

УЧЕБНИК ХХІ ВЕК

А.А. Корытин, Е.М. Мясоедов, Т.Г. Бельцова, Г.И. Насонова

ПОМОЩНИК ПО ХИМИИ

с ответами и решениями

ко многим вопросам и задачам



Б
А
К
А
Л
А
В
Р

А.А. Корытин, Е.М. Мясоедов, Т.Г. Бельцова, Г.И. Насонова

ПОМОЩНИК ПО ХИМИИ

**с ответами и решениями
ко многим вопросам и задачам**

под редакцией профессора, доктора химических наук В.И. Сидорова

*Рекомендовано Учебно-методическим объединением вузов РФ
по образованию в области строительства в качестве
учебного пособия для подготовки бакалавров
по направлению 270800 – «Строительство»*



Издательство АСВ
Москва
2012

УДК 54

Рецензенты:

профессор кафедры физической химии химического факультета
МГУ им. М.В. Ломоносова, доктор химических наук *Е.П. Агеев*;
заведующий лабораторией Института химической физики РАН
профессор, доктор химических наук *В.Н. Корчак*;
заведующая кафедрой общей и неорганической химии
МГОУ им. В.С. Черномырдина профессор,
доктор химических наук *С.С. Бабкина*;
профессор кафедры строительных материалов МГСУ
доктор технических наук *В.В. Козлов*

А.А. Корытин, Е.М. Мясоедов, Т.Г. Бельцова, Г.И. Насонова

Помощник по химии с ответами и решениями ко многим вопросам
и задачам: Учебное пособие / Под ред. проф., д.х.н. В.И. Сидорова. –
М.: Издательство АСВ, 2012. – 200 с.

ISBN 978-5-93093-889-0

Учебное пособие поможет студентам использовать теоретические знания в решении практических задач химии и лучше усвоить основы курса химии. Пособие предназначено для студентов, обучающихся по программе подготовки бакалавров по направлению «Строительство».

ISBN 978-5-93093-889-0

© Издательство АСВ, 2012

© А.А. Корытин, Е.М. Мясоедов,
Т.Г. Бельцова, Г.И. Насонова

Учебное пособие

*Александр Анатольевич Корытин, Евгений Михайлович Мясоедов,
Татьяна Георгиевна Бельцова, Галина Ивановна Насонова*

ПОМОЩНИК ПО ХИМИИ

с ответами и решениями ко многим вопросам и задачам

Редактор *В.Ш. Мерзлякова*
Дизайн обложки *Н.С. Романова*
Компьютерная вёрстка *Е.М. Лютова*

Лицензия ЛР № 0716188 от 01.04.98.

Формат 60×90/16. Бумага газетная. Гарнитура Таймс. Печать офсетная.
Усл. 8,5 п.л. Тираж 1000 экз. Заказ №

ООО «Издательство АСВ»

129337, Москва, Ярославское шоссе, 26, отдел реализации – оф. 511
тел., факс: (499)183-56-83, e-mail: iasv@mgsu.ru, <http://www.iasv.ru/>

... Учением приобретённые познания разделяются на науки и искусства. Науки подают ясное о вещах понятие и открывают потаённые действия и свойств причины; искусства к приумножению человеческой пользы оные употребляют. Науки довольствуют врождённое и вкоренённое в нас любопытство; искусства снисканием прибытка увеселяют. Науки искусствам путь показывают; искусства происхождение наук ускоряют. Обоим общему пользою согласно служат. В обоих сих коль велико и коль необходимо есть употребление Химии, ясно показывает исследование природы и многие в жизни человеческой преползны искусства. – М.В. Ломоносов, Слово о пользе химии, сентября 6 дня 1751 года говоренное.

Предлагаемое Вашему вниманию пособие – ещё одна попытка рассказать просто о сложном, убедить сомневающихся в своих способностях – не сомневаться. Согласимся с великим Ньютоном: – «при усвоении наук примеры полезнее правил». Знания – сила. Это – цель. А средство – в упражнениях. Авторы желают Вам и себе успеха.

