролиз солей d-элементов, содержащих трехзарядные катионы***

С помощью рН-метра или индикаторной бумаги измерьте рН 0,5 моль/л растворов Sc2(SO4)3, Cr2(SO4)3 и Fe2(SO4)3.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионно–молекулярной формах;

– рассчитайте степень гидролиза и рН этих растворов, сравните рН со значениями, установленными экспериментально;

– на основании результатов опытов сделайте вывод о влиянии степени окисления ионов железа на степень гидролиза соответствующих солей.

***Опыт 6.*** *Оксид хрома (VI) и хромовая кислота*

Получите оксид хрома (VI), добавляя небольшими порциями кристаллы дихромата калия к концентрированной серной кислоте. Обратите внимание на изменение цвета кристаллов с оранжевого на темнокрасный, характерный для оксида хрома (VI).

Для изучения свойств оксида хрома (VI) воспользуйтесь готовым веществом, получив его у лаборанта.

В сухую пробирку внесите один микрошпатель CrO3 и добавьте дистиллированной воды. Оксид хрома (VI) не только хорошо растворяется в воде, но и химически взаимодействует с ней.

С помощью универсальной индикаторной бумаги или рН-метра убедитесь в том, что полученный раствор имеет сильно кислую реакцию.

***В отчете:***

– опишите внешний вид оксида хрома (VI);

– напишите уравнение реакции взаимодействия оксида хрома (VI) с водой с образованием хромовой кислоты;

– напишите уравнения ступенчатой диссоциации хромовой кислоты, для каждой ступени укажите значение константы диссоциации, на основании чего сделайте вывод о силе хромовой кислоты.

***Опыт 7. Оксид марганца (VII) и марганцовая кислота***

В чистую сухую фарфоровую чашечку поместите микрошпатель кристаллического перманганата калия. Добавьте к кристаллам по каплям из пипетки концентрированную серную кислоту, непрерывно перемешивая смесь стеклянной палочкой. Прекратите добавление кислоты, когда смесь превратится в однородную маслянистую жидкость зеленого цвета – это оксид марганца (VII).

Палочкой, которой производили перемешивание, перенесите каплю жидкого оксида мараганца (VII) в пробирку с дистиллированной водой. Обратите внимание на то, что вода мгновенно окрашивается в фиолетовый цвет. Это свидетельствует о том, что Mn2O7 взаимодействует с водой с образованием марганцовой кислоты, анион которой (перманаганат-ион) имеет интенсивную фиолетовую окраску.

***В отчете:***

– напишите уравнения реакций образования оксида марганца(VII) и взаимодействия его с водой;

– выпишите из справочника константу кислотности марганцовой кислоты и на основании этого сделайте вывод о ее силе;

– что можно сказать об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов d*-*элементов в ряду Ti(IV), V(V), Cr(VI), Mn(VII)?

***Опыт 8. Оксиды и гидроксиды Cr(VI), Mo(VI), W(VI)***

Cравните кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI).

В пробирку с насыщенным раствором молибдата аммония постепенно добавляйте при встряхивании разбавленную серную кислоту до образования осадка, представляющего собой молибденовую кислоту H2MoO4. Обратите внимание на окраску осадка.

На одну часть осадка молибденовой кислоты подействуйте концен-трированным раствором щелочи, а на другую – концентрированной серной кислотой. Если осадок растворяется слишком медленно, осторожно нагрейте пробирку.

Аналогичным образом получите вольфрамовую кислоту, действуя концентрированной серной кислотой на насыщенный раствор вольфрамата натрия. Полученную суспензию вольфрамовой кислоты разделите на три части: в двух пробирках испытайте ее на амфотерность, подействовав на осадок раствором щелочи и концентрированной соляной кислотой. В чем растворяется и в чем не растворяется вольфрамовая кислота?

Третью пробирку, содержащую вольфрамовую кислоту, осторожно нагрейте в пламени горелки. Наблюдайте изменение окраски осадка с белой на желтую. Это связано с превращением моногидрата вольфрамовой кислоты H2WO4.H2O (белый осадок) в безводную вольфрамовую кислоту H2WO4 (желтый осадок).

Получите и ознакомьтесь со свойствами оксида вольфрама(VI), для чего в тигель внесите 2 микрошпателя вольфрамата аммония и нагревайте до изменения цвета вещества. Попутно обратите внимание на выделение газа, который вы можете идентифицировать по характерному запаху и по посинению лакмусовой бумажки, поднесенной к тиглю.

После остывания тигля рассмотрите образовавшийся оксид вольфрама (VI). Обычно он имеет светло-желтую окраску, но при нагревании становится оранжевым.

Шпателем внесите небольшими порциями полученный оксид в отдельные пробирки с дистиллированной водой, с концентрированной серной кислотой и концентрированным раствором щелочи. Пробирки слегка нагрейте. Выясните, растворяется ли оксид вольфрама(VI) в воде, щелочи и кислоте. На основании наблюдений сделайте вывод о кислотно-основных свойствах изучаемого оксида.

***В отчете:***

– напишите уравнения всех проделанных реакций; учтите, что при растворении оксида вольфрама(VI) в концентрированной соляной кислоте продуктом реакции является комплексное соединение – диоксотрихлоро-вольфрамат (VI) водорода;

– на основании наблюдений, сделанных при выполнении данного опыта, сопоставьте кислотно-основые свойства оксидов и гидроксидов хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI). Расположите эти соединения в порядке уменьшения кислотных и усиления основных свойств отдельно для ряда оксидов и для ряда гидроксидов.

