

Ю.М.Корнев, В.П.Овчаренко, Е.Н.Егоров

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Часть II

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Школа имени А.Н.Колмогорова
Издательство Московского университета

2000

УДК 546
ББК 24.1
К 66

Рецензент

доцент *Л.А.Куликов*
(химический факультет МГУ)

Корнев Ю.М., Овчаренко В.П., Егоров Е.Н.
К 66 Общая и неорганическая химия. Курс лекций. Часть II. Основные классы неорганических соединений. — М.: Школа имени А. Н. Колмогорова, Издательство Московского университета, 2000. — 36 с.

ISBN 5-211-03933-5

Настоящее учебное пособие составлено в соответствии с программой курса неорганической химии, и читаемого учащимся химико-биологического отделения Школы имени А. Н. Колмогорова Специализированного учебно-научного центра МГУ.

Пособие знакомит с основными классами неорганических соединений, их свойствами и способами получения.

УДК 546
ББК 24.1

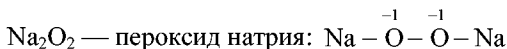
ISBN 5-211-03933-5

© Ю.М.Корнев, В.П.Овчаренко, Е.Н.Егоров, 1999 г.
© И.Н.Коровин, А.Т.Клименко — оформление, 2001 г.

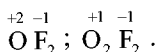
Оксиды

Оксиды — соединения, образованные атомами двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления (–2).

К оксидам относятся все соединения элементов с кислородом, например Fe_2O_3 , P_4O_{10} , кроме содержащих атомы кислорода, связанные химической связью друг с другом (пероксиды, надпероксиды, озониды), например,



и соединения фтора с кислородом (OF_2 , O_2F_2), которые следует называть не *оксидами фтора*, а *фторидами кислорода*, т.к. степень окисления кислорода в них положительная:



§ 1. Физические свойства оксидов

Температуры плавления и кипения оксидов меняются в очень широком интервале. При комнатной температуре они, в зависимости от типа кристаллической решетки, могут находиться в различных агрегатных состояниях. Это определяется природой химической связи в оксидах, которая может быть ионной или ковалентной полярной.

В газообразном и жидком состояниях при комнатной температуре находятся оксиды, образующие молекулярные кристаллические решетки. С увеличением полярности молекул температуры плавления и кипения повышаются, см. табл. 1.

Таблица 1
Температуры плавления и кипения некоторых оксидов
(давление 101,3 кПа)

	CO_2	CO	SO_2	ClO_2	SO_3	Cl_2O_7	H_2O
$T_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	–78 ($T_{\text{возгокл}}$)	–205	–75,46	–59	16,8	–93,4	0
$T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$		–191,5	–10,1	9,7	44,8	87	100

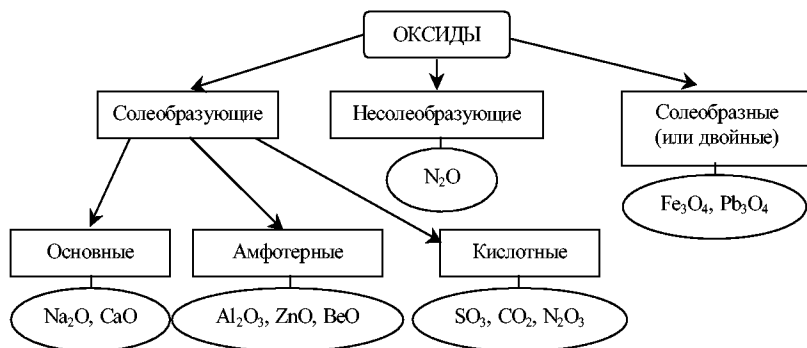
Оксиды, образующие ионные кристаллические решетки, например, CaO , BaO и др. являются твердыми веществами, имеющими очень высокие температуры плавления ($> 1\,000^\circ\text{C}$).

В некоторых оксидах связи ковалентные полярные. Они образуют кристаллические решетки, где атомы элемента связаны несколькими “мостиковыми” атомами кислорода, образуя бесконечную трехмерную сеть, например, Al_2O_3 , SiO_2 , TiO_2 , BeO и эти оксиды тоже имеют очень высокие температуры плавления.

