

Министерство высшего и среднего специального образования РСФСР

ГОРЬКОВСКИЙ ОРДЕНА ТРУДОВОГО КРАСНОГО ЗНАМЕНИ
ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ имени А.А. Жданова

СВОЙСТВА S- и P- МЕТАЛЛОВ

Методические указания
для проведения практических и лабораторных занятий
по курсу общей и неорганической химии
для студентов нехимических специальностей

Часть 1

Горький 1987

УДК 546 (075)

Свойства s- и p- металлов. Методические указания для практических и лабораторных занятий по курсу общей и неорганической химии. – Горький: ГПИ им. А.А.Жданова, 1987

Методические указания предназначены для студентов нехимических специальностей при изучении раздела «Свойства s- и p- элементов и их соединений». Они включают основные программные вопросы и краткое описание лабораторных работ. Даны варианты заданий, рассчитанные на индивидуальную работу студентов.

Составители: В.Н.Флёров, Л.А.Смирнова
Научный редактор Ю.М.Тюрин
Редактор И.И. Морозова

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Лабораторные работы являются одной из важнейших составных частей курса химии. Для их выполнения студенту необходимо познакомиться с лабораторным оборудованием, измерительными приборами, а также с техникой проведения основных лабораторных операций.

Поскольку в химической лаборатории находятся электроприборы, газ, ядовитые и огнеопасные вещества, студенты должны строго соблюдать правила внутреннего распорядка и техники безопасности.

До начала лабораторных занятий студенты должны пройти инструктаж по технике безопасности. Кроме того, перед выполнением каждой лабораторной работы преподаватель указывает необходимые дополнительные меры предосторожности.

Перед каждым лабораторным занятием студент должен изучить соответствующий раздел учебника, конспекта лекций и описание лабораторной работы, тогда лабораторные занятия будут полезными и продуктивными.

За каждым студентом в лаборатории закрепляется определённое рабочее место. Во время работы на лабораторном столе должны находиться только необходимые приборы, реактивы и лабораторный журнал. Портфели, книги и другие предметы следует убирать в ящик стола. Студент обязан следить за порядком на своём рабочем месте и поддерживать его чистоту. Если на лабораторном столе будет что-либо разбито или рассыпано, стол надо немедленно вытереть (если необходимо, вымыть).

В химической лаборатории разрешается работать только в халате, во время работы соблюдать тишину.

С вопросами, возникающими в процессе работы, студенты должны обращаться к преподавателю. Все необходимое для опытов (реактивы, материалы, оборудование) выдаёт дежурный лаборант.

За чистоту и порядок в лаборатории отвечает дежурный студент. Дежурный студент принимает рабочие места у студентов, закончивших выполнение лабораторной работы, и сдаёт лабораторию лаборанту. Дежурный студент должен получить у лаборанта всё необходимое для проведения лабораторной работы, а после окончания занятия сдать.

При проведении эксперимента необходимо соблюдать следующие правила:

1. Опыт проводят всегда в чистой посуде.
2. Нельзя выливать избыток реактива из пробирки обратно в реактивную склянку.
3. Сухие соли набирают чистым шпателем или ложечкой, причём избыток реактива нельзя высыпать обратно в склянку.
4. Не следует путать пробки от разных склянок.
5. Нельзя уносить реактивы общего пользования на своё рабочее место.
6. Внимательно наблюдайте за ходом опыта, отмечая и записывая каждую его особенность (выпадение осадка и его растворение, изменение окраски, температуры, выделение газов и т.д.).
7. После опытов остатки металлов в раковину не выбрасывают, а собирают в специальную банку.
8. Нельзя выливать в раковину отработанные концентрированные кислоты и щёлочи, используйте для этого банки, установленные под тягой.
9. Бумагу и остатки твёрдых веществ выбрасывают в урну.
10. Без указания преподавателя не проводите никаких дополнительных опытов.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ

1. Не трогайте, не включайте и не выключайте без разрешения преподавателя рубильники и электрические приборы.
2. Не загромождайте своё рабочее место лишними предметами.
3. Опыты всегда нужно делать с таким количеством (или концентрациями) веществ и в такой последовательности и условиях, которые указаны в руководстве.

4. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении вещества по запаху склянку следует держать на расстоянии и направлять движением руки воздух от отверстия склянки к носу.

5. Опыты с ядовитыми, агрессивными и неприятно пахнущими веществами необходимо проводить в вытяжном шкафу.

6. Работы с кислотами или щелочами нужно проводить так, чтобы реактивы не попали на одежду, лицо и руки. Наливая раствор в пробирку, её надо держать на некотором расстоянии от себя.

7. Все работы с концентрированными кислотами и щелочами проводить только под тягой.

8. При нагревании жидкости в пробирке её нужно держать отверстием в сторону от себя и от людей, находящихся рядом. Не следует приближать лицо к сосуду, в котором нагревается жидкость, так как при разбрызгивании в результате кипения она может попасть в лицо.

9. Нельзя выпаривать на рабочих столах вещества, образующие вредные газы, например кислоты, аммиачные растворы, жидкости, содержащие сероводород, хлор, бром, хлористоводородную кислоту и т.д.

10. Опыты, в которых реакции протекают бурно, следует проводить, приняв надлежащие меры предосторожности, обязательно в предохранительных очках.

11. Во избежание случайных отравлений запрещается пользоваться для питья какой-либо химической посудой без разрешения лаборанта.

12. При приготовлении растворов серной кислоты кислоту нужно лить в воду, а не наоборот, поскольку вследствие сильного местного разогревания возможно разбрызгивание концентрированной кислоты.

ПРАВИЛА ПРОТИВОПОЖАРНОЙ БЕЗОПАСНОСТИ.

1. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителем, ящиком с песком и листовым асбестом. Имеются также байковые одеяла, которые могут использоваться для гашения небольших очагов пламени или горячей одежды на человеке.

2. Осторожно обращаетесь с нагревательными приборами. При перегорании электроплитки отключите её от сети.

3. При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь под руками листовой асбест, песок, войлок.

