# Министерство образования и науки РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

высшего профессионального образования

Новгородский государственный университет им. Ярослава Мудрого

Институт сельского хозяйства и природных ресурсов

Кафедра фундаментальной и прикладной химии

ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

*Методические указания*

*к лабораторной работе*

Великий Новгород

2013

Получение солей: Метод. указания к лабораторной работе / Сост. В.П. Кузьмичева, И.В. Летенкова. – НовГУ им. Ярослава Мудрого, Великий Новгород, 2013. – 16с.

Методические указания предназначены для cтудентов всех специальностей, изучающих химию.

**CОДЕРЖАНИЕ**

Введение 4

1 Цель работы 4

2 Основные теоретические положения 4

2.1 Классификация и номенклатура солей 4

2.2 Графические формулы солей 7

2.3 Способы получения средних солей 9

2.4.Получение кислых и основных солей 10

3 Требования техники безопасности 13

4 Экспериментальная часть 13

4.1. Взаимодействие основного оксида с кислотой 13

4.2. Взаимодействие кислотного оксида с основанием 13

4.3 Взаимодействие металла со средней солью другогометалла 14

4.4 Взаимодействие средней соли с кислотой 14

4.5 Взаимодействиесредней соли с другой средней солью 14

4.6 Образование кислой соли 14

4.7 Образование основной соли 14

5 Требования к содержанию и оформлению отчета 15

6 Вопросы и задания для самоконтроля 15

Литература 16

**ВВЕДЕНИЕ**

Индивидуальные химические вещества делят на две группы: простые и сложные вещества. Простые вещества образованы атомами одного и того же элемента (Ne, O2,O3, Zn, Cu и др.). Сложные вещества (соединения) образованы атомами различных элементов (Н2O, HNO3, Cu(OH)2, AlBr3, Cr2(SO4)3 и др.). Подавляющее большинство веществ являются сложными.

Сложные вещества делят на три класса:

– оксиды;

– гидроксиды (основания, амфотерные гидроксиды и кислородсодержащие кислоты);

– соли.

Все классы неорганических соединений тесно взаимосвязаны. Соли могут быть получены из простых веществ и практически из любого класса неорганических соединений.

**1 Цель работы**

1. Получение солей различных типов наиболее распространенными способами.

**2 Основные теоретические положения**

**2.1 Классификация и номенклатура солей**

Соли можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в кислоте на металлы или гидроксильных групп основания кислотными остатками.

При полном замещении атомов водорода в кислоте образуются **средние (нормальные) соли:**

2H3PO4 + 3Ca(OH)2 = Ca3(PO4)2 + 6H2O;

H2SO3 + 2KOH = K2SO3 + 2H2O;

Cu(OH)2 + 2HNO3 = Cu(NO3)2 + 2H2O;

2Fe(OH)3 + 3H2SO4 = Fe2(SO4)3 + 6H2O.

При неполном замещении атомов водорода в кислоте образуются **кислые соли:**

2H3PO4 + Ca(OH)2 = Ca(H2PO4)2 + 2H2O;

H3PO4 + Ca(OH)2 = CaHPO4 + 2H2O;

H2SO3  + KOH = KHSO3 + H2O.

Кислые соли образуются многоосновными кислотами, когда количество основания недостаточно для образования средней соли.

При частичном замещении гидроксильных групп в молекуле основания образуются **основные соли:**

Cu(OH)2 + HNO3 = CuOHNO3 + H2O;

Fe(OH)3 + H2SO4 = FeOHSO4 + 2H2O;

2Fe(OH)3 + H2SO4 = [Fe(OH)2]2SO4 + 2H2O.

Основные соли образуются только многокислотными основаниями, когда количество кислоты недостаточно для образования средней соли.

С точки зрения теории электролитической диссоциации солями называются электролиты, которые диссоциируют на катионы металлов (сюда относят катионы аммония NH4+) и анионы кислотного остатка.