***Опыт 9.******Получение соединений хрома (II) и изучение его восстановительных свойств***

Налейте в пробирку раствор хлорида хрома (III), добавьте приблизительно такой же объем концентрированной соляной кислоты, перемешайте. Разделите содержимое пробирки на две части. Одну порцию оставьте в качестве контрольной, а ко второй добавьте несколько капель какой-нибудь органической жидкости (бензин, бензол, гексан и т.д.) так, чтобы на поверхности раствора образовался тонкий слой, предохраняющий содержимое пробирки от проникновения атмосферного кислорода.

Опустите в раствор две гранулы металлического цинка. Через некоторое время под действием водорода в момент его выделения хром(III) восстанавливается до хрома(II), о чем можно судить по изменению цвета, сравнив его с контрольным раствором.

Часть полученного раствора перенесите пипеткой, не захватывая органическую жидкость, в другую пробирку. Взбалтывая раствор, обратите внимание на постепенное возвращение первоначальной окраски, характерной для гидратированных катионов Cr3+ (сравните с контрольным раствором), что является результатом окисления катиона Cr2+ до Cr3+ кислородом воздуха.

На оставшуюся часть раствора хлорида хрома(II) подействуйте раствором хлорида железа(III). Убедитесь по изменению цвета раствора в окислении Cr2+ до Cr3+.

***В отчете:***

– опишите Ваши наблюдения, составьте уравнения проделанных реакций;

– сделайте вывод о роли соединений хрома(II) в окислительно-восстановительных реакциях;

– растворы, содержащие гидратированные катионы Cr2+, постепенно при отстаивании меняют окраску с голубой на фиолетовую даже в отсутствии кислорода. Объясните этот факт и составьте уравнение соответствующей реакции.

***Опыт 10. Окислительные свойства соединений никеля (III)***

Стандартный электродный потенциал пары Ni3+/Ni2+ настолько высок (см. приведенную выше таблицу потенциалов), что катионы Ni3+ не могут существовать в растворе, поскольку они окисляют воду.

Экспериментально проверьте это утверждение. Для этого сначала получите гидроксид никеля(II) действием щелочи на раствор соли никеля(II). Слейте жидкость с осадка и добавьте к нему бромной воды. Наблюдайте в результате окисления гидроксида никеля(II) бромом до гидроксида никеля(III) изменение окраски осадка от зеленой к черной.

К черному осадку постепенно, по каплям, добавляйте серную кислоту до полного растворения осадка. Попутно обратите внимание на выделение кислорода и зеленый цвет раствора, характерный для гидратированных катионов Ni2+.

***В отчете:***

– в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнение реакции получения гидроксида никеля(II), указав под формулами окраску гидратированных катионов Ni2+ и гидроксида никеля(II);

– составьте уравнение окисления бромом в щелочной среде гидроксида никеля(II) в гидроксид никеля(III), указав под формулой последнего его цвет;

– растворение гидроксида никеля(III) в кислоте можно представить в виде двух последовательных этапов: а) перехода катионов Ni3+ в раствор; б) мгновенного восстановления Ni3+ до Ni2+ молекулами воды, которые при этом окисляются до свободного кислорода;

– напишите уравнения реакций для указанных этапов;

– сделайте общий вывод об окислительных свойствах соединений никеля(III).

***Опыт 11.******Влияние среды на окислительную активность соединений***

***d-элементов в высшей степени окисления***

Подействуйте одним и тем же восстановителем (например, кристаллическим сульфитом натрия) на раствор перманганата калия. Для этого в три пробирки налейте раствор перманганата калия. В одной пробирке подкислите раствор серной кислотой, в другой создайте щелочную среду добавлением концентрированного раствора щелочи, а в третьей оставьте среду нейтральной. Во все три пробирки внесите по одному микрошпателю кристаллического сульфита натрия, встряхните. Обратите внимание на то, что, в зависимости от характера среды, перманганат-ион восстанавливается до различных соединений марганца: в кислой – до бесцветного катиона Mn2+, в нейтральной – до оксида марганца(IV) (бурый осадок), а в щелочной – до зеленого манганат-иона.

Проделайте аналогичный опыт с соединениями хрома(VI). Для этого в одну пробирку влейте раствор дихромата калия и подкислите его серной кислотой, в другую – раствор хромата калия и создайте щелочную среду добавлением концентрированного раствора щелочи. В обе пробирки добавьте 1 микрошпатель восстановителя (например, кристаллического сульфита натрия). Наблюдайте изменение цвета раствора в обеих пробирках. В кислой среде дихромат-ион восстановился до гидратированного катиона Cr3+, а в щелочной среде хромат-ион превратился в гексагидроксохромат(III)-ион. Обратите внимание на то, что, хотя в обоих случаях произошло восстановление Cr (VI) до Cr (III), при этом растворы имели разные окраски.

***В отчете:***

– опишите проделанные опыты, сопроводив наблюдения уравнениями соответствующих реакций;

– выпишите из справочника значения стандартных электродных потенциалов для всех полуреакций, в которых участвуют соединения хрома и марганца с учетом характера среды;

– на основании значений стандартных электродных потенциалов укажите, как влияет характер среды на окислительную активность соединений марганца(VII) и хрома(VI). Объясните с помощью уравнения Нернста, составленного для каждой рассматриваемой полуреакции, сформулированный вывод.

***Опыт 12. Окисление катиона Mn2+***

Катион Mn2+ в зависимости от применяемого окислителя может быть окислен до различных степеней окисления.

К раствору соли марганца (II) добавьте несколько капель раствора перманганата калия. Наблюдайте выпадение бурого осадка оксида марганца (IV). Характерной особенностью данной реакции является то, что катион Mn2+ окисляется, а перманганат-ион восстанавливается до одного и того же соединения – оксида марганца (IV).