4. В случае воспламенения горючих веществ быстро погасите горелку, выключите электронагревательные приборы, отставьте сосуд с огнеопасным веществом и тушите пожар:

а) горящие жидкости прикройте асбестом, а затем, если нужно, засыпьте песком, но не заливайте водой;

б) загоревшийся фосфор гасите мокрым песком или водой;

в) в случае воспламенения щелочных металлов гасите пламя только сухим песком, но не водой;

5. В случае пожара в лаборатории немедленно вызовите пожарную команду, до её прихода воспользуйтесь углекислотным огнетушителем.

ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАТНЫХ СЛУЧАЯХ

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, - порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. В особо серьёзных случаях необходимо немедленно обратиться к врачу.

Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка. Основные правила первой помощи сводятся к следующему:

1. При ранении стеклом необходимо удалить осколки из раны, удалить кровь с пореза ватой, смоченной спиртом или раствором перманганата калия, смазать рану йодом и перевязать бинтом.

2. При тепловом ожоге надо смочить обожженное место раствором перманганата калия, затем смазать мазью от ожогов, вазелином или раствором пищевой соды и перевязать бинтом.

3. При ожоге кислотами обожженное место помыть большим количеством воды (лучше тёплой). Ещё лучше обмыть 2% -ным раствором чайной соды, смазать обожженное место вазелином и перевязать бинтом. При ожогах глаз хорошо промыть чистой водой или 2% -ным раствором соды. Для успокоения боли пустить 1-2 капли кострового масла.

4. При ожогах щёлочью смыть водой (лучше тёплой), а ещё лучше 2% -ным раствором уксусной или борной кислот, смазать борным вазелином или 5% -ным раствором марганцевокислого калия и перевязать бинтом. При ожогах глаз промыть 1% -ным раствором борной кислоты и пустить 1-2 капли кострового масла.

5. При отравлении газом немедленно вывести пострадавшего на свежий воздух, давая нюхать раствор аммиака.

6. При поражении электричеством выключить ток или устранить контакт при помощи резиновых перчаток или сухой деревянной палки. Применять искусственное дыхание и немедленно вызвать скорую помощь.

ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. Какие свойства являются характерными признаками металла? Как эти свойства у элементов главных подгрупп?
2. Как изменяются свойства высших оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп? Почему?
3. Чем обусловлено сходство и различие в свойствах элементов одной подгруппы?
4. Исходя из положения элемента №11 в периодической системе опишите его химические свойства.
5. Определите, в каком периоде и в какой группе находится элемент магний с порядковым номером 12. Какие свойства будут у магния?
6. Установите химические свойства элемента с порядковым номером 20, исходя из строения его атома.
7. Определите место элемента (период, группу, подгруппу), его свойства, формулу и характер его высшего окисла, если порядковый номер элемента следующий: а) 15; б) 12; в) 7.
8. Какой из s – элементов подгруппы 2-А является более сильным восстановителем по отношению к хлору.
9. Как меняется сила кислот в ряду HF, HCl, HBr, HI ?
10. Исходя из величины потенциалов ионизации укажите, какой из приведённых элементов Li, Na, K, Rb, Cs проявляет наиболее ярко выраженные металлические свойства.
11. Исходя из величины электропроводности, укажите, как в приведённом ряду элементов F, Cl, Br, I изменяется способность принимать электроны.
12. Как изменяется восстановительная способность элементов в подгруппах 1 и 2 групп, находящихся: а) в состоянии газообразных атомов; б) в виде металлов в водных растворах?
13. Составьте электронные формулы атомов элементов главной подгруппы второй группы. Укажите валентные электроны и распишите их по атомным орбиталиям.
14. Как изменяются радиусы атомов и величины энергии ионизации элементов главной подгруппы второй группы с увеличением порядного номера элемента?
15. Как отражается на химическом поведении элементов изменение радиусов их атомов и величин энергии ионизации атомов?
16. Исходя из размеров атомов металлов, укажите, в каком соединении $Ca(OH)_2$ или $Ba(OH)_2$ связь между металлом и кислородом более прочная, какой из гидроксидов более сильное основание.
17. Какие свойства s – металлов характеризует их как активные восстановители? Как изменяется восстановительная способность элементов 1-А и 2-А групп по мере увеличения порядного номера? Почему?
18. Чем можно объяснить наиболее отрицательное значение стандартного электродного потенциала у лития по сравнению с другими s – металлами?

БЕРИЛИЙ, МАГНИЙ

19. Какими свойствами обладают гидроксиды элементов главной подгруппы второй группы? Напишите уравнения диссоциации данных гидроксидов.
20. Взаимодействие бериллия с водой, растворами кислот и щелочей. Напишите уравнения диссоциации данных гидроксидов.
21. Чем объяснить, что бериллий, имея высокий отрицательный электродный потенциал, практически не растворяется в воде?
22. Составьте уравнения реакций взаимодействия бериллия с кислородом, серой и азотом.

23. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции получения гидроксида бериллия. Напишите уравнение реакций, подтверждающих его амфотерные свойства.

24. В чём причина различного поведения магния и бериллия в водном растворе щёлочи?

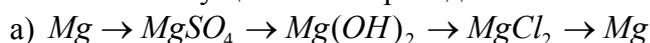
25. Взаимодействие магния с кислородом, водой, водными растворами кислот и щелочей.

26. Как влияет кислотность раствора на скорость коррозии (растворения) магния и бериллия? Покажите графически эту зависимость в координатах: скорость коррозии – pH раствора. Объясните разный ход кривых.

27. С помощью каких реакций можно получить дигидроксид магния? Добавлением какого реактива можно растворить дигидроксид магния: 1) раствора соляной кислоты; 2) раствора серной кислоты; 3) раствора щёлочи; 4) раствора хлорида натрия? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций.

28. В раствор, содержащий нитрат магния прилили раствор фторида натрия. Какой осадок образуется?

29. Как можно осуществить переходы:



Напишите уравнения соответствующих реакций.

30. Объясните, почему магний не взаимодействует с водой при комнатной температуре, но реагирует при нагревании; почему магний может растворяться в водном растворе хлорида аммония?