**Средние соли:**

Cu(NO3)2 → Cu2+ + 2NO3-;

K2SO3→ 2K+ + SO32-.

**Кислые соли:**

При растворении кислых солей происходит их диссоциация на катионы металла и анионы кислого кислотного остатка.

Сa(H2PO4)2 → Ca2+ + 2H2PO4- (полная диссоциация)

H2PO4- ↔ H+ + HPO42- (частичная диссоциация)

HPO42- ↔ H+ + PO43-  (частичная диссоциация)

KHSO3 → K+ + HSO3- (полная диссоциация)

HSO3- ↔ H+ + SO32- (частичная диссоциация)

**Основные соли:**

При растворении основных солей происходит их диссоциация на основные катионы (гидроксокатионы) металла и анионы кислотного остатка.

CuOHNO3 → CuOH+ + NO3- (полная диссоциация)

CuOH+ ↔ Cu2+ + OH-  (частичная диссоциация)

[Fe(OH)2]2SO4 → 2Fe(OH)2+ + SO42- (полная диссоциация)

Fe(OH)2+ ↔ FeOH2+ + OH- (частичная диссоциация)

FeOH2+ ↔ Fe3+ + OH- (частичная диссоциация)

Соли представляют собой ионные соединения, и их названия составляются, как правило, из двух слов. Первое – латинское название аниона кислотного остатка, употребляемое в именительном падеже. Второе – название катиона металла в родительном падеже с указанием римскими цифрами в скобках его степени окисления (если металл способен находиться в разных степенях окисления).

Название аниона бескислородных кислот производят от латинского названия кислотообразующего элемента и заканчивают суффиксом «ид», например:

SnCl4 – хлорид олова (IV)

HgS – сульфид ртути (II)

KCN – цианид калия

Название анионов кислородсодержащих кислот также образуются от корня латинского названия кислотообразующего элемента с добавлением различных суффиксов в зависимости от степени окисления элемента-кислотообразователя. Высшей степени окисления соответствует суффикс «ат» например:

Ca3(PO4)2 – фосфат кальция

Cu(NO3)2 – нитрат меди (II)

Fe2(SO4)3 – сульфат железа (III)

Более низкой степени окисления элемента-кислотообразователя соответствует суффикс «ит», например:

K2SO3 – сульфит калия.

LiNO2 – нитрит лития.

Названия кислых солей образуются так же, как и средних солей, при этом в названии кислого кислотного остатка (гидроаниона) появляется приставка «гидро» с соответствующим греческим числительным (ди, три и т.д.), указывающим число атомов водорода, например:

Ca(H2PO4)2 – дигидрофосфат кальция

CaHPO4 – гидрофосфат кальция

KHSO3 – гидросульфит калия

У основных солей в названии основного катиона металла (гидроксокатиона) появляется приставка «гидроксо» с соответствующим греческим числительным, например:

CuOHNO3 – нитрат гидроксомеди (II)

FeOHSO4 – сульфат гидроксожелеза (III)

[Fe(OH)2]2SO4 – сульфат дигидроксожелеза (III)

**2.2 Графические формулы солей**

При составлении графической формулы средней или кислой соли рекомендуется следующий порядок:

1. Написать формулу соли (молекулярную), например: Fe2(SO4)3.
2. Составить графическую формулу той кислоты, которая образует данную соль.

В кислородосодержащей кислоте водородные атомы связаны с элементом, образующим кислоту, через кислород. Если атомов кислорода больше, чем водородных атомов, избыточные атомы кислорода оказываются связанными только с элементом, образующим кислоту.

