

СОВЕТСКИЕ  УЧЕБНИКИ

ВАДИМ
ВЕРХОВСКИЙ

8-10
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ
ХИМИЯ
ДЛЯ СРЕДНЕЙ ШКОЛЫ

КЛАССИКА НАУЧПОПА



МОСКВА

УДК 546(075.3)
ББК 24.1я721
В36

Полный курс включает в себя две части:

Неорганическая химия. Часть I. Учебник для 7 класса средней школы.
Печатается по двенадцатому изданию, 1946 года.

Неорганическая химия. Часть II. Учебник для 8–10 классов средней
школы. Печатается по одиннадцатому изданию, 1946 года.

Верховский, Вадим Никандрович.

В36 Неорганическая химия для средней школы. 8–10 классы /
Вадим Верховский. — Москва : Эксмо, 2026. — 400 с.— (Со-
ветские учебники. Классика научпопа).

ISBN 978-5-04-241152-6

Книга «Неорганическая химия для средней школы. 8–10 классы» Вадима Верховского дает последовательное и понятное изложение школьного курса: от солей и основных типов реакций до изучения важнейших неметаллов и металлов, периодической системы и строения вещества, растворов и электролитической диссоциации. Автор опирается на наблюдения и опыт: в тексте много практических заданий, вопросов для повторения и упражнений на составление уравнений и понимание химических закономерностей. Логичная структура и доступный язык помогают уверенно освоить материал и научиться «читать» химию как систему, а не набор формул. Книга будет полезна школьникам 8–10 классов для закрепления знаний, учителям — как методическая опора, и всем, кто хочет лучше понимать химические процессы в природе и технике.

УДК 546(075.3)
ББК 24.1я721

ISBN 978-5-04-241152-6

© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2026

Оглавление



Предисловие	4
I. Соли и способы их получения	5
II. Галогены	31
III. Сера	68
IV. Азот	113
V. Фосфор	152
VI. Углерод	166
VII. Кремний	203
VIII. Периодическая система элементов. строение материи	213
IX. Растворы	246
X. Электролитическая диссоциация	264
XI. Дисперсные системы	289
XII. Общие свойства металлов	303
XIII. Щелочные и щелочно-земельные металлы	329
XIV. Медь	348
XV. Алюминий	351
XVI. Хром и марганец	359
XVII. Железо	366



ПРЕДИСЛОВИЕ

Издание учебника, выходящее в 1946 г., в общем повторяет издание 1944–1945 гг., в которое, особенно во 2-ю часть, автором был внесен ряд существенных изменений по сравнению с изданиями до 1941 г.

В данном издании сделаны лишь незначительные изменения в тексте и, кроме того, исправлены опечатки издания 1944–1945 гг., которое печаталось без авторских корректур.

Издание 1946 г. в 1-й части соответствует программе 7-го класса. Материал по разделу солей, который согласно программе проходится в 8-м классе, перенесен во 2-ю часть.

Ленинград, 24.01.1946 г.

В. Верховский.



I. СОЛИ И СПОСОБЫ ИХ ПОЛУЧЕНИЯ

Припомним прежде всего известные из курса 7-го класса определения понятий: кислота, соль, щелочь.

Кислота — это водородное соединение, водный раствор которого имеет обычно более или менее кислый вкус и придает лакмусу *красный цвет* (имеет **кислую реакцию** на лакмус).

Кроме того, характерным свойством всех кислот является *способность образовывать соли* путем замещения водорода кислоты металлом.

Соль по своему составу есть продукт замещения водорода кислоты металлом.

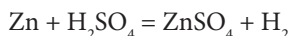
Щелочь — растворимый в воде гидрат окисла металла. Раствор его придает лакмусу *синий цвет* (имеет **щелочную реакцию** на лакмус).

Более точные определения этих понятий могут быть даны только в конце курса химии.

Повторим уже известные два случая образования солей и затем перейдем к новым реакциям, при которых получают соли.

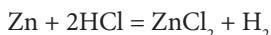
1. Взаимодействие кислот с металлами. С реакцией между кислотой и металлом мы познакомились в самом начале курса, при получении водорода.

Мы брали цинк и серную кислоту. Происходила реакция:



Водород бурно выделялся, а серноцинковая соль ZnSO_4 оставалась в растворе. Мы ее выделяли выпариванием.