31. Какие продукты образуются при горении магния на воздухе? Как они взаимодействуют с водой?

32. Почему горящий магний нельзя тушить водой? Написать соответствующие уравнения.

33. Разберите катодный и анодный процессы, протекающие при электролизе расплава хлорида магния и его водного раствора.

34. К осадку гидроксида магния отдельно прибавляли: а) избыток щёлочи, б) раствор сульфата аммония, в) раствор сульфата натрия, г) раствор соляной кислоты. Во всех ли случаях произошла реакция? Напишите уравнения возможных реакций.

35. Какое свойство магния позволяет применять его для изготовления осветительных ракет, зажигательных снарядов, сигнальных огней и т.п.?

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Опыт 1. Горение магния на воздухе и в азоте

Ленту магния зачистить наждачной бумагой, взять пинцетом и поджечь пламенем горелки. Затем внести горящую ленту в цилиндр, заполненный азотом. Магний продолжает гореть, но менее интенсивно, чем на воздухе. Составить уравнения реакций, учитывая, что продуктами реакций являются MgO и Mg_3N_2 .

Опыт 2. Получение оксида магния и его взаимодействие с водой

Взять пинцетом 2-3 см магниевой ленты и поджечь её в пламени горелки. Как только магний загорится, вынуть его из пламени и держать над тиглем. Образовавшийся оксид магния сбросить в тигель (отметьте цвет полученного оксида магния), прибавить туда же несколько капель дистиллированной воды, размешать всё стеклянной палочкой и перелить содержимое тигля в пробирку. Почему жидкость мутная?

Напишите уравнения реакций получения оксида магния и его растворения в воде. Доказать образование в растворе $Mg(OH)_2$, добавив одну каплю фенолфталеина. Образование каких ионов при реакции вызвало изменение окраски? Отметьте слабую растворимость гидроксида магния в воде (0,001 моль/л) по сравнению с гидроксидами щелочных металлов.

Опыт 3. Восстановление магнием диоксида углерода

Химический стакан заполняют CO_2 , получающимся в аппарате Кипа, вносят в стакан немного металлического магния (в виде стружки), которой предварительно поджигают на воздухе. Эти операции проводят под наблюдением лаборанта. Наблюдают горение магния в CO_2 . Какие продукты реакции получаются? Напишите уравнение реакции взаимодействия диоксида углерода с магнием. К какому типу химических реакций относятся реакции в проделанных опытах? Чем является магний в этих реакциях?

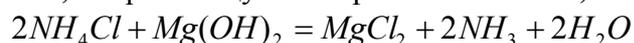
Опыт 4. Получение нитрида магния

3-4 микрошпателя порошка магния заверните в мелкую медную сетку и прокалите в верхней части пламени горелки в течение 3-5 минут. Дайте сетке остыть и опустите в чашку с дистиллированной водой. Отметьте по запаху выделение аммиака.

Напишите уравнения реакций взаимодействия магния с азотом воздуха, с образованием нитрида магния и разложения нитрида магния водой, сопровождающегося выделением аммиака. Какое вещество является вторым продуктом реакции?

Опыт 5. Взаимодействия магния с водой

В две пробирки налить воды, добавить по 3-4 капли фенолфталеина и насыпать в каждую немного свежеприготовленных опилок магния. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Одну пробирку нагреть, а в другую добавить раствор хлорида аммония. В обоих случаях наблюдается протекание реакции. Хлорид аммония растворяет плёнку гидроксида магния, покрывающую поверхность металла,



И металл начинает бурно взаимодействовать с водой. Написать уравнение реакции взаимодействия магния с водой. На образование каких ионов в растворе указывает появление окраски фенолфталеина.

Опыт 6. Взаимодействие магния с соляной кислотой

В пробирку поместите магний и прилейте 2-3 мл 2н HCl . Отметьте наблюдения. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции.

Опыт 7. Взаимодействие магния с серной кислотой

В две пробирки положите по одной стружке магния и налейте в одну пробирку 2-3 мл 2н раствор серной кислоты, в другую – такой же объём концентрированной серной кислоты. Отметьте наблюдения. Какие выделяются газы?

Опыт 8. Взаимодействие магния с азотной кислотой

В три пробирки поместите магниевую стружку и прилейте по 2-3 мл: в одну пробирку концентрированную HNO_3 , во вторую азотную кислоту умеренной концентрации (пл. 1,2 г/см³), а в третью – 0,1н HNO_3 . Какой продукт восстановления азотной кислоты получается в каждом случае? Обратите внимания на цвет выделяющихся

газов. В третьей пробирке качественной реакцией (реактив Несслера) обнаружьте ион NH_4^+ . Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 9. Получение гидроксида магния и изучение его свойств

В три пробирки внесите по 3-5 капель соли магния и такой же объём 0,1н раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет и характер выпавшего осадка. В одну из пробирок внесите несколько капель раствора соляной кислоты, в другую – избыток раствора щёлочи, в третью – раствор хлорида аммония. В каких пробирках растворился осадок? Каков химический характер гидроксида магния? Напишите уравнения реакций: получения гидроксида магния и его растворения в кислоте и в растворе соли аммония.

Пользуясь правилом произведения растворимости, объясняете растворения гидроксида магния в хлориде аммония и в соляной кислоте. В каком реактиве растворение гидроксида магния идёт легче: в соляной кислоте или в растворе хлорида аммония? Почему? Как смещается равновесие в системе насыщенного раствора гидроксида магния под действием иона NH_4^+ ?

Опыт 10. Образование малорастворимых солей магния

а) получение карбоната гидроксомагния

В пробирку с 2-3 каплями раствора соли магния добавьте по каплям раствор карбоната натрия до выпадения осадка. Отметьте цвет осадка и выделение двуокиси углерода. Испытайте отношение осадка основной соли магния к соляной кислоте. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций образования основного карбоната магния, учитывая участие в реакции воды и принимая формулу соли $(MgOH)_2CO_3$ и его растворения в кислоте

б) растворение карбоната гидроксомагния в хлориде аммония

В пробирку с осадком карбоната гидроксомагния прибавьте 508 капель раствора хлорида аммония. Что происходит с осадком?