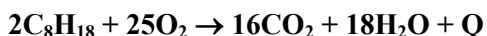
Введение

Почин дорожке овчин (поговорка)

С самого начала обратимся к опыту и уже известному нам. Мы в состоянии отличить физический процесс от химического. Ледышка тает в тёплой ладошке ребёнка – лёд плавится. Вода кипит в чайнике или в котелке на огне костра, сохнет бельё на верёвке – вода испаряется. Или, наоборот, конденсируется. И тогда из тучки в небе на землю льётся дождь или, если холодно, падает снег. Во всех перечисленных случаях с изменением температуры или других внешних параметров изменяется физическое состояние вещества, но само вещество «не теряет себя», т. е. не меняет своего состава: и лёд, и снег, и вода, и пар – это H_2O . В физических процессах изменяется только интенсивность неизбежных столкновений молекул – взаимных или о стенку сосуда. Вода остаётся водой – сосулька она или тучка в небе. Но если температуру повысить весьма значительно, то столкновения молекул станут опасными для их существования: внутренние связи, удерживающие два атома водорода и атом кислорода в единое целое $\text{H} - \text{O} - \text{H}$, не выдержат удара, произойдёт разрыв химических связей между атомами водорода и кислорода. Эта «катастрофа» и есть химическое событие, химический процесс пре-

вращения одного вещества в другое или другие. В нашем случае – при высокой температуре произойдёт термическая диссоциация (распад) воды на водород и кислород.

Как водится, о любом событии можно рассказать прозой или стихами. А можно и описать – буквами или цифрами, даже трели соловья. Тем более можно записать в виде формул состав бензина, а в виде уравнений – процесс его сгорания в цилиндрах двигателя автомобиля. Зная состав смеси, называемой бензином, и состав продуктов горения, можно записать в виде уравнений то, что происходит с каждым из веществ, входящих в состав бензина, при их сгорании (окислении кислородом воздуха). Например,



Здесь октан C_8H_{18} и кислород O_2 – исходные вещества, углекислый газ CO_2 и вода H_2O – продукты реакции. Q – теплота реакции, которая с помощью умного устройства, называемого двигателем внутреннего сгорания, превратится в работу перемещения автомобиля и поклажи на нём. Цифры перед формулами веществ в левой и правой частях уравнения: 2, 25, 16 и 18 – стехиометрические коэффициенты – определяют количественные соотношения исходных веществ и веществ-продуктов. Этот факт – что вещества реагируют и получаются в строго определённых количественных соотношениях – следствие из закона сохранения массы. Масса – мера инерции системы, т.е. мера свойства сохранять состояние покоя или равномерного прямолинейного движения. Единица массы – $1 \text{ кг} = 10^3 \text{ г}$. Свойство системы содержать внутри себя то или иное число структурных единиц называется количеством. Мера количества – число единиц того, о чём идёт речь. Числом единиц и измеряют количества обыденного: двадцать пять конфет в коробке, два арбуза, триста страниц в книге, сто тридцать два студента на курсе, миллион рублей и т.п. Множество молекул воды в стакане с водой настолько велико, что это число и произнести, и записать затруднительно. Для таких ситуаций за единицу количества приняли $1 \text{ моль} = 6 \cdot 10^{23}$ единиц – столько атомов углерода содержит бриллиант массой 60 карат ($1 \text{ карат} = 200 \text{ мг}$). Два моля серной кислоты – это очень много молекул серной кислоты – $12 \cdot 10^{23}$ штук. А если у нас в руках горсть из $15 \cdot 10^{23}$ атомов железа, то легко сообразить, сколько это составляет молей железа:

$$\nu = \frac{N}{N_A} = \frac{15 \cdot 10^{23} \text{ атомов}}{6 \cdot 10^{23} \text{ атомов} / \text{моль}} = 2,5 \text{ моль}$$

Количество вещества не зависит от его физического состояния: моль льда, моль воды из ручья, моль водяного пара – это всё $6 \cdot 10^{23}$ молекул воды.

Легко понять, что множество маленьких тел может составить вполне ощутимое нечто. Например, масса одной молекулы карбоната кальция $m_{\text{CaCO}_3} = 16,61 \cdot 10^{-23} \text{ г}$ – ничтожная величина, однако масса одного моля молекул карбоната кальция (мела) составит кругленькую величину

$$M_{\text{CaCO}_3} = (16,61 \cdot 10^{-23} \text{ г}) \cdot (6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}) = 100 \text{ г / моль}$$

– это молярная масса конкретного вещества: $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ г/моль}$.