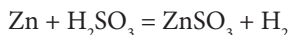
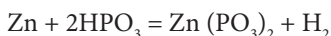
Совершенно так же идет реакция с соляной кислотой:



Образуется соль: хлористый цинк ZnCl_2 .

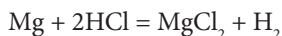
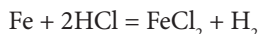
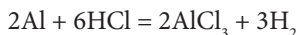
С метафосфорной кислотой HPO_3 и с сернистой кислотой H_2SO_3 реакции также идут, но очень медленно. Образуются

соли: метафосфорноцинковая $\text{Zn}(\text{PO}_3)_2$ и сернистоцинковая ZnSO_3 :



Опыты показывают, что из известных вам кислот серная и соляная — *сильные кислоты*, метафосфорная и сернистая — *слабые*.

Вместо цинка можно взять другие металлы: алюминий Al, железо Fe, магний Mg. С соляной кислотой они образуют соли: хлористый алюминий AlCl_3 , хлористое железо FeCl_2 , хлористый магний MgCl_2 :



Из этих металлов наиболее активен магний, который реагирует даже со слабыми кислотами. Железо и алюминий реагируют слабее.

Однако есть металлы, которые не выделяют водорода из кислот, как медь Cu, серебро Ag, золото Au. Их соли могут быть получены косвенным образом.

Формулу каждой соли можно рассматривать как состоящую из двух частей: 1) металла и 2) части, остающейся от кислоты после замены ее водорода металлом. Это так называемый **кислотный остаток**. В нижеследующих примерах кислотные **остатки** выделены жирным шрифтом:

HCl
соляная кислота
 HNO_3
азотная кислота
 H_2SO_4
серная кислота

NaCl
хлористый натрий
 KNO_3
азотнокалиевая соль
 CaSO_4
сернокальциевая соль

Число атомов водорода кислоты, замещаемых металлом, определяет **валентность кислотного остатка**. Остатки (NO_3) и (Cl), соответствующие азотной кислоте HNO_3 и соляной кислоте HCl , одновалентны. Остаток (SO_4), соответствующий

серной кислоте H_2SO_4 , двухвалентен, остаток (PO_4) , соответствующий ортофосфорной кислоте H_3PO_4 , трехвалентен.

Бывают кислотные остатки и четырехвалентные, но с соответствующими кислотами мы пока иметь дела не будем. Кислоты с одновалентными остатками называют одноосновными, с двухвалентными — двухосновными и т. д. **Основность кислоты** определяется *числом атомов водорода, которые могут быть замещены металлом*.

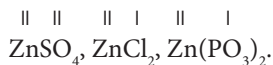
Следует отметить, что существует целый ряд *кислот*, в состав которых *входит кислород* и которые, однако, *не являются гидратами ангидридов*, т. е. соединениями окислов с водой. Примерами таких кислот могут быть так называемые *органические кислоты*, как уксусная кислота $\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$, содержащаяся в уксусе, яблочная кислота $\text{H}_6\text{C}_4\text{O}_5$, содержащаяся в яблоках, стеариновая кислота $\text{H}_{36}\text{C}_{18}\text{O}_2$ (обыкновенный стеарин, из которого делают свечи) и т. п.

Эти кислоты отличаются еще тем, что в них в большинстве случаев только часть атомов водорода может замещаться металлом с образованием соли, т. е. их *основность меньше, чем число атомов водорода*. Так, в уксусной и в стеариновой кислотах только один атом водорода замещается металлом — это кислоты одноосновные, в яблочной кислоте только два атома — это кислота двухосновная.

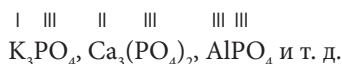
Мы будем изображать подобные кислоты, вынося водород, способный замещаться металлом, за скобки:

уксусная кислота	$\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$
яблочная кислота	$\text{H}_2(\text{H}_4\text{C}_4\text{O}_5)$
стеариновая кислота	$\text{H}(\text{H}_{35}\text{C}_{18}\text{O}_2)$

Зная валентность металла и валентность кислотного остатка, нетрудно составить формулу соответствующей соли, соблюдая те же правила, которые мы установили для составления формул окислов и гидратов окислов металлов. Так, например, формулы солей в вышеприведенных (с. 5–6) равенствах реакций составлены следующим образом:



Если взять соли ортофосфорной кислоты H_3PO_4 , то их формулы составляются таким образом:



Названия солей кислородных и органических кислот сла-
гаются из названия кислоты, которой данная соль соответ-
ствует, и из названия металла, например: серноцинковая
соль ZnSO_4 , углекальциевая соль CaCO_3 , азотнатриевая
соль NaNO_3 .