Напишите уравнение реакции, сопровождающейся образованием хорошо растворимых в воде солей $MgCl_2, (NH_4)_2CO_3$. Эта реакция позволяет отделять соли магния от солей щелочноземельных металлов, карбонаты которых мало растворимы в NH_4Cl

АЛЮМИНИЙ

36. Опишите электродные процессы, протекающие при электролитическом методе получения алюминия. Почему алюминий нельзя получать электролизом водного раствора его соли?

37. Почему алюминий, являясь активным металлом, достаточно устойчив в атмосферных условиях к воде?

38. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными растворами кислот: соляной, серной и азотной, а также с растворами щёлочи.

39. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными растворами кислот: соляной, серной и азотной. В какой из перечисленных кислот можно перевести алюминий в пассивное состояние?

40. Объясните, почему алюминий после выдерживания в растворе соли ртути (+2) вытесняет водород из воды и окисляется на воздухе с образованием белого рыхлого налёта – гидроксида алюминия. Напишите уравнения соответствующих реакций.

41. В каком растворе: сульфата или хлорида меди алюминий энергично вытесняет медь? Какие ионы оказывают разрушающее действие на защитную плёнку на поверхности алюминия? Напишите уравнения протекающей реакции.

42. Покажите графически зависимость скорости коррозии алюминия от pH раствора (на вертикальной оси – скорость коррозии, на горизонтальной – pH раствора). Объясните ход кривой.

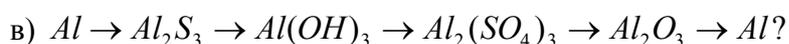
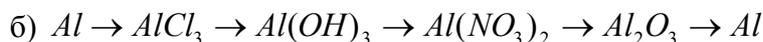
43. Как можно получить гидроксид алюминия? Какими свойствами он обладает? Какими реакциями можно подтвердить его свойства?

44. При высоких температурах алюминий образует соединения с углеродом и азотом, соответственно карбид и нитрид алюминия. Напишите уравнения реакций получения этих соединений. Напишите уравнения взаимодействия нитрида алюминия с водой и карбида с раствором соляной кислоты.

45. В одной из пробирок находится раствор хлорида магния, в другой – хлорида алюминия. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно определить, какой раствор находится в каждой пробирке.

46. Что представляют собой алюмо-аммониевые квасцы? Напишите уравнения диссоциации этой соли. Как из алюмо-аммониевых квасцов можно получить: а) гидроксид алюминия; б) гидроксиалюминат натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

47. С помощью каких реакций можно осуществить ряд превращений:



48. Что называется алюмотермией? Какое свойство алюминия лежит в основе этого процесса?

49. В результате каких реакций можно получить гидроксид алюминия а) из металлического алюминия, б) из корунда? Напишите уравнения соответствующих реакций.

50. К избытку раствора хлорида алюминия прибавили несколько капель едкого натра; к избытку раствора едкого натра прибавили несколько капель хлорида алюминия. В каком случае выпал осадок? Объясните, почему в одном случае выпал осадок, а в другом нет, написав соответствующие уравнения реакций.

51. Наметьте методику лабораторного получения оксида алюминия из нитрата алюминия; сульфата алюминия из оксида алюминия, алюмината калия из квасцов.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Опыт 1. Обнаружение оксидной плёнки на поверхности алюминия

Закрепите в штативе полоску алюминия в горизонтальном положении и осторожно нагрейте её нижний конец пламенем горелки. Наблюдайте вертикальное провисание полоски в стекание расплавленного алюминия вниз раздувшегося «мешочка». Почему расплавленный алюминий не капает? При каких условиях образуется оксидная плёнка на поверхности алюминия?

Опыт 2. Горение алюминиевой пудры в пламени горелки

Алюминиевую пудру внести в пламя горелки на кончике шпателя и высыпать. Объясните наблюдаемое. (Работать под тягой!)

Опыт 3. Алюмотермия (Работать под тягой!)

Термит – сухую смесь порошков Fe_3O_4 (25%) и Al (75%) – внесите в тигель из термостойкого материала, высыпьте в середину зажигательную смесь и укрепите в ней магниевую ленту. Установите тигель за защитным экраном на асбестовом листе и

подожгите ленту магния. Объясните наблюдаемое. Какое практическое значение находит термит?

Опыт 4. Взаимодействие алюминия с йодом (Работать под тягой!)

В тигель или фарфоровую чашечку поместите по одному микрошпателью мелко растёртого йода и алюминиевой пудры. Порошки тщательно перемешивают стеклянной палочкой. Смесь собирают горкой и пипеткой наносят на её вершину две капли воды. Если в течение 1,5 минут реакция не начинается (не наблюдается вспышка), то прибавьте ещё каплю воды. Как только реакция начинается, тигель или чашечку с смесью накрывают двухлитровым стеклянным стаканом. Написать уравнение реакции. (Вода в данном случае является катализатором).

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с серой

В фарфоровый тигель поместите 1-2 г алюминиевых опилок, закройте тигель крышкой и укрепите его на фарфоровом треугольнике в штативе (под тягой с опущенным стеклом). Тигель с опилками накалите пламенем горелки, соблюдая осторожность, бросьте щипцами в тигель серу и удалите горелку. В результате реакции тигель может сильно раскалиться. Вслед за первым кусочком бросьте второй и т.д., пока не прекратится раскаливание массы. После охлаждения тигля извлеките из него Al_2S_3 .

Опыт 6. Окисление алюминия перманганатом калия

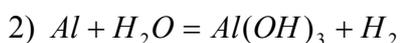
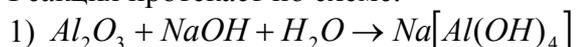
В пробирку налейте 1 мл 3N раствора серной кислоты, каплю раствора перманганата калия и всыпьте немного порошка алюминия. Через некоторое время наблюдайте обесцвечивание раствора. Обесцвечивание раствора перманганата калия происходит в результате восстановления Mn^{+7} до Mn^{+2} . Составьте уравнение реакции.