Водород во всех соединениях одновалентен (H–), кислород – двухвалентен (О= или –О–). Поэтому для составления графической формулы серной кислоты нужно:

а) написать столько атомов водорода, сколько их содержится в молекуле кислоты:

H–

H–

б) каждый водородный атом через кислород соединить с атомом элемента, образующего кислоту, т.е. с серой:



в) оставшиеся кислородные атомы присоединить к атому элемента, образующего кислоту:



1. Написать графическую формулу кислотного остатка, входящего в состав соли, удалив из молекулы кислоты столько атомов водорода, сколько их замещается на металл:



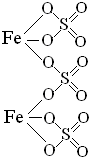
1. Написать столько кислотных остатков, сколько их входит в состав одной формульной единицы соли:







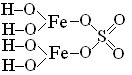
1. Соединить кислотные остатки с атомами металла, входящими в состав формульной единицы соли:



При составлении графических формул основных солей следует написать графические формулы гидроксокатионов и кислотных остатков и соединить их друг с другом. Например: [Fe(OH)2]2SO4.

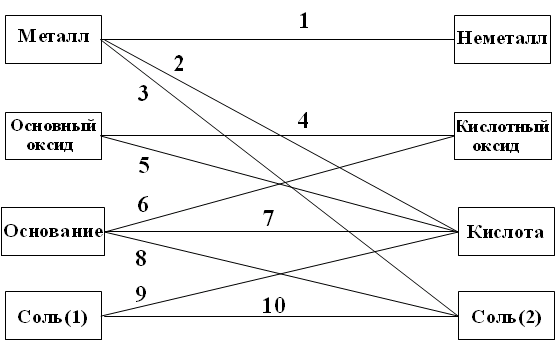
 



**2.3 Способы получения средних солей**

Способы получения средних солей представлены на схеме 1, на которой линиями соединены реагирующие вещества.

**СХЕМА 1**

****

1. Синтез из простых веществ (реакция соединения металла и неметалла):

2Fe + 3Cl2  → 2FeCl3.

1. Действие кислоты на металл:

2HCl + Mg → MgCl2 + H2↑.

1. Действие металла, стоящего левее в ряду напряжений на среднюю соль металла, находящегося в этом ряду правее:

Zn + CuSO4 → ZnSO4 + Cu.

1. Реакция соединения основного и кислотного оксидов:

BaО + SО2 → BaSO3.

1. Действие кислоты на основный оксид:

H2SO4 + СuO → CuSO4 + H2O.

1. Действие основания на кислотный оксид:

2KOH + CO2 → K2CO3 + H2O.

1. Реакция нейтрализации между кислотой и основанием:

2HNO3 + Сu(OH)2 → Cu(NO3)2 + 2H2O.

1. Реакция обмена растворимой средней соли с растворимым основанием (щелочью):

NiSO4 + 2KOH → K2SO4 + Ni(OH)2↓.

1. Реакция обмена кислоты со средней солью:

Na2SiO3 + 2HNO3 → 2NaNO3 + H2SiO3↓.

1. Реакция обмена между двумя растворимыми средними солями:

BaCl2 + K2SO4 = BaSO4↓ + 2KCl.

**2.4 Получение кислых и основных солей**

**Кислые соли** можно получить при реакциях:

1. неполной нейтрализации кислоты основанием (недостаток основания):

а) 2H3PO4 + Ca(OH)2 → Ca(Н2PO4)2 + 2H2O;

дигидрофосфат

кальция

б) H3PO4 + Ca(OH)2 → CaНPO4 + 2H2O;

гидрофосфат

кальция

1. взаимодействия кислотного оксида (ангидрида многоосновной кислоты) со щелочью:

2SO2 + Ba(OH)2 → Ba(HSO3)2

(aнгидрид

H2SO3)

1. взаимодействия основного оксида с избытком многоосновной кислоты:

Na2O + 2H2S → 2NaHS + H2O;

1. взаимодействия средней соли с кислотой:

а) для реакции можно взять ту же кислоту, которая образует соль:

CaCO3 + H2O + CO2 → Ca(HCO3)2;