Часто применяются и такие названия, как сернокислый
цинк, углекислый кальций, азотнокислый натрий.

Названия солей бескислородных кислот, состоящих из
водорода и неметалла, как соляная кислота HCl , сероводо-
родная H_2S и т. п., слагаются из названия неметалла, взятого
в виде прилагательного, и из названия металла: хлористый на-
трий NaCl , хлористый кальций CaCl_2 , сернистый цинк ZnS .

Упражнение. Прочитайте названия следующих солей. О на-
званиях металлов справляйтесь по таблице на с. 396, о названиях
кислот — на с. 9.

K_2SO_4	FeSO_4	MgS	NaPO_3	AlCl_3
NaNO_3	Na_2SO_4	MgSO_3	CaSO_4	Al_2S_3
ZnSO_3	AgCl	MgSO_4	BaCO_3	ZnCl_2
MgCO_3	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	Ag_2SO_3	HgSO_4

Кроме научных названий, для многих солей сохранились
еще старинные обыденные названия, как, например, купо-
росы (CuSO_4 , серномедная соль — медный купорос, и FeSO_4 ,
серножелезная соль — железный купорос), селитра (KNO_3 ,
азотнакалиевая соль), сода (Na_2CO_3 , угленатриевая соль)
и др.

Упомянем еще: поташ (K_2CO_3 , углекалиевая соль), ляпис
(AgNO_3 , азотносеребряная соль), сулема (HgCl_2 , хлорная ртуть). Не-
которые соли называются по имени ученого, открывшего данную
соль, как бертолетова соль (KClO_3 , хлорноватокалиевая соль), гла-
уберова соль (Na_2SO_4 , сернатриевая соль); по месту получения,
например: чилийская селитра (NaNO_3 , азотнатриевая соль); по
некоторым характерным свойствам, как горькая соль (MgSO_4 , сер-
номагниева соль).

Необходимо отметить, что в химической литературе часто
встречается третий тип названий солей. Это названия, *построенные*

по образцу иностранных названий, где за основу берутся латинские названия кислоты и металла, например: сернонатриевая соль Na_2SO_4 может быть названа сульфатом натрия или натрий-сульфатом (ацидум сульфурikum — серная кислота), азотнонатриевая соль NaNO_3 — нитратом натрия или натрий-нитратом (ацидум нитрикum — азотная кислота) и т. д. Приводим для справок подобные названия солей важнейших кислот:

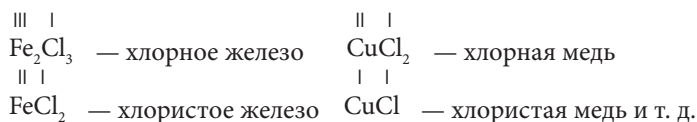
Азотной HNO_3 — нитраты	Сернистой H_2SO_3 — сульфиты
Азотистой HNO_2 — нитриты	Сероводородной H_2S — сульфиды
Бромистоводородной HBr — бромиды	Синильной HCN — цианиды
Кремниевой H_2SiO_3 — силикаты	Соляной HCl — хлориды
Марганцовой HMnO_4 — перманганаты	Стеариновой $\text{H}(\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_2)$ — стеараты
Метафосфорной HPO_3 — метафосфаты	Угольной H_2CO_3 — карбонаты
Муравьиной $\text{H}(\text{HCO}_2)$ — форматы	Уксусной $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$ — ацетаты
Ортофосфорной H_3PO_4 — фосфаты	Хлористой HClO_2 — хлориты
Плавиковой H_2F_2 — фториды	Хлорноватистой HClO — гипохлориты
Серной H_2SO_4 — сульфаты	Хлорноватой HClO_3 — хлораты
	Хлорной HClO_4 — перхлораты
	Хромовой H_2CrO_4 — хроматы
	Щавелевой $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ — оксалаты

Для того чтобы напрактиковаться в составлении формул солей по названиям, следует сначала составлять формулы солей без равенств реакций, принимая во внимание только валентности металлов и кислотных остатков.