Если масса образца мела (CaCO_3), к примеру, составляет 250 г, то количество этого минерала составляет

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{250 \text{ г}}{100 \text{ г / моль}} = 2,5 \text{ моль}$$

И ещё – желательно знать, что любой газ количеством один моль при нормальных условиях (н.у.), т. е. при температуре 273 К (0°C) и давлении 101 325 Па (1 атм.), всегда занимает объём, равный 22,4 литра – это мольный объём газа: $V_0 = 22,4 \text{ л/моль}$.

Так что если в результате какой-то реакции выделится водород объёмом 56 л, то количество водорода составит

$$\nu = \frac{V}{V_0} = \frac{56 \text{ л}}{22,4 \text{ л / моль}} = 2,5 \text{ моль}$$

При этом можно сообразить, что масса выделившегося водорода с учётом его молярной массы $M_{\text{H}_2} = 2 \text{ г/моль}$ оказывается равной

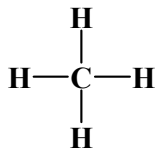
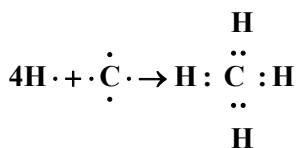
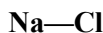
$$m_{\text{H}_2} = \nu \cdot M_{\text{H}_2} = 2,5 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г / моль} = 5 \text{ г}$$

Масса такого же количества тяжёлого газа радона ($M_{Rn} = 222$ г/моль) была бы при том же объёме значительно большей:

$$m_{Rn} = v \cdot M = 2,5 \text{ моль} \cdot 222 \text{ г / моль} = 555 \text{ г}$$

Сформулируем **закон Авогадро**: *различные газы равных объёмов при одинаковых давлении и температуре содержат равное число молекул* – может пригодиться.

Что ещё? Ещё о валентности и степени окисления. Атомы проявляют *свойство соединяться с другими атомами*. Это свойство называется *валентностью*. И мера этого свойства – валентность водорода **I** (H–) или валентность кислорода **II** (–O–). Сегодня за единицу валентности принимают способность атома образовывать общую «с соседом» электронную пару. То есть предполагается, что два электрона с противоположными спинами ($\uparrow\downarrow$) находятся в движении одновременно около ядер двух соседних атомов. Эта обобществлённая пара электронов и есть символ единицы валентности.

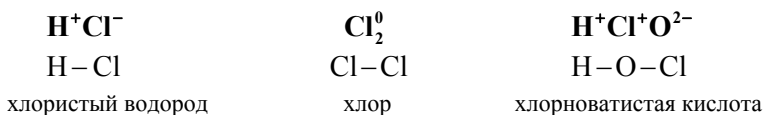


Однако, кроме валентности, при анализе химических превращений и произошедших изменений состояния атома до и после реакции используется понятие «степень окисления» (окислительное число). *Степень окисления – это формальный заряд атома в молекуле*, вычисленный в предположении (оно редко соблюдается), что все связи атома в молекуле ионные. Степень окисления обозначают арабской цифрой и обязательным знаком при ней (цифру, равную 1, обычно не указывают). Знак можно ставить после цифры или перед ней – лишь бы он был.

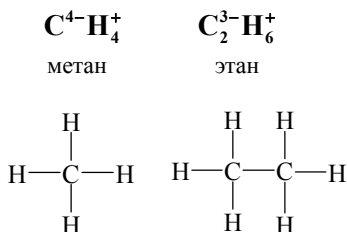
В молекулах простых веществ степени окисления атомов принимают равными нулю. В молекулах сложных веществ степени окисления атомов принимают положительные и отрицательные значения, могут быть целыми и дробными, постоянными и переменными.

Степень окисления атомов металлов в молекулах сложных веществ всегда >0 , атома кислорода обычно составляет $2-$, атома водорода – обычно $1+$. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле всегда равна нулю, а в группе атомов (ионе) – общему заряду иона.

Степень окисления – удобное, но формальное понятие. Валентность – реальное свойство атомов. Валентность обозначается римской цифрой без знака «+» или «-» при ней. Обратите внимание на примеры:



– во всех трёх соединениях хлор одинаково одновалентен, но степень окисления атома хлора разная.



– в этих двух соединениях углерод одинаково четырёхвалентен, а степень окисления атома углерода разная.

Ещё примеры:



– в последних трёх соединениях валентность и степень окисления атомов селена, марганца и хрома численно совпадают.

Теперь обратимся к веществам, из которых состоят многие известные нам материалы.