Катион Mn2+ может быть окислен еще более глубоко – до перманганат-иона. Для этого в сухую пробирку внесите диоксид свинца на кончике микрошпателя, добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты и очень малое количество раствора соли марганца (II) – столько, сколько его удерживается на чистой стеклянной палочке, смоченной раствором. Прокипятите содержимое пробирки. После того, как непрореагировавший оксид свинца(IV) осядет на дно, обратите внимание на цвет раствора, обусловленный наличием в нем перманганат-ионов.

***В отчете:***

– укажите, какую роль в обеих проделанных реакциях играет катион Mn2+;

– напишите уравнения всех проделанных реакций, имея в виду, что во второй реакции образуется марганцовая кислота и соль свинца(II). В уравнениях под формулами соединений марганца укажите их окраску;

– приведите примеры реакций, в которых катион Mn2+ играет роль окислителя.

***Опыт 13.******Окислительно-восстановительные свойства манганат-иона***

Манганат калия, полученный в предыдущем опыте, растворите в воде. Раствор (обратите внимание на его окраску) разлейте в три пробирки.

В первую пробирку добавьте на кончике шпателя кристаллический сульфит натрия. Продукт превращения манганат-иона идентифицируйте по его внешнему виду.

Во вторую пробирку добавьте свежеприготовленную хлорную воду. По цвету раствора определите, во что превратился манганат-ион в данной реакции.

В третью пробирку добавьте несколько капель уксусной кислоты. Отметьте изменение цвета раствора и выпадение осадка. По этим признакам определите продукты диспропорционирования манганат-иона.

***В отчете:***

– определите роль манганат-иона в каждой из проделанных реакций;

– составьте уравнения реакций, учитывая, что в уравнении реакции диспропорционирования манганат-иона уксусная кислота не фигурирует. Объясните роль уксусной кислоты в этой реакции с точки зрения принципа Ле Шателье, рассматривая реакцию диспропорционирования как обратимую.

***Опыт 14. Термическое разложение дихромата аммония***

Поместите на асбестовую сетку в виде горки 1–2 г предварительно растертого в порошок дихромата аммония. Раскалите докрасна в пламени горелки железную проволоку и быстро коснитесь ею дихромата калия в центре горки. Уберите проволоку, как только начнется реакция разложения, которая сопровождается саморазогреванием и протекает довольно бурно.

***В отчете:***

– опишите Ваши наблюдения, составьте уравнение реакции термического разложения, продуктами которого являются оксид хрома(III), свободный азот и пары воды;

– почему данная реакция относится к типу внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций?

#### Вопросы и задачи по химии d-элементов

1. При переработке халькозина гидрометаллургическим методом получают раствор сульфата меди (II). Напишите уравнения реакций восстановления меди из CuSO4 железными стружками, фосфористой кислотой, электролизом. Какой из этих способов больше других соответствует требованиям экологии и техники безопасности?

2. Какие реакции надо провести для получения меди из Cu2S по схеме:  
Cu2S → СuSO4 → Cu(OH)2 → CuO → Cu?  
До какой температуры надо нагревать оксид меди (II) для получения меди в отсутствии восстановителя и при использовании восстановителей: углерода и водорода? Ответ подтвердите термодинамическими расчётами.

3. Медь медленно взаимодействует с водой в присутствии СО2. Какое соединение зелёного цвета при этом образуется на поверхности меди? Как называется природный минерал этого состава и где он применяется?

4. В какой части ряда напряжений расположена медь, каковы её восстановительные свойства в сравнении с серебром и золотом? Как взаимодействует медь с кислотами, щелочами и растворами других солей?

5. Почему медь устойчива в разбавленной соляной кислоте, но взаимодействует с концентрированной соляной кислотой? Почему она взаимодействует c разбавленной HCl при пропускании кислорода и добавлении KCN или K2S? Почему медь взаимодействует с йодоводородной кислотой? Напишите уравнения реакций.

6. При каких условиях, и с образованием каких продуктов медь взаимодействует с кислородом, озоном, галогенами и серой? Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения.

7. Рассчитайте, какая из реакций меди с кислородом более вероятна при стандартных условиях и какая–при 500 оС:  
1) Cu(к) + 1/2 O2(г) = СuO(к);

2) 2Сu(к) + 1/2O2(г) = Сu2О(к)

8. Рассчитайте при какой температуре начинается разложение оксида меди (II) по реакции (1) и при какой – по реакции (2):  
1) 4СuO(к) = 2Сu2О(к) + О2(г);

2) 2CuO(к) = 2Cu(к) + O2(г)

9. Хлорид меди (I) получают, действуя соляной кислотой на Cu2О или обрабатывая медь раствором CuCl2. Подобными же методами получают Cu2SO4. Напишите уравнения реакций.

10. Подберите три окислителя и напишите уравнения реакций окисления ионов Cu+, имея в виду, что их восстановительные свойства характеризуются полуреакцией:

Cu+ – e = Cu2+; о = 0,15 В

11. Напишите уравнения реакций меди с концентрированными серной и азотной кислотами. Какая масса меди потребуется для получения 10 л SO2 по первой реакции и 10 л NO2 – по второй?

12. Какую массу медного купороса можно получить из 1 м3 16%-го раствора сульфата меди ( = 1,18 г/см3)?

13. В промышленном методе получения медного купороса медный лом окисляют при нагревании кислородом воздуха и на полученный оксид меди (II) действуют серной кислотой. Вычислите теоретический расход меди и 80%-й серной кислоты на получение одной тонны медного купороса.

14. Объясните образование химических связей в медном купоросе, напишите его формулу в виде комплексного соединения, напишите два названия вещества: как кристаллогидрата и как комплексного соединения.