Упражнение. Составьте формулы следующих солей:

- | | | |
|----------------------|--------------------|----------------------|
| 1. Серномедная | 7. Углесеребряная | 13. Фосфорнохромовая |
| 2. Азотноцинковая | 8. Азотнобариевая | 14. Хлористый цинк |
| 3. Серножелезная | 9. Серномагниева | 15. Сернистый свинец |
| 4. Азотноалюминиевая | 10. Серноцинковая | 16. Серносвинцовая |
| 5. Угленатриевая | 11. Углекалиевая | 17. Сернохромовая |
| 6. Сернокалиевая | 12. Углекальциевая | 18. Хлорный хром |

Названия солей металлов с переменной валентностью различаются следующим образом: соли бескислородных кислот различают по окончанию прилагательного:



Соли других кислот различают прибавкой слов «окисная соль» или «соль окиси» — для солей металлов с высшей валентностью и «закисная соль» или «соль закиси» — для солей металлов с низшей валентностью.

Например, CuSO_4 — окисная серномедная соль, или серномедная соль окиси, FeSO_4 — закисная серножелезная соль, или серножелезная соль закиси, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — окисная серножелезная соль, или серножелезная соль окиси и т. д.

Упражнение. Составьте формулы следующих солей:

- | | | |
|-----------------------------------|-------------------------------|-----------------------------|
| 1. Серномедная, окисная | 11. Ортофосфор-носеребряная | 21. Углебариевая |
| 2. Азотноцинковая | 12. Азотнокалиевая | 22. Сернохромовая |
| 3. Хлористый алюминий | 13. Уксусножелезная, закисная | 23. Уксусносвинцовая |
| 4. Сернокалиевая | 14. Сернистый натрий | 24. Азотномедная, окисная |
| 5. Ортофосфорно-железная, окисная | 15. Сернистонатриевая | 25. Хлорное железо |
| 6. Угленатриевая | 16. Сернонатриевая | 26. Хлористое железо |
| 7. Сернистомедная, закисная | 17. Углекальциевая | 27. Сернистый марганец |
| 8. Хлорная медь | 18. Углекалиевая | 28. Серномагние-вая |
| 9. Сернистый барий | 19. Хлористый свинец | 29. Серножелезная, закисная |
| 10. Метафосфорно-кальциевая | 20. Ортофосфорнокальциевая | |

При замещении водорода кислоты металлом бывают случаи, когда металл замещает не все атомы водорода, способные замещаться металлом, а только *часть их*. Например, натрий Na и серная кислота H_2SO_4 кроме соли Na_2SO_4 образуют еще соль NaHSO_4 , где только один из двух атомов водорода замещен металлом. Подобные же соли известны и для

других кислот. Это так называемые **гидросоли**, или *кислые соли*. В отличие от гидросолей, соли, где весь водород кислоты замещен металлом, называют **нормальными солями** или *средними солями*.

Упражнение. Составьте формулы солей: гидросерносеребряной, гидроугленатриевой, гидросернокалиевой.

Если кислота двух- или многоосновная, то при образовании соли часть атомов водорода в молекуле кислоты может быть замещена одним металлом, часть — другим. Получаются так называемые **двойные соли**.

Например, $\overset{\text{I}}{\text{K}}\overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$ — двойная сернокалиевонатриевая соль, $\overset{\text{I}}{\text{NaCa}}\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$ — двойная ортофосфорнатриевокальциевая соль, $\overset{\text{I}}{\text{KAl}}\overset{\text{III}}{\text{(SO}_4)_2}$ — двойная сернокалиевоалюминиевая соль, иначе называемая «квасцы».

Упражнение. Составьте формулы следующих двойных солей: углекалиевосеребряной, ортофосфорнатриевоцинковой, сернонатриевохромовой.

Научившись составлять формулы солей, перейдем теперь к рассмотрению различных реакций образования солей.

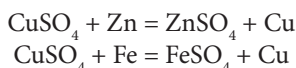
2. Взаимодействие между солями и металлами. Подобно тому как металл замещает в кислоте водород, металл может замещать в соли другой металл.

■ **Опыт 1.** Налейте в две пробирки до половины раствора серномедной соли, или медного купороса, CuSO_4 .

В одну пробирку положите несколько кусочков цинка, в другую — вычищенный гвоздь и железных опилок (гвоздь берется для того, чтобы лучше видеть слой выделяющейся меди). Пробирки встряхивайте до тех пор, пока синий цвет медного купороса не пропадет.