Неорганические вещества

Веществ, как таковых, – великое множество. Естественно, возникла необходимость привести в порядок накопившуюся информацию. Классификационных признаков немало – агрегатное состояние (в стандартных условиях), окраска, запах, распространённость, электропроводность, магнитная восприимчивость, происхождение, состав молекул и прочие.

По происхождению мы различаем вещества «живой» природы – органические вещества и вещества «неживой» природы – минерального происхождения – неорганические вещества. Такое деление традиционно, но весьма условно.

Наш интерес – неорганические вещества: твёрдые, жидкие, газообразные, с запахом и без, окрашенные и бесцветные, *простые и сложные*...

Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов. Это металлы и неметаллы. Более говорить не будем. Заметим только, что среди всех известных к настоящему времени элементов (более 110) – подавляющее большинство относятся к металлам. А вот по распространённости в земной коре, гидросфере и атмосфере бесспорно лидерство неметаллов. Чемпион среди всех – кислород. На долю кислорода приходится более половины от числа всех атомов на Земле. Ну а во Вселенной больше всего водорода – простейшего «первокирпичика».

Молекулы сложных веществ состоят из разных атомов. Кстати, все органические вещества относятся к сложным.

Говоря о природе вещей, мы часто обращаемся к противоположностям: добро и зло, день и ночь, плюс и минус, горячее и холодное, белое и чёрное и т.п. Стоит ли говорить о том, что на самом деле между ночью и днём стоит утро, а между днём и ночью – вечер, в которых можно найти признаки и дня, и ночи. Вот и сложные неорганические вещества по своим свойствам подразделяются на *основные* и *кислотные*. А между ними стоят *амфотерные*, которые проявляют свойства и основных, и кислотных веществ.

Как уже говорилось, на Земле и в окружающей её атмосфере больше всего кислорода. Так много, что атомы кислорода соединились со всеми другими атомами и ещё остались в избытке – нам для дыхания. Соединения атомов химических элементов только с кислородом типа $\text{Э}_x\text{O}_y$ называют *оксидами*.

По природе проявляемых свойств оксиды делят на основные, кислотные и амфотерные. Существуют также безразличные оксиды.

Молекулы основных оксидов состоят из атомов кислорода и атомов металлов с валентностью I–III: Na_2O , K_2O , CaO , MnO , CrO , Fe_2O_3 , ...

Молекулы кислотных оксидов состоят из атомов кислорода и атомов неметаллов: Cl_2O , CO_2 , N_2O_5 , SO_3 , P_2O_5 , ... или атомов кислорода и атомов металлов, но с валентностью $\geq \text{IV}$. Например, $\text{Cr}^{\text{VI}}\text{O}_3$, $\text{Mn}_2^{\text{VII}}\text{O}_7$, ...

Молекулы амфотерных оксидов состоят из атомов кислорода и атомов некоторых элементов с валентностью от II до IV. Наиболее распространённые из них – ZnO , BeO , PbO , SnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , As_2O_3 , Sb_2O_3 , TiO_2 , MnO_2 , SnO_2 , PbO_2 , ...

Безразличные оксиды – несолеобразующие, инертные: N_2O , NO , CO , SiO .

Оксиды (кроме безразличных) непосредственно или косвенно соединяются с водой, образуя *гидраты оксидов* ($\text{Э}_x\text{O}_y \cdot z\text{H}_2\text{O}$), которые в настоящее время принято называть кратко *гидроксидами*.

Соответственно и гидроксиды бывают основными, кислотными и амфотерными. Основные гидроксиды называют *основаниями*, кислотные гидроксиды – *кислотами*, а вот для амфотерных краткого названия не придумали и так и называют – *амфотерными гидроксидами*.

Признак и функциональная группа основания – гидроксильная группа (OH^-), способная к замещению. Она входит в состав молекулы любого основания: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$...

Признак и функциональная группа кислот – ионизированный атом водорода H^+ , способный к замещению. Он содержится в молекуле любой кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , HMnO_4 ... Остаток после полного или частичного удаления водорода из кислоты называют кислотным остатком, например: NO_3^- – нитрат, SO_4^{2-} – сульфат, H_2PO_4^- – дигидроортофосфат, HPO_4^{2-} – гидроортофосфат, ...

Амфотерные гидроксиды можно записывать и в виде оснований, и в виде кислот: $\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{H}_2\text{ZnO}_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{H}_3\text{AlO}_3$ и т.п.