Опыт 7. Взаимодействие алюминия с водным раствором щёлочи

В пробирку с алюминиевой стружкой прилейте 2 мл дистиллированной воды. Почему реакция не идёт? Добавьте к содержимому пробирки 5-6 мл 40%-ного NaOH. Отметьте интенсивное выделение водорода.

Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности сплошной оксидной плёнки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щёлочь растворяет оксидную плёнку с образованием гидроксиалюмината.

Реакция протекает по схеме:



Подберите коэффициенты к данным реакциям.

Опыт 8. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой

В пробирку поместите стружку алюминия и прилейте 2-3 мл HCl концентрации 1:1. Почему реакция выделения газа идет не сразу? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции первичного и вторичного процессов. Объясните все наблюдения.

Опыт 9. Взаимодействие алюминия с серной кислотой

В две пробирки положите алюминиевую стружку и прилейте по 2-3 мл в одну 2н серной кислоты, а в другую – концентрированную серную кислоту. Что наблюдаете?

Подогрейте пробирку с 2н серной кислотой и отметьте влияние температуры на скорость растворения в ней алюминия.

Процесс растворения алюминия в концентрированной серной кислоте при комнатной температуре практически не происходит. Осторожно нагрейте пробирку. По запаху установите выделение SO_2 . При дальнейшем нагревании наблюдается появление мути (выделение свободной серы). Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 10. Взаимодействие алюминия с азотной кислотой

В три пробирке поместите алюминиевую стружку и прилейте по 2-3 мл: в первую пробирку – концентрированной азотной кислоты, во вторую 3н азотной кислоты, а в третью - ,01н азотную кислоту. Отметьте, что реакция с концентрированной азотной кислотой не идёт. Какие продукты реакции получаются во второй и третьей пробирках? Пробирку с концентрированной азотной кислотой нагрейте. Обратите внимание на цвет выделяющихся газов. Напишите уравнения реакций.

Опыт 11. Пассивация алюминия

а) концентрированной азотной кислотой

В пробирку с раствором соляной кислоты 1:1 (5-8 капель) опустите алюминиевую пластинку или проволоку. Наблюдайте выделение водорода. Выньте пластинку, омойте водой и на 2-3 минуты поместите в концентрированную азотную кислоту. Затем выньте алюминий из азотной кислоты, снова обмойте водой и опять опустите в раствор соляной кислоты. Выделяется ли водород? Что произошло с алюминием?

б) дихроматом калия

Алюминиевую пластинку погрузите на 5 минут в 10% раствор $K_2Cr_2O_7$. Затем пластинку промойте и испытайте отношение этой пластинки к соляной кислоте. Объясните уменьшение химической активности алюминия, обработанного в растворе дихромата.

Опыт 12. Электролитическое оксидирование алюминия и его сплавов

Алюминиевую пластинку погрузите на 1-2 мин в 10% раствор едкого натра для обезжиривания и снятия естественной пленки. Помойте под краном водой и присоедините в качестве анода к крышке электролизёра. Катодом является свинцовая пластинка. Налейте в электролизёр 20%-ный раствор серной кислоты, включите ток и опустите электроды. Быстро отрегулируйте силу тока (плотность тока должна быть 0,8-2 А/дм², а напряжение 10-12В). Через пять минут образуется хорошая оксидная плёнка, обладающая адсорбционными свойствами, благодаря чему её можно окрашивать. Промойте пластинку водой и погрузите на 2-3 мин в 2% раствор анилиновой краски. Промытая пластинка окрашена в жёлто-оранжевый цвет, который при высушивании переходит в бронзовый.

Опыт 13. Активность амальгамированного алюминия.

Алюминиевую пластинку или проволоку погрузите в разбавленный раствор щёлочи и выдержите до интенсивного выделения водорода. Затем выньте её из пробирки, промойте холодной водой и опустите на несколько секунд в пробирку с нитратом ртути (2). Выньте пластинку из раствора, быстро промойте её водой и оставьте лежать на воздухе. Наблюдайте образование на поверхности амальгамированного алюминия рыхлого белого налёта оксида алюминия.

При взаимодействии алюминия с солью ртути на поверхности металла образуется амальгама, что даёт возможность металлу проявить свою химическую активность.

Опыт 14. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия

Ион хлора является сильным активатором коррозии. Его присутствие в растворе способствует разрушению защитной плёнки оксида алюминия, вследствие чего коррозия усиливается.

В две пробирки положите по кусочку алюминия и добавьте в одну из них 5-6 капель раствора сульфата меди. Отметьте различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй он быстро покрывается налётом меди. Напишите соответствующее уравнение реакции.

Опыт 15.

В две пробирки внесите по 2-3 капли раствора соли алюминия и по 2-3 капли 2н раствора едкого натра до образования насадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавьте 3-5 капель 2н раствора соляной кислоты, в другую – столько же 2н раствора едкого натра. Что происходит в обоих случаях? Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Напишите уравнения реакций: получение гидроксида алюминия и его взаимодействие с соляной кислотой и едким натром, учитывая, что в щелочной среде образуется комплексный ион $[Al(OH)_4]^-$.

КРЕМНИЙ. ОЛОВО. СВИНЕЦ.

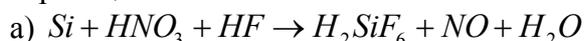
52. Составьте электронные формулы атомов элементов главной подгруппы четвёртой группы: укажите валентные электроны и распишите их по атомным орбиталям.

53. Какие степени окисления характерны для атомов элементов главной подгруппы четвёртой группы? Дайте формулы соответствующих оксидов и гидроксидов.

54. Почему гидроксиды металлов 4 группы главной подгруппы нельзя получить растворением оксидов в воде? Как они получают? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

55. В трёх пробирках находятся: 1) аморфный кремний; 2) олово; 3) свинец. В каждую пробирку добавили в избытке раствор гидроксида натрия. Составить уравнения реакций, зная, что кремний окисляется до $Si(+4)$, а олово и свинец до $Sn(+2)$ и $Pb(+2)$, образуя гексагидроксокомплексы.