гидрокарбонат

кальция

б) в реакции неполного обмена средней соли с кислотой может участвовать другая кислота (отличная от кислоты, образующей соль):

NaCl(к) + H2SO4(конц.) → NaHSO4 + HCl↑

гидросульфат

натрия

Растворимость кислых солей является промежуточной величиной между растворимостями соответствующих средней соли и кислоты. Так в ряду:

Ca2(PO4)3 — CaHPO4 — Ca(H2PO4)2 — H3PO4

наблюдается резкое увеличение растворимости: ортофосфат кальция в нейтральной среде практически нерастворим, гидрофосфат кальция малорастворим, дигидрофосфат растворим значительно лучше и, наконец, фосфорная кислота смешивается с водой в любых соотношениях.

Следует также иметь ввиду, что кислые соли обычно термически неустойчивы. При нагревании они отщепляют воду и превращаются в средние соли той же кислоты, либо в средние соли кислоты с большим содержанием ее ангидрида:

умеренное

нагревание

а) Ca(HCO3)2 CaCO3 + СO2 + H2O;

сильное

нагревание

Ca(HCO3)2 CaO + 2СO2 + H2O;

нагревание

б) 2Na2HPO4 Na4P2O7 + H2O.

**Основные соли** можно получить при реакциях:

1. неполной нейтрализациии многокислотного основания кислотой (недостаток кислоты):

а) Fe (OH)3 + HCl → Fe(OH)2Cl + H2O;

хлорид

дигидроксожелеза (III)

б) Fe (OH)3 + 2HCl → FeOHCl2 + 2H2O;

хлорид

гидроксожелеза (III)

1. взаимодействия амфотерного (основного) оксида с кислотой (недостаток кислоты):

а) Al2O3 + 2HNO3 + H2O → 2Al(OH)2NO3;

нитрат

дигидроксоалюминия

б) Al2O3 + 4HNO3 → 2AlOH(NO3)2 + H2O;

нитрат

гидроксоалюминия

1. неполного обмена между растворимой средней солью и недостатком щелочи:

2CuSO4 + 2NaOH → (CuOH)2SO4 + Na2SO4.

Растворимость основных солей является промежуточной между растворимостями соответствующих основания и средней соли. Так, растворимость увеличивается в ряду:

Fe (OH)3 — [Fe (OH)2]SO4 — FeOHSO4 — Fe2(SO4)3.

Основные соли при нагревании могут терять воду, образуя оксосоли:

t°C

Bi(OH)2ClBiOCl + H2O.

хлорид оксохлорид

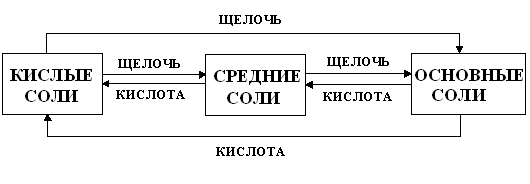
дигидроксовисмута (III) висмута (III)

Если основные соли – вещества промежуточные по составу между средними солями и основаниями, то оксосоли – вещества, промежуточные по составу между средними солями и оксидами. Как и основные соли, оксосоли при действии кислот можно перевести в средние соли:

BiOCl + 2HCl → BiCl3 + H2O.

На схеме 2 представлены взаимные превращения кислых, средних и основных солей.

**СХЕМА 2**



По схеме можно легко определить, как из средних солей получаются кислые и основные соли и, наоборот, средние соли из кислых и основных.

**Пример 1:**

Na2S + 2H2S → 2NaHS;

2NaHS + 2KOH → K2S + Na2S+ 2H2O;

2NaHS + 2HCl → 2NaCl + H2S.