15. Почему нерастворимые в воде галогениды серебра растворяются в растворах соответствующих галогенидов щелочных металлов? Напишите уравнения реакций, которыми сопровождается растворение:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| AgCl + KCl = | AgBr + KBr = | AgI + KI = |

16. Опишите химические процессы классической фотографии, основаннойна использовании одного из галогенидов серебра. Что происходит в момент экспозиции, при проявлении и при закреплении фотографического изображения? Чем отличаются негативные изображения от позитивных?

17. На чём основано использование растворов, содержащих катионы Ag+, в медицине и в водоподготовке?

18. С какой целью и как проводится гальваническое серебрение изделий? Почему в этом случае применяется раствор не нитрата серебра, а цианидных комплексных соединений серебра? Серебро при этом выделяется на катоде или на аноде?

19. Какие соединения используются в серебряно-цинковом аккумуляторе, какие реакции идут при его зарядке и разрядке и в каких областях техники используются эти аккумуляторы?

20. Золото очень пластично: из одного грамма золота можно вытянуть проволоку длиной 3,5 км. Вычислите: а) диаметр такой проволоки; б) число атомов, расположенных по диаметру; в) число атомов содержится в одном мм проволоки.

21. Для ювелирных изделий, зубных протезов и электроконтактов используются сплавы золота. Содержание золота в сплаве показывает *проба*. Для установления *пробы* двух сплавов взяли 18,24 мг первого и 16,52 мг второго; после обработки азотной кислотой массы оказались равны 13,68 мг и 9,63 мг соответственно. Определите пробу первого и второго сплава?

22. Исходя из строения атомов ванадия, железа и циркония, определите  
максимальную валентность и максимальную степень окисления этих элементов. Приведите примеры соответствующих соединений.

23. Напишите электронные формулы ионов d-элементов Cr2+, Cr3+, Mn2+, Fe2+, Fe3+ и сравните их с электронными формулами атомов.

24. Напишите электронные формулы ионов d-элементов Sc3+, Zn2+, Ti2+,Cu+,Cu2+ и сравните их с электронными формулами атомов.

25. Почему все d-элементы являются металлами? Почему для большинства d-элементов характерно разнообразие степеней окисления в соединениях? Приведите примеры соединений титана, марганца и железа в различных степенях окисления.

26. Выпишите из справочника значения металлических радиусов  
d-элементов первой (4-й период), второй (5-й период) и третьей (6-й период) декад. Постройте графики зависимости металлических радиусов от атомного номера элементов. Опишите и объясните наблюдаемую зависимость.

27. Выпишите из справочника значения первого ионизационного потенциала для d-элементов 4-го периода. Какова общая закономерность его изменения в декаде? Почему монотонное изменение ионизационного потенциала нарушается при переходе от хрома к марганцу и от меди к цинку?

28. Выпишите из справочника значения электроотрицательности для d-элементов 4, 5 и 6-го периодов и объясните наблюдаемые закономерности. Согласуются ли металлические свойства d-элементов с их электроотрицательностью?

29. Выпишите из справочника значения стандартного электродного потенциала переходных металлов 4-го, 5-го и 6-го периодов. Приведите их классификацию на металлы активные, средней активности и малоактивные. В каких случаях активность металлов согласуется с их положением в Периодической системе, в каких и почему не согласуется?

30. Выпишите из справочника значения температур плавления и кипения переходных металлов 4-го и 5-го периодов. Используя теорию металлической связи, объясните наблюдаемую закономерность.

31. Почему и как изменяются основно-кислотные свойства однотипных оксидов и гидроксидов в декадах и в подгруппах d-элементов? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

32. Почему и как изменяется сила кислот в рядах

H2TiO3 – H3VO4 – H2CrO4–HMnO4 и

H2CrO4 – H2MoO4 – H2WO4?

Напишите уравнения реакций ангидридов этих кислот с расплавленным гидроксидом натрия.

33. Как влияет степень окисления d-элемента на основно-кислотные свойства его оксидов и гидроксидов? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций оксидов и гидроксидов Cr (II), Cr (III) и Cr (VI), а также Mn (II),

Mn (III), Mn (IV) и Mn (VII) с кислотами и щелочами.

34. Объясните причину и приведите примеры особенно близких свойств следующих d-элементов и их соединений: циркония и гафния, ниобия итантала, молибдена и вольфрама.

35. Переработка минералов переходных элементов обычно начинается с их «вскрытия». Напишите уравнение вскрытия ильменита серной кислотой. Вычислите объём 50%-й H2SO4 (ρ = 1,40 г/см3), теоретически необходимой для вскрытия одной тонны ильменита, содержащего 5 % примесей.

36. Приведите примеры получения d-металлов методами карботермии, металлотермии, восстановлением водородом и электролизом. Какие факторы влияют на выбор того или иного метода получения? Вычислите массу магнетита и кокса, которые необходимы для получения одной тонны железа.

37. Приведите примеры получения d-металлов методами карботермии, металлотермии, восстановлением водородом и электролизом. Какие факторы влияют на выбор того или иного метода получения? Вычислите, при какой температуре возможно восстановление вольфрама из WO3 водородом?

38. Приведите примеры получения d-металлов методами карботермии, металлотермии, восстановлением водородом и электролизом. Какие факторы влияют на выбор метода получения? Какую массу циркония можно получить, восстанавливая одну тонну гексафтороцирконата (IV) калия металлическим натрием?

39. Как взаимодействуют переходные металлы с кислотами? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

40. Как взаимодействуют переходные металлы со щелочами? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

41. Почему переходные элементы образуют комплексные соединения? Приведите примеры комплексных соединений катионных, анионных, нейтральных и скомплексными катионами и анионами, в которых комплексообразователями являются d-элементы. Напишите названия соединений.