56. Взаимодействие кремния с кислотами и щелочами. Составьте полученное уравнение реакций и назовите их тип:



Укажите окислитель и восстановитель.

57. Объясните основные химические свойства олова с точки зрения строения атома. Каковы характерные степени окисления олова? Какие свойства, кислотные или основные, проявляет диоксид олова и его гидроксид?

58. Составить уравнения реакций взаимодействия олова: а) с концентрированной серной кислотой с образованием SO_2 ; б) с концентрированной азотной кислотой с образованием β -оловянной кислоты H_2SnO_3 ; в) с разбавленной азотной кислотой на холоду с образованием нитрата аммония; г) с раствором щёлочи. В состав какого соединения входит олово после реакции.

59. Докажите с помощью химических реакций амфотерность диоксида и тетрагидроксида олова. Какие соединения проявляют ярче основные свойства: SnO или SnO_2 ? $Sn(OH)_2$ или $Sn(OH)_4$?

60. При взаимодействии гидроксида висмута с тетрагидроксоанатом натрия образуется металлический висмут. Запишите уравнения реакции. К какому типу она относится? Какие свойства проявляет здесь Sn(+2)?
61. Дайте графическую зависимость скорости коррозии (растворения) от pH среды для процесса коррозии оловянных изделий.
62. Напишите уравнения реакций получения станнита и станната калия из сульфата олова (2). В чём принципиальное различие обеих реакций?
63. Какие процессы будут протекать в растворе, содержащем ионы Sn(+2) и Pb(+2), при добавлении небольшого количества щёлочи, а затем избытка её. Напишите уравнения реакции.
64. В раствор соли свинца $Pb(NO_3)_2$ опущены пластинки цинка и серебра, а в растворы нитратов серебра и цинка опущены пластинки свинца. Пользуясь стандартными электродными потенциалами металлов, напишите уравнения возможных реакций.
65. Какой из оксидов обладает более кислотными свойствами: а) PbO и SnO; б) PbO и PbO_2 ? Чем это объяснить?
66. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения: а) дигидроксида олова, исходя в одном случае из его хлорида, в другом из станнита калия; б) дигидроксида свинца из ацетата свинца в одном случае и из плюмбита калия в другом.
67. Напишите схемы равновесия диссоциации амфотерных гидроксидов: дигидроксида свинца и тетрагидроксида олова.
68. Как осуществить превращения:
- $Sn^{2+} \rightarrow [Sn(OH)_6]^{4-}$
 - $[Pb(OH)_6]^{4-} \rightarrow Pb^{2+}$
 - $PbO_2 \rightarrow Pb^{2+}$
 - $Sn^{2+} \rightarrow [Sn(OH)_6]^{2-}$
 - $Pb^{2+} \rightarrow PbO_2$
 - $[Sn(OH)_6]^{4-} \rightarrow Sn^{2+}$
69. Сплав свинца с оловом нагревали с концентрированной азотной кислотой до прекращения реакции. Нерастворившийся осадок был отфильтрован, высушен, прокалён. Каков состав осадка? Что находится в растворе?
70. При растворении свинца в концентрированной серной кислоте образуется кислая соль. Составьте уравнения реакции, используя метод электронного баланса.
71. Составьте реакции взаимодействия свинца: 1) с концентрированной и разбавленной азотной кислотой; 2) с раствором NaOH
72. Три свинцовые пластинки опустили в растворы: а) нитрата меди; б) нитрата цинка; в) разбавленной азотной кислоты. Что произойдёт с массой пластинки в каждом случае? Ответ поясните с помощью химических реакций.
73. Докажите на примере химических реакций амфотерность тетрагидроксида свинца. Какое соединение получается при его взаимодействии со щёлочью? Составьте уравнение его диссоциации.
74. Действием каких реактивов можно разделить находящиеся совместно в растворе ионы Sn (2+) и Pb (2+)? Напишите уравнения соответствующих реакций.
75. Какие твёрдые продукты получают в растворах и могут быть выделены из растворов, образующихся при действии на олово разбавленных и концентрированных соляной, серной и азотной кислот?
76. Почему для получения гидроксида свинца (2) обычно используется избыток водного раствора аммиака, но не избыток щёлочи?
77. Чем объясняется тот факт, что нерастворимые в воде $PbCl_2$ и $Pb(OH)_2$ растворяются соответственно в избытке концентрированной соляной кислоты и щёлочи?
78. Составьте ионно-молекулярные уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций указать окислитель и восстановитель, записать процессы окисления и восстановления:

- а) $Pb(CH_3COO)_2 + KOH \rightarrow$
б) $Pb(CH_3COO)_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow$
в) $PbO_2 + KCrO_2 + KOH \rightarrow$
г) $PbO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$
д) $PbO + NaOH \rightarrow$
е) $Pb + H_2SO_{4\text{конц}} \rightarrow$
ж) $P_3O_4 + HNO_3 \rightarrow$
з) $SnO_2 + NaOH \rightarrow$

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Опыт 1. Получение олова восстановлением его диоксида углём

Смешайте на бумаге диоксид олова SnO_2 (2-3 микрошпателя) с двойным количеством порошкообразного угля. Пересыпьте смесь в пробирку, которую укрепите в штативе горизонтально. Небольшим пламенем горелки нагрейте смесь в течение 10-15 минут. Прекратив нагревание, дайте пробирке охладиться и высыпьте содержимое на бумагу. Отделите из смеси блестящие крупинки олова. Напишите уравнение реакции восстановления диоксида олова углём.

Опыт 2. Вытеснение олова из раствора его соли цинком

Поместите в пробирку 5-10 капель раствора хлорда олова (2). Опустите в раствор маленький кусочек металлического цинка. Что наблюдается на поверхности цинка? Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакции вытеснения цинком олова из раствора его соли. Укажите окислитель и восстановитель в данном процессе. Возможна ли аналогичная реакция, если заменить цинк железом? Медью? Ответ обосновать.