**Пример 2:**

Ca(H2PO4)2 + Сa(OH)2 → 2CaНPO4↓+ 2H2O;

Ca(H2PO4)2 + 2Сa(OH)2 → 2Ca3(PO4)2↓ + 4H2O;

Ca(H2PO4)2 + H2SO4 → CaSO4↓ + 2H3PO4;

CaHPO4 + H2SO4 → CaSO4↓ + H3PO4;

**Пример 3:**

ZnCl2 + NaOH → ZnOHCl↓+ NaCl;

ZnOHCl + NaOH → Zn(OH)2↓ + NaCl;

2ZnOHCl + 2HNO3 → ZnCl2 + Zn(NO3)2 + 2H2O;

t°C

2ZnOHCl → Zn2OCl2 + H2O;

**Пример 4:**

t°C

2NaHSO4  → Na2S2O7 + H2O;

t°C

KH2PO4 → KPO3 + H2O;

t°C

2MgOHCl → Mg2OCl2 + H2O;

t°C

(CuOH)2CO3  → 2CuO + CO2 + H2O.

**3 Требования техники безопасности**

Следует аккуратно работать с реактивами: внимательно читать этикетки, держать склянки с растворами закрытыми, не путать пробки, не выливать обратно в склянки неиспользованные растворы реактивов. Строго соблюдать рекомендации по проведению опытов.

Для проведения в пробирке того или иного опыта следует брать растворы в количестве не более 1-2 мл, вредные вещества – на кончике микрошпателя.

Опыты с концентрированными растворами кислот и щелочей проводить только в вытяжном шкафу. Остатки кислот и щелочей сливать в специальную емкость.

При нагревании растворов в пробирке пользоваться держателем и всегда держать пробирку так, чтобы её отверстие было направлено в сторону от работающего и его соседей по рабочему столу.

4 **Экспериментальная часть**

**4.1 Взаимодействие основного оксида с кислотой**

В пробирку внести оксид свинца (II), прилить разбавленную соляную кислоту. Смесь в пробирке нагреть до кипения и кипятить в течение нескольких минут. Оставшуюся жидкость слить в чистую пробирку. По мере охлаждения раствора наблюдать выпадение белых кристаллов.

**4.2 Взаимодействие кислотного оксида с основанием**

Налить в пробирку насыщенный раствор Ca(OH)2 и пропустить в него углекислый газ из аппарата Киппа. Наблюдать выпадение белого осадка.

**4.3 Взаимодействие металла со средней солью другого металла**

Налить в пробирку раствор сульфата меди, внести в раствор кусочек гранулированного цинка, нагреть жидкость до кипения и обесцвечивания. Наблюдать образование красно-бурого аморфного налета меди на поверхности гранул цинка. Жидкость отделить от металла, выпарить в фарфоровой чашке, охладить и наблюдать выпадение бесцветных кристаллов соли.

**4.4 Взаимодействие средней соли с кислотой**

Смешать в пробирке раствор нитрата свинца (II) с разбавленной соляной кислотой. Наблюдать выпадение белого осадка.

**4.5 Взаимодействие средней соли с другой средней солью**

Смешать в пробирке:

а) раствор хлорида бария с раствором сульфата калия;

б) раствор нитрата бария с раствором сульфата магния.

В обоих случаях наблюдать выпадение белого осадка.

**4.6 Образование кислой соли**

Налить в пробирку известковую воду – насыщенный раствор Ca(OH)2 – и пропустить через него углекислый газ из аппарата Киппа. Наблюдать выпадение белого осадка. Продолжить пропускание углекислого газа до полного растворения осадка. Растворение осадка объясняется переходом средней соли в кислую соль.

**4.7 Образование основной соли**

В две пробирки налить раствор сульфата меди (II). В одну пробирку прилить избыток раствора едкого натра (NaOH). Наблюдать образование аморфного голубого осадка гидроксида меди (II). Нагреть пробирку. Наблюдать почернение осадка в результате разложения гидроксида меди с образованием оксида меди (II) черного цвета.