42. Почему переходные элементы образуют большое число разнообразных комплексных соединений? Приведите примеры комплексных кислот, оснований, солей и неэлектролитов, в которых комплексообразователями являются различные d-элементы. Напишите названия соединений.

43. В каких периодах, группах и подгруппах Периодической системы расположены d-элементы? Что определяет принадлежность элемента к семейству d-элементов? Какие свойства наиболее характерны для

d-элементов?

44. Приведите названия и символы всех d-элементов 4-го периода. Напишите их электронные формулы. Какие орбитали и электроны атомов этих элементов являются валентными?

45. Приведите названия и символы всех d-элементов 5-го периода. Напишите их электронные формулы. Какие орбитали и электроны атомов этих элементов являются валентными?

46. Приведите названия и символы всех d-элементов 6-го периода. Напишите их электронные формулы. Какие орбитали и электроны атомов этих элементов являются валентными?

47. Как в ряду d-элементов 4-го периода изменяется высшая степень окисления и как это связано с электронным строением их атомов? Приведите примеры соединений этих элементов в высшей степени окисления.

48. Исходя из строения атомов ванадия, железа и циркония, определите  
максимальную валентность и максимальную степень окисления этих элементов. Приведите примеры соответствующих соединений.

49. Из какого сырья получают соединения скандия, почему технология их получения является очень сложной? Какими способами получают металлический скандий, и где он используется?

50. Из какого сырья получают соединения иттрия, почему технология их получения является очень сложной? Какими способами получают металлический иттрий, и где он используется?

51. Из какого сырья получают соединения лантана, почему технология их получения является очень сложной? Какими способами получают металлический лантан, и где он используется?

52. Чему равны значения стандартного электродного потенциала скандия, иттрия и лантана, в какой части ряда напряжений они расположены? Как эти металлы взаимодействуют с кислотами, щелочами и водой?

53. Скандий, иттрий и лантан восстанавливают HNO3 максимально, а концентрированную – до NO. При их взаимодействии с разбавленной H2SO4 выделяется водород, а с концентрированной – сероводород. Напишите уравнения соответствующих реакций.

54. Скандий, иттрий и лантан обладают пирофорными свойствами. В чём состоит это свойство? Что является причиной пирофорности этих и других металлов?

55. Напишите уравнения реакций оксида и гидроксида скандия с НСl, с расплавом и раствором NaOH и названия продуктов. Почему не взаимодействуют со щелочами оксид и гидроксид лантана?

56. Напишите уравнения реакций получения оксида скандия из металла, оксида иттрия из гидроксида и осида лантана из нитрата, карбоната и оксалата. При каких условия возможно протекание этих реакций?

57. Произведение растворимости сульфата лантана равно 3·10–5. Выпадет ли осадок этой соли при смешивании одного литра раствора La(NO3)3 с концентрацией 1·10–3 М с таким же объёмом 0,01 М раствора Na2SO4?

58. Произведение растворимости карбоната лантана равно 4·10–34 . Выпадет ли осадок этой соли при смешивании одинаковых объёмов нитрата лантана с концентрацией 10–3 М и Na2CO3 с концентрацией 0,01 М?

59. Напишите уравнения реакций получения нитратов скандия, иттрия и лантана из металлов, оксидов и гидроксидов, а также реакций их разложения при нагревании.

60. Как изменяется гидролизуемость однотипных солей скандия, иттрия и лантана, например, в ряду ScCl3 – YCl3 – LaCl3? Напишите уравнения реакций гидролиза.

Литература

Приложения

Таблица Д.И. Менделеева 

**ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ЭЛЕМЕНТОВ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **I** | **II** | **III b** | **IV b** | **V b** | **VI b** | **VII b** |  | **VIII b** |  | **I b** | **II b** | **III** | **IV** | **V** | **VI** | **VII** | **VIII** |
| **H 2,1** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | **He** |
| **Li 0,97** | **Be 1,47** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | **B 2,02** | **C 2,50** | **N 3,07** | **O 3,50** | **F 4,10** | **Ne** |
| **Na 1,01** | **Mg 1,23** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | **Al 1,47** | **Si 1,74** | **P 2,10** | **S 2,60** | **Cl 2,83** | **Ar** |
| **K 0,91** | **Ca 1,04** | **Sc 1,20** | **Ti 1,32** | **V 1,45** | **Сr 1,56** | **Mn 1,60** | **Fe 1,64** | **Co 1,75** | **Ni 1,75** | **Cu 1,76** | **Zn 1,66** | **Ga 1,82** | **Ge 2,02** | **As 2,20** | **Se 2,48** | **Br 2,74** | **Kr** |
| **Rb 0,89** | **Sr 0,99** | **Y 1,11** | **Zr 1,22** | **Nb 1,23** | **Mo 1,30** | **Tc 1,36** | **Ru 1,42** | **Rh 1,45** | **Pd 1,35** | **Ag 1,42** | **Cd 1,46** | **In 1,49** | **Sn 1,72** | **Sb 1,82** | **Te 2,01** | **I 2,21** | **Xe** |
| **Cs 0,86** | **Ba 0,97** | **La 1,08** | **Hf 1,23** | **Ta 1,33** | **W 1,40** | **Re 1,46** | **Os 1,52** | **Ir 1,55** | **Pt 1,44** | **Au 1,42** | **Hg 1,44** | **Tl 1,44** | **Pb 1,55** | **Bi 1,67** | **Po  1,76** | **At 1,96** | **Rn** |
| **Fr 0,86** | **Ra  0,97** | **Ac  1,00** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| ПРИМЕЧАНИЯ:   1. Лантаноиды имеют значения относительных электроотрицательностей в области 1,08 – 1,14; 2. Актиноиды имеют значения относительных электроотрицательностей в области 1,11 – 1,20; 3. Элементы VIII группы периодической системы (благородные газы) имеют нулевую электроотрицательность; 4. Условной границей между металлами и неметаллами считается значение относительной электроотрицательности равное 2. | | | | | | | | | | | | | | | | | |