Профильтруйте растворы и обратите внимание на их цвет. Раствор, где встряхивался цинк, бесцветен. Раствор, где встряхивалось железо, светло-зеленого цвета. ■

Синий цвет раствора медного купороса пропадает, потому что цинк и железо вытесняют из медного купороса (замещают в нем) медь, образуя соли серной кислоты:



Цинковый купорос ZnSO_4 — бесцветен. Железный купорос FeSO_4 — светло-зеленого цвета.

Медь осаждается на цинке или на железе, а отчасти выделяется в виде хлопьев.

Подобные же реакции замещения идут между цинком и азотносвинцовой солью, между медью и хлорной ртутью HgCl_2 , между медью и азотносеребряной солью и др.

Задача. Напишите равенства перечисленных реакций.

■ **Опыт 2.** Влейте в стакан 20 мл 0,4% раствора уксусно-свинцовой соли, долейте водой почти доверху и размешайте. На края стакана положите лучинку и повесьте на лучинку пластинку цинка, загнув ее крючком. Конец пластинки должен опускаться до середины стакана.

Через некоторое время на цинке появятся кристаллы свинца, которые через 1–2 ч разрастаются в ветвистую массу, носящую название «сатурново дерево» (сатурн — старинное название свинца).

Напишите равенство реакции. Уксусная кислота — одноосновная $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$. ■

Реакцией замещения иногда пользуются в технике для извлечения металлов из растворов их солей. Например, ценные металлы — ртуть, серебро — замещают в ртутных и серебряных солях менее ценными — медью или железом — и получают металлические ртуть и серебро.

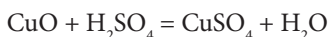
Следует отметить, что не всякий металл может вытеснить из соли любой другой металл.

3. Взаимодействие кислот с окислами металлов. Соли могут получаться при реакции между кислотой и окислом металла.

■ **Опыт.** В фарфоровую чашку налейте $1/2$ пробирки разбавленной серной кислоты. Нагрейте ее и прибавляйте порошок окиси меди небольшими порциями. Не прибавляйте новой порции окиси меди, пока не «растворится» предыдущая. Раствор не кипятите, а только нагревайте. Когда окись меди перестанет «растворяться», отфильтруйте горячий раствор

от оставшегося порошка в стакан и оставьте охлаждаться. Наблюдайте образование кристаллов. ■

При нагревании окиси меди с серной кислотой окись меди постепенно исчезает, как бы растворяется, а раствор окрашивается в синий цвет. Здесь, однако, идет не обыкновенное растворение, а происходит сначала реакция между окисью меди и серной кислотой:



Получаются серномедная соль и вода, а затем образующаяся соль растворяется в той воде, в которой была растворена кислота. Из раствора при его охлаждении выпадают кристаллы соли.

Этим же способом, т. е. при взаимодействии кислот с окислами металлов, можно получать и другие соли.

Ниже предлагается написать ряд равенств реакций между окислами металлов и кислотами. При составлении этих равенств, как и в дальнейшем, следует придерживаться *следующих правил*.

1. Написать формулы веществ, *вступающих в реакцию*, — кислоты и окисла металла, причем, составляя формулу окисла металла, *припомнить валентности* металла и кислорода.

2. Написать правильно формулы *веществ, получающихся* в данном случае — соли и воды, пользуясь знанием валентностей металла и кислотного остатка и не считаясь с тем, имеется ли в левой части равенства достаточное число атомов элементов, входящих в состав полученных веществ.

Только после этого приступить, если потребуется, к расстановке коэффициентов.

Упражнение. Напишите равенства реакций между:

1. Окисью кальция и серной кислотой.
2. Окисью натрия и сернистой кислотой.
3. Окисью алюминия и соляной кислотой.
4. Окисью цинка и азотной кислотой.
5. Окисью хрома и серной кислотой.
6. Окисью кальция и ортофосфорной кислотой.
7. Окисью свинца и азотной кислотой.
8. Окисью меди и соляной кислотой.
9. Окисью ртути и азотной кислотой.
10. Окисью калия и угольной кислотой.
11. Окисью хрома и метафосфорной кислотой.

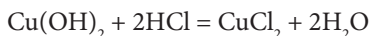
Реакцию между окислом металла и кислотой применяют на производстве для получения солей таких металлов,

которые непосредственно водород из кислот не вытесняют, как медь Cu, ртуть Hg и др.