Опыт 3. Получение олова электролизом раствора его соли

Налейте в U – образный электролизёр раствор хлорида олова (2). Опустите в оба колена графитовые электроды и соедините их с источником постоянного тока (батарейкой). Через 1-2 минуты на графитовом катоде наблюдается появление блестящих кристалликов металлического олова. Напишите уравнения реакций катодного процесса. Докажите образование свободного хлора в анодном пространстве. Для этого после 4-5 минут пропускания тока выньте из электролизёра графитовый анод, прибавьте в раствор по 3-4 капли раствора иодида калия и крахмала, наблюдается синие окрашивание раствора. Напишите уравнения реакций анодного процесса.

Опыт 4. Лужение при нагревании

Пластинку из меди отчистите наждачной бумагой, промойте водой и тщательно протрите тряпкой. На пластинку положите гранулу олова, а на неё насыпьте слой хлорида аммония. Зажмите пластинку тигельными щипцами и нагрейте. Как только расплавится олово, пластинку положите на керамическую плитку и быстро разотрите куском листового асбеста олово по поверхности меди. Зачем при лужении применялся хлорид аммония?

Опыт 5. Электролитическое лужение

В электролизёр налейте электролит для лужения (7 мл концентрированной соляной кислоты, 18 г кристаллического хлорида олова и 8 г хлорида аммония в 1 литре воды).

Медные электроды зачистите наждачной бумагой, промойте водой и протрите фильтровальной бумагой. Электроды (40-80 мм) укрепите в крышке электролизёра так, чтобы расстояние между ними составляло 50-60 мм и погрузите на 2/3 в раствор. Включите ток и отрегулируйте его, чтобы он был 0,2-0,25 А, а напряжение 2,2 В.

Электролиз вести 10 минут. Выключите ток и выньте катод из раствора, промойте водой и оботрите досуха фильтровальной бумагой. Пластинку можно отполировать войлоком.

Опыт 6. Взаимодействие олова с соляной кислотой

Поместите в пробирку гранулу олова и прилейте 2- 3 мл HCl концентрации 1:1. Осторожно нагрейте содержимое и отметьте наблюдения. Какой газ выделяется? Охлаждённый раствор отлейте в другую пробирку и добавьте 2-3 капли насыщенного раствора сульфата натрия. Объясните образование чёрного осадка сульфида олова. Изменится ли характер реакции при взаимодействии олова с концентрированной соляной кислотой? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведённых реакций. Рассчитайте E^0 для окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 7. Взаимодействие олова с серной кислотой

В две пробирки положите по грануле олова и прилейте по 2-3 мл в одну – 2н серной кислоты, а в другую концентрированной, отметьте наблюдения. Осторожно подогрейте обе пробирки. Какие изменения происходят? Напишите соответствующие уравнения реакций. Поскольку в ряду напряжений олова расположено до водорода (стандартный электродный потенциал $Sn/Sn^{2+} = -0,136В$), то при взаимодействии с разбавленной серной кислотой выделяется водород и образуется сульфат олова (2). При взаимодействии олова с концентрированной серной кислотой олово окисляется до Sn (4), образуя сульфат олова. Серная кислота при этом восстанавливается до оксида серы SO_2 .

Опыт 8. Взаимодействие олова с азотной кислотой

В три пробирки положите по грануле олова и добавьте по 2-3 мл: в первую пробирку концентрированной азотной кислоты, в другую азотной кислоты умеренной концентрации, а в третью 0,1н азотной кислоты. Отметьте наблюдения.

При взаимодействии олова с азотной кислотой умеренной концентрации продуктами реакции являются оксиды азота, главным образом NO, и нитрат олова (2). На холоду с очень разбавленной азотной кислотой олово также окисляется до Sn (2), восстанавливая азотную кислоту до нитрата аммония. Докажите присутствие ионов аммония в продуктах реакции с помощью реактива Несслера, а образование ионов Sn^{2+} с помощью насыщенного сульфида натрия. Концентрированной азотной кислотой олово окисляется до оловянной кислоты H_2SnO_3 , которая выделяется в виде белого осадка. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 9. Взаимодействие олова с раствором щёлочи

Растворение олова в щелочах происходит в присутствии окислителей. Поместите в пробирку гранулу олова и прилейте 2-3 мл 2н раствора NaOH. Отметьте отсутствие реакции. В качестве окислителя добавьте в пробирку 2-3 капли 30% раствора перекиси водорода. Для доказательства присутствия в растворе ионов олова через 7-10 минут слейте раствор в чистую пробирку, нейтрализуйте его равным объёмом раствора 2н соляной кислоты и прилейте несколько капель сульфида натрия. Ион Sn (4+) образует жёлтый осадок SnS_2 . Реакция растворения олова описывается суммарным уравнением:



Опыт 10. Получение и свойства дигидроксида олова

В две пробирки с раствором дихлорида олова (3-5 капель) добавьте по 5-6 капель 2н раствора щёлочи до появления белого осадка. Исследуйте свойства полученного дигидроксида олова. Для этого в одну пробирку добавьте 3-5 капель 2н раствора соляной кислоты, в другую столько же 2н раствора едкого натра. Встряхните пробирки. Что происходит с осадком в обоих случаях? Какой вывод можно сделать о характере дигидроксида олова? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде: а) получение дигидроксида олова, б) взаимодействие его с кислотой и щёлочью. Напишите схему сложного равновесия диссоциации амфотерного дигидроксида олова. Пользуясь этой схемой, объясните равновесие дигидроксида в кислоте и щёлочи.

Опыт 11. Получение и свойства тетрагидроксида олова.

В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора тетрахлорида олова и 2н раствора едкого натра до выпадения тетрагидроксида олова. К полученному осадку до полного растворения добавьте в одну пробирку несколько капель соляной кислоты, в другую – едкого натра. Отметьте наблюдаемые явления и сделайте вывод о характере тетрагидроксида олова. Напишите уравнения реакций: а) получение тетрагидроксида олова; б) взаимодействие его с кислотой и щёлочью; в) схему равновесия диссоциации гидроксида, учитывая его амфотерный характер.