## Константы диссоциации кислот

| Кислота | Формула | t, oC | Ka | | pKa |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Азотистая (0,5 н.) | HNO2 | 18 |  | *4,25*·*10-4* | *3,37* |
| Азидоводородная | HN3 | 25 |  | *1,9*·*10-5* | *4,72* |
| Азотная | HNO3 | 25 |  | 4,36·101 | -1,64 |
| Алюминиевая, мета- | HAlO2 | 18 |  | *4*·*10-13* | *12,4* |
| 25 |  | *6*·*10-13* | *12,22* |
| Борная, мета- | HBO2 | 18 |  | *7,5*·*10-10* | *9,12* |
| Борная, орто- | H3BO3 | 25 | (I) | 5,8·10-10 | 9,24 |
| 20 | (II) | 4·10-13 | 12,40 |
| 20 | (III) | 4·10-14 | 13,40 |
| Борная, тетра- | H2B4O7 | 25 | (I) | 1·10-4 | 4 |
| 25 | (II) | 1·10-9 | 9 |
| Бромноватая | HBrO3 | 18 |  | *2·10-1* | *0,7* |
| Бромноватистая | HBrO | 25 |  | *2,06·10-9* | *8,7* |
| Бромоводородная | HBr | 25 |  | 1·109 | -9 |
| Водорода пероксид (перекись водорода) | H2O2 | 30 | (I) | 2,63·10-12 | 11,58 |
| Галлия гидроксид | H3GaO3 | 18 | (II) | *5·10-11* | *10,3* |
| 18 | (III) | *2·10-12* | *11,7* |
| Германиевая | H2GeO3 | 25 | (I) | *1,7·10-9* | *8,77* |
| 25 | (II) | *2,3·10-13* | *12,72* |
| Иодная, мета- | HIO4 | 25 |  | *2,3·10-2* | *1,64* |
| Иодная, орто- | H3IO6 | 25 | (I) | 3,09·10-2 | 1,51 |
| 20 | (II) | 7,8·10-1 | 8,75 |
| 16 | (III) | 2,5·10-13 | 12,6 |
| Иодноватая | HIO3 | 25 |  | 1,7·10-1 | 0,77 |
| Иодоводородная | HI | 25 |  | 1·1011 | -11 |
| Кремниевая, мета- | H2SiO3 | 18 | (I) | *2,2·10-10* | *9,66* |
| 18 | (II) | *1,6·10-12* | *11,80* |
| Кремниевая, орто- | H4SiO4 | 25 | (I) | *2·10-10* | *9,7* |
| 30 | (II) | *2·10-12* | *11,7* |
| 30 | (III) | *1·10-12* | *12,0* |
| 30 | (IV) | *1·10-12* | *12,0* |
| Марганцовая | HMnO4 | 25 |  | 2·102 | -2,3 |
| Молибденовая | H2MoO4 | 18 | (II) | *1·10-6* | *6,0* |
| Мышьяковая, орто- | H3AsO4 | 25 | (I) | 5,98·10-3 | 2,22 |
| 25 | (II) | 1,05·10-7 | 6,98 |
| 18 | (III) | *3,89·10-12* | *11,41* |
| Мышьяковистая, мета- | HAsO2 | 25 |  | *6·10-10* | *9,2* |
| Мышьяковистая, орто- | H3AsO3 | 25 | (I) | *6·10-10* | *9,2* |
| 16 | (II) | 1,7·10-14 | 13,77 |
| Оловянистая | H2SnO2 | 18 |  | *6·10-18* | *17,2* |
| Оловянная | H2SnO3 | 25 |  | *4·10-10* | *9,4* |
| Свинцовистая | H2PbO2 | 18 |  | 2·10-16 | 15,7 |
| Селенистая | H2SeO3 | 25 | (I) | *3,5·10-3* | *2,46* |
| 25 | (II) | *5·10-8* | *7,3* |
| Селеновая | H2SeO4 | 25 | (I) | 1·103 | -3 |
| 25 | (II) | 1,2·10-2 | 1,9 |
| Селеноводородная | H2Se | 18 | (I) | *1,7·10-4* | *3,77* |
| 18 | (II) | *1·10-11* | *11,0* |
| Серная | H2SO4 | 25 | (I) | 1·103 | -3 |
| 25 | (II) | 1,2·10-2 | 1,9 |
| Сернистая | H2SO3 | 25 | (I) | 1,58·10-2 | 1,8 |
| 25 | (II) | 6,31·10-8 | 7,2 |
| Сероводородная | H2S | 25 | (I) | 6·10-8 | 7,2 |
| 25 | (II) | 1·10-14 | 14,0 |
| Сурьмяная, орто- | H3SbO4 | 18 |  | *4·10-5* | *4,4* |
| Сурьмянистая, мета- | HSbO2 | 18 |  | *1·10-11* | *11,0* |
| Теллуристая | H2TeO3 | 25 | (I) | *3·10-3* | *2,5* |
| 25 | (II) | *2·10-8* | *7,7* |
| Теллуровая | H2TeO4 | 25 | (I) | 2,29·10-8 | 7,64 |
| 18 | (II) | 6,46·10-12 | 11,19 |
| Теллуроводородная | H2Te | 25 |  | 1·10-3 | 3,0 |
| Тиосерная | H2S2O3 | 25 | (I) | 2,2·10-1 | 0,66 |
| 25 | (II) | 2,8·10-2 | 1,56 |
| Тиоциановодородная | HNCS | 18 |  | *1,4·10-1* | *0,85* |
| Угольная  «истинная» «кажущиеся» | H2CO3 |  |  |  |  |
| 25 | (I) | 1,32·10-4 | 3,88 |
| 25 | (I) | 4,45·10-7 | 6,35 |
| 25 | (II) | 4,69·10-11 | 10,33 |
| Фосфористая, орто- | H3PO3 | 25 | (I) | 1,6·10-3 | 1,80 |
| 25 | (II) | 6,3·10-7 | 6,2 |
| Фосфорная, орто- | H3PO4 | 25 | (I) | 7,52·10-3 | 2,12 |
| 25 | (II) | 6,31·10-8 | 7,20 |
| 25 | (III) | 1,26·10-12 | 11,9 |
| Фосфорная, пиро- (пирофосфорная) | H4P2O7 | 18 | (I) | 1,4·10-1 | 0,85 |
| 25 | (II) | 1,1·10-2 | 1,95 |
| 25 | (III) | 2,1·10-7 | 6,68 |
| 25 | (IV) | 4,1·10-10 | 9,39 |
| Фосфорноватистая | H3PO2 | 25 |  | 7,9·10-2 | 1,1 |
| Фторноводородная (плавиковая) | HF | 25 |  | 6,61·10-4 | 3,18 |
| Хлорноватистая | HСlO | 25 |  | 5,01·10-8 | 7,3 |
| Хлороводородная (соляная) | HCl | 25 |  | 1·107 | -7 |
| Хромовая | H2CrO4 | 25 | (I) | 1·10 | -1 |
| 25 | (II) | 3,16·10-7 | 6,50 |
| Циановодородная (синильная) | HCN | 25 |  | 7,9·10-10 | 9,1 |