Продукты взаимодействия основания или основного оксида с кислотой или кислотным оксидом называют *солями*. Поэтому в любой соли содержится остаток от основания и кислотный остаток. Например: NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, K_2CO_3 , MgSO_4 и др.

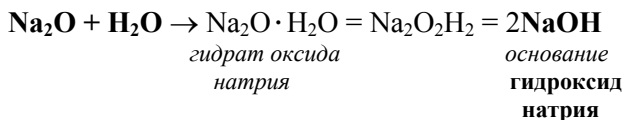
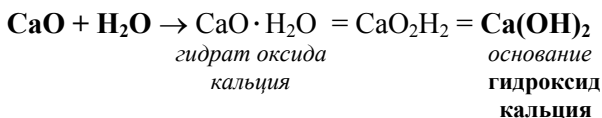
Всякую соль можно рассматривать либо как продукт замещения атомов водорода кислоты на атомы металла, либо как продукт замещения OH^- -групп основания на кислотные остатки. Если такое замещение является полным, то соли называют *средними*. Если не

полностью замещаются атомы водорода в молекуле кислоты, то – *кислыми*. А если не полностью замещаются OH^- -группы в молекуле основания, то соли называют *основными*. Например, в молекуле угольной кислоты H_2CO_3 заместиться на атомы металла могут один или два атома водорода – NaHCO_3 , Na_2CO_3 , а в молекуле ортофосфорной кислоты H_3PO_4 – от одного до трёх: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , Na_3PO_4 . В молекуле гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ на кислотные остатки могут заместиться одна или две гидроксильные группы: $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

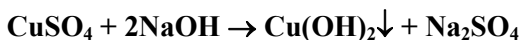
А теперь немного *о химических свойствах сложных веществ*. Химические свойства отражают способность вещества реагировать с другими веществами. Химическая реакция – химическое событие. Этот процесс записывается в виде уравнения. Химическое уравнение – это описание превращений веществ с помощью химических символов и цифр при них. Не забудем, что *вещества, одинаковые по природе, не реагируют друг с другом* (основное по природе вещество не реагирует с основным, кислотное не реагирует с кислотным).

Оксиды могут реагировать с водой с образованием гидроксидов (реакция идёт только при условии их заметной растворимости в воде).

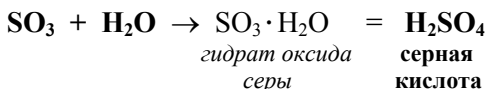
Образующиеся гидраты основных оксидов – основания:

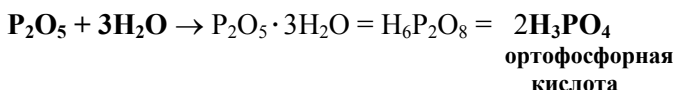
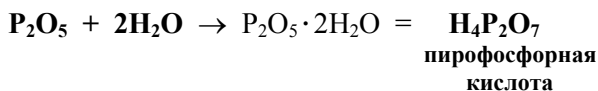
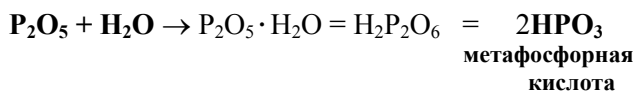


Нерастворимые в воде основания получают из солей. Например:

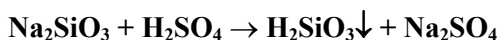


Гидраты кислотных оксидов – кислоты:





$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$ – поэтому единственную нерастворимую в воде неорганическую кремниевую кислоту получают из её солей:

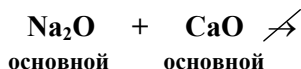
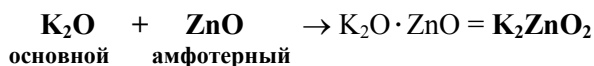
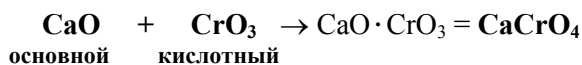
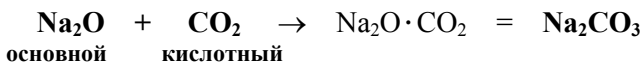


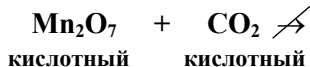
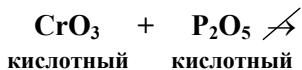
Главное свойство основных оксидов – соединяться с кислотными оксидами или вообще реагировать с «кислым по природе» веществом.