§ 2. Классификация оксидов и закономерности изменения химических свойств

2.1. Классификация оксидов по химическим свойствам

По химическим свойствам оксиды разделяются на следующие типы:

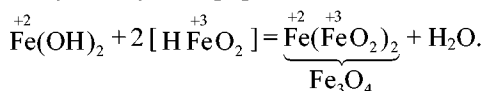


Несолеобразующими называются оксиды, которым не соответствуют ни кислоты, ни основания.

Солеобразными оксидами называются двойные оксиды, в состав которых входят атомы одного металла в разных степенях окисления.

Металлы, проявляющие в соединениях несколько степеней окисления, образуют двойные, или солеобразные оксиды. Например, Pb_3O_4 , Fe_3O_4 , Mn_3O_4 (формулы этих оксидов могут быть записаны также в виде $2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$; $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{MnO} \cdot \text{Mn}_2\text{O}_3$ соответственно).

Например, $\text{Fe}_3\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$: представляет собой основной оксид FeO химически связанный с амфотерным оксидом Fe_2O_3 , который в данном случае проявляет свойства кислотного оксида. И Fe_3O_4 *формально* можно рассматривать как соль, образованную основанием $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и кислотой $[\text{HFeO}_2]$, которая не существует в природе:



От гидрата оксида свинца (IV), как от кислоты, и $\text{Pb}(\text{OH})_2$, как основания, могут быть получены два двойных оксида — Pb_2O_3 и Pb_3O_4 (сурик), которые можно рассматривать как соли. Первый является свинцовой солью

метасвинцовой кислоты (H_2PbO_3), а второй — ортосвинцовой кислоты (H_4PbO_4).

Среди оксидов, особенно среди оксидов d-элементов, много соединений переменного состава (бертолиды), содержание кислорода в которых не соответствует стехиометрическому составу, а изменяется в довольно широких пределах, например, состав оксида титана(II) TiO изменяется в пределах $\text{TiO}_{0,65} - \text{TiO}_{1,25}$.

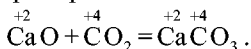
Солеобразующими оксидами называются оксиды, которые образуют соли. Оксиды этого типа делятся на три класса: *основные*, *амфотерные* и *кислотные*.

Основными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или основания становится катионом.

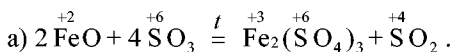
Кислотными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или кислоты входит в состав аниона.

Амфотерными оксидами называются оксиды, которые в зависимости от условий реакции могут проявлять как свойства кислотных, так и свойства основных оксидов.

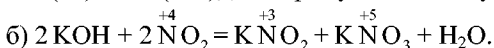
При образовании солей степени окисления элементов, образующих оксиды, *не изменяются*, например:



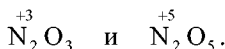
Если при образовании соли происходит изменение степеней окисления элементов, образующих оксиды, то получившуюся соль следует отнести к соли другой кислоты или другого основания, например,



$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ представляет собой соль образованную серной кислотой и гидроксидом железа(III) — $\text{Fe}(\text{OH})_3$, которому соответствует оксид Fe_2O_3 .



Образовавшиеся соли являются солями азотистой ($\overset{+3}{\text{HNO}_2}$) и азотной ($\overset{+5}{\text{HNO}_3}$) кислот, которым соответствуют оксиды



2.2. Закономерности изменения свойств оксидов

Увеличение степени окисления элемента и уменьшение радиуса его иона (при этом происходит уменьшение эффективного отрицательного

заряда на атоме кислорода $-\delta_O$) делают оксид более кислотным. Это и объясняет закономерное изменение свойств оксидов от основных к амфотерным и далее к кислотным.

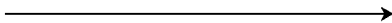
а) В одном периоде при увеличении порядкового номера происходит усиление кислотных свойств оксидов и увеличение силы соответствующих им кислот.