## Константы диссоциации (основности) неорганических оснований

| Основание | Формула | t, oC | Kb | | pKb |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Гидразин | N2H4·H2O | 25 |  | *1,2·106* | *5,9* |
| Гидроксиды | | | | | |
| алюминия | Al(OH)3 | 25 | (III) | *1,38·10-9* | *8,86* |
| аммония  «истинная» «кажущаяся» | NH4OH |  |  |  |  |
| 25 |  | 6,3·10-5 | 4,2 |
| 25 |  | 1,79·10-5 | 4,75 |
| бария | Ba(OH)2 | 25 |  | 2,3·10-1 | 0,64 |
| ванадия (III) | V(OH)3 | 25 | (III) | *8,3·10-12* | *11,08* |
| галлия | Ga(OH)3 | 18 | (II) | 1,6·10-11 | 10,8 |
| 18 | (III) | 4·10-12 | 11,4 |
| железа (II) | Fe(OH)2 | 25 | (II) | *1,3·10-4* | *3,89* |
| железа (III) | Fe(OH)3 | 25 | (II) | *1,82·10-11* | *10,74* |
| 25 | (III) | *1,35·10-12* | *11,87* |
| кадмия | Cd(OH)2 | 30 | (II) | *5,0·10-3* | *2,30* |
| кальция | Ca(OH)2 | 25 | (II) | 4,3·10-2 | 1,37 |
| кобальта (II) | Co(OH)2 | 25 | (II) | *4·10-5* | *4,4* |
| лантана | La(OH)3 | 25 | (III) | 5,2·10-4 | 3,30 |
| лития | LiOH | 25 |  | 6,75·10-1 | 0,17 |
| магния | Mg(OH)2 | 25 | (II) | *2,5·10-3* | *2,60* |
| марганца (II) | Mn(OH)2 | 30 | (II) | *5,0·10-4* | *3,30* |
| меди (II) | Cu(OH)2 | 25 | (II) | *3,4·10-7* | *6,47* |
| натрия | NaOH | 25 |  | 5,9 | -0,77 |
| никеля | Ni(OH)2 | 30 | (II) | *2,5·10-5* | *4,6* |
| свинца | Pb(OH)2 | 25 | (I) | *9,6·10-4* | *3,02* |
| скандия | Sc(OH)3 | 25 | (II) | *7,6·10-10* | *9,12* |
| стронция | Sr(OH)2 | 25 | (II) | 1,50·10-1 | 0,82 |
| таллия (I) | TlOH | 25 |  | > 10-1 | < 1 |
| тория | Th(OH)4 | 25 | (IV) | *2,0·10-10* | *9,70* |
| хрома (III) | Cr(OH)3 | 25 | (III) | *1,02·10-10* | *9,99* |
| цинка | Zn(OH)2 | 25 | (II) | *4·10-5* | *4,4* |
| Гидроксиламин | NH2OH⋅H2O | 25 |  | 9,33·10-9 | 8,03 |