В другую пробирку прилить небольшое количество раствора щелочи. Наблюдать выпадение голубого осадка. Нагреть пробирку. Изменение цвета осадка не происходит, так как при недостатке щелочи образуется не гидроксид меди, а основная соль. Основная соль при нагревании, теряя воду, переходит в оксосоль без изменения окраски.

**5 ТРЕБОВАНИЯ К СОДЕРЖАНИЮ И ОФОРМЛЕНИЮ**

**отчета**

Отчет должен быть оформлен в соответствии с общими требованиями к текстовым документам (СТО 1.701-2010).

По каждому опыту необходимо описать наблюдаемые явления и сделать теоретическое объяснение в выводе.

Отчет о работе должен быть оформлен аккуратно, грамотно, в срок (к следующему лабораторному занятию). При оформлении каждого опыта необходимо указать его название, написать уравнение реакции, отметив условия проведения каждой реакции, цвета растворов и осадков. Все соли назвать, написать графические формулы солей.

**6 вопросы и задаНИя ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ**

1. Какие существуют определения солей?
2. Составьте формулы кислых ортофосфатов железа (III). Дайте названия соединениям.
3. Составьте формулы основных сульфатов алюминия и дайте им названия.
4. Как объяснить следующие факты:

а) основные соли для бария не характерны, хотя гидроксид в принципе может их образовать;

б) кислые соли серной кислоты не могут быть получены из разбавленных водных растворов, в то время как гидрокарбонаты в этих условиях устойчивы? Какие условия следует создать для получения гидросульфатов?

1. Какие соли можно получить, имея в своем распоряжении такой набор веществ: ZnSO4, BaCl2, Na3PO4, AgNO3, K2CrO4?
2. Получите всеми возможными способами следующие соли: хлорид калия, сульфат меди (II), карбонат свинца (II), дигидрофосфат аммония, хлорид гидроксомагния, дисульфат натрия, оксохлорид висмута.
3. Ряд солей можно получить, осуществив реакцию металла (неметалла) со щелочью. Какие металлы и неметаллы могут реагировать со щелочами? Приведите примеры.
4. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) Ca → CaO → Ca(OH)2 → Ca(HCO3)2 → CaCO3 → Ca(HCO3)2;

б) Cr2(SO4)3 → [Cr(OH)2]2SO4 → Cr(OH)3 → NaCrO2 → CrCl3;

в) Al → Na[Al(OH)4] → Al(OH)3 → AlOHSO4 → Al2O(SO4)2 → Al2O3→ Ca(AlO2)2;

г) Zn → Zn(NO3)2 →ZnO →Zn(OH)2 →ZnOHCl →ZnCO3;

д) S → Na2SO3 → SO2 → H2SO4 → NaHSO4 → Na2S2O7 → Na2SO4 → PbSO4 → Pb(HSO4)2.

1. Не меняя коэффициентов, напишите продукты реакций:

а) MgO + 2H2SO4 → г) P2O5 + 4NaOH →

б) 2SO2 + Ba(OH)2 → д) P2O5 + 6NaOH →

в) 3N2O5 + 2Al(OH)3 → е) P2O5 + 2NaOH →

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций для получения различных типов солей:

а) SO2 + Ba(OH)2 → (средняя и кислые соли);

б) Al2O3 + H2O + HNO3 → (средняя соль, основные соли);

в) Na2O + H2S → (средняя и кислая соли);

г) SO3 + Ca(OH)2 → (средняя и основная соли);

д) CaO + H2O + P2O5 → (основная соль, кислые соли).

**ЛИТЕРАТУРА**

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – 7-е изд., стер. – М.: Высшая школа, 2008. – 742 с.
2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие для студентов ун-тов, хим.-технол. и пед. вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгин. – 5-е изд.,испр. – М.: Высшая школа, 2003(2002). – 366с.
3. Гельфман, М.И. Неорганическая химия: Учеб. для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. – СПб.: Лань, 2009. – 527 с.
4. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студ. высш. уч. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаев, А.И. Жиров и др; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.