При этом часто используют отходы металлопромышленности, как опилки, обрезки и стружки, а также образовавшиеся при плавке металлов окислы, так называемый «угар». Отходы металла подвергаются обжигу в печах, в которые продувают воздух, а затем полученные окислы обрабатывают кислотами и получают соответствующие соли. Химия содействует, таким образом, рационализации производства в металлопромышленности — используются малоценные отходы.

4. Взаимодействие кислот с основаниями. Для получения соли вместо окисла металла можно взять гидрат окисла металла.

■ **Опыт.** Поместите в пробирки, приготовленные преподавателем, гидрат окиси меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и гидрат окиси алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$. Прибавьте в каждую пробирку понемногу кислоты, например соляной; вы замечаете, что осадок как бы растворяется. Между гидратом окисла металла и кислотой происходит реакция, легко идущая при обыкновенной температуре:



Напишите равенство реакции между $\text{Al}(\text{OH})_3$ и HCl. ■

При реакции между гидратом окисла металла и кислотой гидроксил и кислотный остаток меняются местами и получаются *соль* и *вода*. Это будет ясно, если формулу воды изобразить в виде $\text{H}(\text{OH})$.

Упражнение. Напишите равенства следующих реакций:

1. Гидрат окиси меди и соляная кислота. 2. Гидрат окиси алюминия и азотная кислота. 3. Гидрат окиси калия и серная кислота. 4. Гидрат окиси магния и ортофосфорная кислота. 5. Действие углекислого газа на известковую воду (раствор едкой извести). При этом углекислый газ сначала вступает в реакцию с водой, а затем образовавшаяся кислота реагирует с известью $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Из предыдущего мы видим, что для первого овладения составлением равенств химических реакций, или *химическим языком*, нужно запомнить очень немного: формулы небольшого числа кислот, валентность 7 металлов (3 одновалентных, 2 трехвалентных, 2 с переменной валентностью) и валентности кислорода и гидроксила. Твердо запомнив это небольшое число

данных и достаточно попрактиковавшись, легко научиться самостоятельно и сознательно составлять формулы и равенства.

Ни в коем случае не следует стараться запоминать равенства с коэффициентами даже тем, у кого хорошая память, а необходимо *научиться* правильно их составлять. Этим значительно облегчится дальнейшая работа. Очень важно избегать плохих привычек, от которых потом трудно отучаться. Никогда, например, не следует называть, как это склонны делать учащиеся, число атомов или молекул в равенстве числом «частей» или ставить коэффициенты раньше, чем написаны формулы получающихся веществ.

Упражнение. Для того чтобы закрепить навыки в составлении равенств реакций рассмотренных случаев образования солей, предлагается проделать следующее упражнение, где реакции даны не по отдельным типам, а вразбивку.

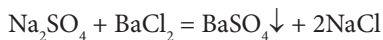
1. Магний и соляная кислота. 2. Алюминий и серная кислота. 3. Азотнортутная соль и медь. 4. Едкий калий и азотная кислота. 5. Окись ртути и азотная кислота. 6. Окись хрома и соляная кислота. 7. Хлористый магний и натрий. 8. Окись цинка и ортофосфорная кислота. 9. Окись калия и сернистая кислота. 10. Гидрат окиси свинца и азотная кислота. 11. Гидрат окиси кальция и метафосфорная кислота. 12. Окись серебра и азотная кислота. 13. Гидрат окиси меди и серная кислота. 14. Окись алюминия и серная кислота. 15. Окись калия и ортофосфорная кислота. 16. Хлорная ртуть и цинк. 17. Натрий и серная кислота. 18. Гидрат окиси калия и метафосфорная кислота. 19. Гидрат окиси хрома и азотная кислота. 20. Хлорный хром и цинк. 21. Гидрат окиси бария и серная кислота. 22. Едкий барит и азотная кислота.

Перейдем теперь к дальнейшим случаям образования солей.

5. Реакция обмена между двумя солями. При этой реакции соли меняются своими металлами и образуются две новые соли.

■ **Опыт 1.** Возьмите в пробирку немного раствора *сернонатриевой* соли Na_2SO_4 и прилейте столько же раствора *хлористого бария* BaCl_2 . ■

Получается нерастворимый в воде осадок сернобариевой соли BaSO_4 :



Стрелкой ($\downarrow$) будем обозначать выпадение вещества в осадок.