**Названия кислот и кислотных остатков**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Кислота** |  | **Кислотный остаток** | **Название солей** |
| (HAlO2) | Метаалюминиевая | AlO2– | Метаалюминат |
| HAsO3 | Метамышьяковая | AsO3– | Метаарсенат |
| H3AsO4 | Ортомышьяковая | AsO43– | Ортоарсенат |
| HAsO2 | Метамышьяковистая | AsO2– | Метаарсенит |
| H3AsO3 | Ортомышьяковистая | AsO33– | Ортоарсенит |
| HBO2 | Метаборная | BO2– | Метаборат |
| H3BO3 | Ортоборная | BO33– | Ортоборат |
| H2B4O7 | Тетрарехборная | B4O72– | Тетраборат |
| HBrO | Бромноватистая | BrO– | Гипобромит |
| HBrO3 | Бромноватая | BrO3– | Бромат |
| CH3COOH | Уксусная | CH3COO– | Ацетат |
| H2CO3 | Угольная | CO32– | Карбонат |
| H2C2O4 | Щавелевая | C2O42– | Оксалат |
| HClO | Хлорноватистая | ClO– | Гипохлорит |
| HClO2 | Хлористая | ClO2– | Хлорит |
| HClO3 | Хлорноватая | ClO3– | Хлорат |
| HClO4 | Хлорная | ClO4– | Перхлорат |
| (HCrO2) | Метахромистая | CrO2– | Метахромит |
| H2CrO4 | Хромовая | CrO42– | Хромат |
| H2Cr2O7 | Двухромовая | Cr2O72– | Дихромат |
| HIO | Иодноватистая | IO– | Гипоиодит |
| HIO3 | Иодноватая | IO3– | Иодат |
| HIO4 | Метаиодная | IO4– | Метапериодат |
| H5IO6 | Ортоиодная | IO65– | Ортопериодат |
| HMnO4 | Марганцовая | MnO4– | Перманганат |
| (H2MnO4) | Марганцовистая | MnO42– | Манганат |
| H2MoO4 | Молибденовая | MoO42– | Молибдат |
| HNO2 | Азотистая | NO2– | Нитрит |
| HNO3 | Азотная | NO3– | Нитрат |
| HPO3 | Метафосфорная | PO3– | Метафосфат |
| H3PO4 | Ортофосфорная | PO43– | Ортофосфат |
| H4P2O7 | Дифосфорная (пирофосфорная) | P2O74– | Дифосфат (пирофосфат) |
| H3PO3 | Фосфористая | НPO32– | Фосфит |
| H3PO2 | Фосфорноватистая | H2PO2– | Гипофосфит |
| H2SO3 | Сернистая | SO32– | Сульфит |
| H2SO4 | Серная | SO42– | Сульфат |
| H2S2O3 | Тиосерная | S2O32– | Тиосульфат |
| H2S2O7 | Дисерная (пиросерная) | S2O72– | Дисульфат (пиросульфат) |
| H2S2O8 | Пероксодисерная (надсерная) | S2O82– | Пероксодисульфат (персульфат) |
| H2SeO3 | Селенистая | SeO32– | Селенит |
| H2SeO4 | Селеновая | SeO42– | Селенат |
| H4SiO4 | Ортокремниевая | SiO44– | Ортосиликат |
| H2SiO3 | Метакремниевая | SiO32– | Метасиликат |
| (HVO3) | Ванадиевая | VO3– | Ванадат |
| (H2WO4) | Вольфрамовая | WO42– | Вольфрамат |

## Термодинамические константы

| Вещество | | ΔHo298, кДж/моль | ΔGo298, кДж/моль | So298, Дж/моль⋅К |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | BaCO3 (к) | -1219 | -1139 | 112 |
| BaO (к) | -558,1 | -528,4 | 70,3 |
| CO2 (г) | -393,51 | -394,38 | 213,68 |
| CoCO3 (к) | -722,6 | -651,0 | — |
| CoO (к) | -239,3 | -213,4 | 43,9 |
| Cs2CO3 (к) | — | -1039 | 188,7 |
| Cs2O (к) | -317,6 | -274,5 | 123,8 |
| FeCO3 (к) | -738,15 | -665,1 | 95,4 |
| FeO (к) | -264,8 | -243,3 | 60,75 |
| MgCO3 (к) | -1113 | -1029,3 | 65,7 |
| MgO (к) | -601,8 | -569,6 | 26,9 |
| Na2CO3 (к) | -1131,0 | -1047,5 | 136,4 |
| Na2O (к) | -416,0 | -377,1 | 75,27 |
| С4Н10 | -126,15 | -17,19 | 310,12 |
| С2Н6 | -84,67 | -32,93 | 229,49 |
| С3Н8 | -103,85 | -23,53 | 269,94 |
| С2Н4 | 52,30 | 68,14 | 219,45 |
| С3Н6О | -217,60 | -153,00 | 295,00 |
| С7Н8 | 50,00 | 122,03 | 320,66 |
| С5Н12 | -173,33 | -9,66 | 262,80 |
| С6Н14 | -167,20 | -0,32 | 388,40 |
| С6Н6 | 82,00 | 129,70 | 269,20 |
| С8Н10 | 29,80 | 130,60 | 360,50 |

**Произведение растворимости**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вещество | ПР | Вещество | ПР |
| Ag2CrO4 | 1.1·10-12 | Ca(IO3)2 | 7.0·10-7 |
| Ag2Cr2O7 | 1·10-10 | Co(OH)2 | 6.3·10-15 |
| Ag3AsO3 | 1·10-17 | Cu(IO3)2 | 7.4·10-8 |
| Ag3AsO4 | 1·10-22 | Cu(OH)2 | 2.2·10-13 |
| Ag2C2O4 | 3.5·10-11 | Ba(BrO3)2 | 5.5·10-6 |
| Ag2MoO4 | 2.8·10-12 | BiI3 | 8.1·10-19 |
| Ag2SO4 | 1.6·10-5 | Fe(OH)2 | 3·10-10 |
| Li3PO4 | 3.2·10-9 | Mg(OH)2 | 2.7·10-9 |
| Mn(OH)2 | 1.5·10-9 | Pb(BrO3)2 | 8.0·10-6 |
| Pb(IO3)2 | 2.6·10-13 | Tl3PO4 | 6.7·10-8 |