Главное свойство кислотных оксидов – соединяться с основными оксидами или вообще реагировать с «основным по природе» веществом.

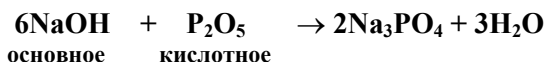
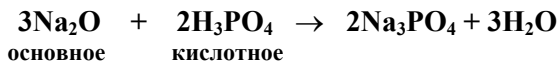
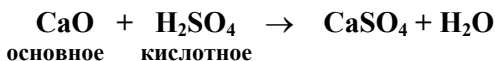
Амфотерные соединения способны реагировать и с основным, и с кислотным соединением, причём в таких реакциях они всегда проявляют свойства, противоположные свойствам того вещества, с которым реагируют.

При взаимодействии оксида с оксидом всегда образуется соль, содержащая атом металла из основного оксида и кислотный остаток кислоты, соответствующей кислотному оксиду. Вот примеры таких взаимодействий:

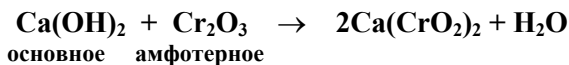




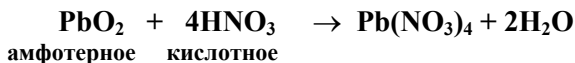
Продуктами взаимодействия оксида с гидроксидом являются соль и вода. В образующейся соли атом металла – из основного вещества, а кислотный остаток – от кислотного:



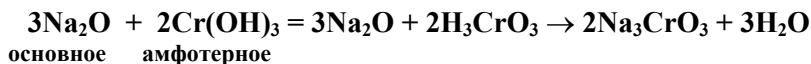
Частично *свойства гидроксидов* мы рассмотрели только что: гидроксиды могут реагировать с оксидами с образованием соли и воды. При этом основания реагируют с кислотными или амфотерными оксидами, проявляющими по отношению к основаниям кислотные свойства:



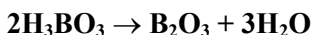
Кислоты, в свою очередь, реагируют с основными оксидами или амфотерными, проявляющими по отношению к кислотам основные свойства:



Амфотерные гидроксиды в подобных реакциях также проявляют или кислотные, или основные свойства:

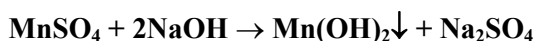


Гидроксиды разлагаются при нагревании на оксид и воду:

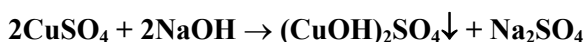


Гидроксиды могут реагировать с солями. Так, основание обменивается с солью атомами металла, а кислота – кислотным остатком.

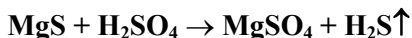
Взаимодействие основания с солью приводит к образованию новой соли и нового основания:



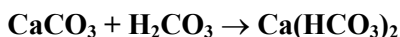
Если реакция между солью и основанием происходит в растворе, соль взята в избытке, а основание соответственно в недостатке, то вместо нового основания образуется *основная соль*. Например:



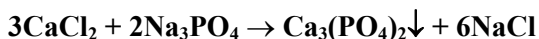
При взаимодействии *кислоты с солью* образуются новая соль и новая кислота:



Однако если кислота многоосновная, а кислотные остатки одинаковые, то единственным продуктом является *кислая соль*:



Соли реагируют с другими солями, вступая в реакции обмена. Эти реакции обмена происходят в растворе, если хотя бы один из продуктов нерастворим:



Оглавление

Введение	3
Неорганические вещества	8
Строение атомов химических элементов.....	32
Химическая кинетика	45
Химическое равновесие.....	48
Растворы.....	60
Электролиты. Сила электролита. Ионные уравнения	67
Диссоциация воды. Водородный показатель	76
Гидролиз солей.....	83
Дисперсное состояние. Дисперсные тела. Дисперсные системы. Коллоидные растворы	93
Еще раз о воде. Жёсткость природных вод	101
Окислительно-восстановительные реакции	108
Химические свойства металлов.....	119
Превращение химической энергии в электрическую. Гальванические элементы	137
Коррозия металлов и сплавов металлов.....	145
Неорганические вяжущие материалы	153
Органическая химия. Полимеры	166
Приложение (таблицы, рисунки, схемы)	172