Опыт 12. Восстановительные свойства соединений олова

В пробирке 3-4 капли раствора хлорида олова (2) подкислите 2-3 каплями раствора серной кислоты и к полученному раствору по каплям прибавьте раствор $K_2Cr_2O_7$. Наблюдайте изменение окраски раствора. Прделайте аналогичный опыт взяв вместо $K_2Cr_2O_7$ окислитель $KMnO_4$. Напишите уравнение окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 13. Восстановление ионов свинца из раствора

Налейте в две пробирки по 5-6 капель раствора нитрата или ацетата свинца и опустите в одну пластинку цинка, во вторую – хорошо очищенную пластинку алюминия. Отметьте появление кристаллов свинца на поверхности металлов.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 14. Действие на свинец разбавленных щелочей

В три пробирки поместите по маленькому кусочку свинца и прилейте по 5-8 капель 2н растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Что наблюдается? Нагрейте пробирки на маленьком пламени горелки. Во всех ли пробирках идёт реакция? По охлаждении растворов добавьте к ним по 2-3 капли насыщенного раствора иодида калия – реактива на ион свинца (2). В какой из пробирок выпал жёлтый осадок иодида свинца? На основании опыта сделайте вывод, в какой кислоте практически растворяется свинец? Выделение какого газа наблюдается при растворении свинца? Почему свинец практически не растворяется в соляной и серной кислотах? Напишите уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии свинца с разбавленной азотной кислотой выделяется преимущественно NO.

Опыт 15. Действие на свинец концентрированных кислот

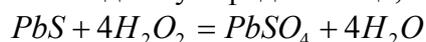
В три пробирки с небольшими кусочками свинца прилейте по 2-3 мл концентрированных кислот: соляной, серной и азотной. Отметьте, как протекает реакция на холоду. Осторожно нагрейте пробирки. Какие изменения происходят? По охлаждении

растворов добавьте к ним по 3-4 капли воды и по 2-3 капли иодида калия. В какой из пробирок выпал жёлтый осадок PbI_2 ?

Сделайте вывод, в какой из кислот свинец более растворим. Отметьте образование NO_2 при взаимодействии свинца с концентрированной азотной кислотой и SO_2 при взаимодействии с концентрированной серной кислотой. Составьте уравнения проведённых реакций (при растворении свинца в концентрированной серной кислоте образуется кислая соль $Pb(HSO_4)_2$).

Опыт 16. Взаимодействие свинца со щёлочью

В пробирку положите небольшой кусочек свинца и прилейте 2-3 мл 2н раствора едкого натра. В отсутствие окислителей реакция практически не протекает. Добавьте в пробирку в качестве окислителя 2-3 капли 30% раствора перекиси водорода. Для обнаружения образующихся ионов Pb^{2+} (в составе $[Pb(OH)_4]^{2-}$) прилейте к полученному раствору несколько капель сульфида натрия. При этом выпадает чёрный осадок PbS , а при избытке перекиси водорода – белый осадок сульфида свинца, образующийся по реакции:



Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Опыт 17. Окисление свинца на воздухе

Разрежьте кусочек свинца ножом и обратите внимание на металлический блеск среза. Оставьте разрезанный свинец на 15-20 минут на воздухе. Как изменяется блестящая поверхность среза? Составьте уравнение реакции.

Поместите кусочек свинца в фарфоровый тигель и нагрейте в пламени горелки. Что наблюдается? Какой оксид при этом получается? Составьте уравнение реакции.

Опыт 18. Получение и свойства дигидроксида свинца.

В две пробирки поместите по 2-3 капли раствора соли свинца и добавьте в каждую по несколько капель 2н раствора едкого натра до выпадения осадка. Исследуйте свойства полученного дигидроксида свинца, добавив в одну пробирку несколько капель 2н раствора азотной кислоты, в другую – 2н раствора едкого натра. Размешайте растворы и наблюдайте растворение осадков в обоих случаях.

На основании результатов опыта сделайте вывод о свойствах дигидроксида свинца. Напишите уравнения реакций получения дигидроксида свинца, его диссоциации и растворения в кислоте и щёлочи, учитывая образование в щелочной среде комплексного аниона $[Pb(OH)_6]^{4-}$. Почему в данном опыте следует пользоваться азотной кислотой, а не соляной или серной?

Опыт 19. Получение некоторых малорастворимых солей свинца

В четыре пробирки отдельно внесите по 2-4 капли 2н растворов соляной и серной кислот, растворов иодида калия и сульфида аммония. В каждую пробирку добавьте по 3-4 капли раствора соли свинца. Отметьте образование осадков и их цвет. Во все пробирки добавьте по 2-3 капли воды и нагрейте на водяной бане. Отметьте растворение хлорида и иодида свинца при нагревании. Охладите пробирки с раствором, и после охлаждения наблюдайте снова образование осадков хлорида и иодида свинца. Растворяются ли при нагревании сульфат и сульфид свинца? Написать уравнения всех протекающих реакций.

ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ

Варианты	1 задание	2 задание
1	1, 23, 35, 47(а)	55, 66(д,е), 77
2	8, 33, 38, 50	56, 69, 73
3	2, 22, 34, 47(б)	57, 71, 66
4	3, 20, 39, 44	58, 67, 78(д,е)
5	10, 25, 45, 49	59, 70, 61
6	5, 26, 41, 46	65, 72, 77
7	9, 21, 27, 47(в)	60, 68(а,б), 71
8	11, 29(а), 42, 51	61, 78(в,г), 69
9	12, 29(б), 37, 45	66, 74, 68(а,г),
10	18, 30, 36, 49	62, 73, 71
11	13, 31, 43, 48	64, 75, 78(а,е),
12	14, 24, 32, 47(в)	63, 78(а,б), 58
13	15, 29(а), 40, 43	54, 76, 62
14	16, 19, 41, 47(б)	53, 78(ж,з), 59
15	17, 27, 39, 51	52, 68(в,г), 74