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
основный оксид, сильное основание	основный оксид, слабое основание	амфотерный оксид, амфотерный гидроксид	кислотный оксид, очень слабая кислота	кислотный оксид, кислота средней силы	кислотный оксид, сильная кислота	кислотный оксид, очень сильная кислота

Таблица 2
Зависимость кислотно-основных свойств оксидов от эффективного заряда на атоме кислорода

Оксид	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	$\text{P}_4\text{O}_{1023}$	SO_3	Cl_2O_7
Эффективный заряд, δ_O	-0,81	-0,42	-0,31	-0,23	-0,13	-0,06	-0,01
Кислотно-основные свойства оксида	Основный	Основный	Амфотерный	К и с л о т н ы й			

б) В главных подгруппах периодической системы при переходе от одного элемента к другому сверху вниз наблюдается усиление основных свойств оксидов:

BeO амфотерный	MgO основный	CaO основный	SrO основный	BaO основный	RaO основный
					
увеличение силы соответствующих оснований					

в) При повышении степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства оксида и ослабевают основные:

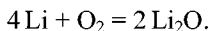
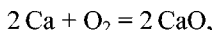
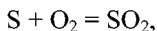
Таблица 3
Зависимость кислотно-основных свойств от степени окисления металлов

$\overset{+2}{\text{CrO}}$ основный оксид	$\overset{+3}{\text{Cr}_2\text{O}_3}$ амфотерный оксид	—	$\overset{+6}{\text{CrO}_3}$ кислотный оксид	—
$\overset{+2}{\text{FeO}}$ основный оксид	$\overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3}$ амфотерный оксид	—	—	—
$\overset{+2}{\text{MnO}}$ основный оксид	$\overset{+3}{\text{Mn}_2\text{O}_3}$ амфотерный оксид с преобладанием основных свойств	$\overset{+4}{\text{MnO}_2}$ амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств	$\overset{+6}{\text{MnO}_3}$ кислотный оксид	$\overset{+7}{\text{Mn}_2\text{O}_7}$ кислотный оксид

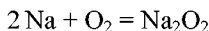
§ 3. Способы получения оксидов

Оксиды могут быть получены в результате различных химических реакций.

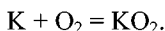
1°. При взаимодействии простых веществ (за исключением золота, платины и инертных газов) с кислородом:



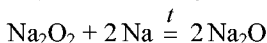
При горении других *щелочных* металлов в кислороде образуются пероксиды:



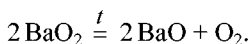
или надпероксиды:



Оксиды этих металлов могут быть получены при взаимодействии пероксида (или надпероксида) с соответствующим металлом:

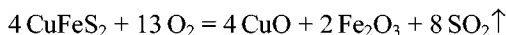
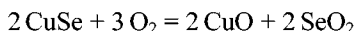
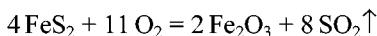


или при термическом их разложении:

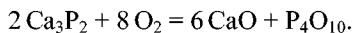
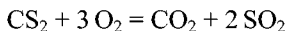
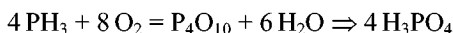


2°. В результате горения бинарных соединений в кислороде:

а) обжиг халькогенидов:



б) горение гидридов и фосфидов.



3°. При термическом разложении солей:

а) *карбонатов*:

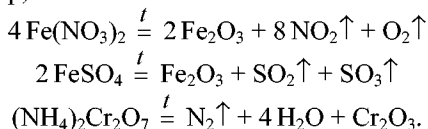


Карбонаты щелочных металлов (за исключением карбоната лития) плавятся без разложения.

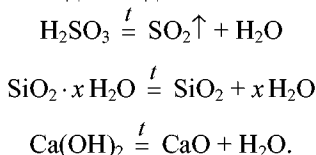
б) *нитратов*:



в) Если соль образована катионом металла, проявляющим переменные степени окисления и анионом кислоты, обладающей окислительными свойствами, то могут образоваться оксиды с другими степенями окисления элементов, например,



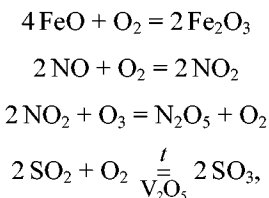
4°. Термическое разложение оснований и кислородсодержащих кислот приводит к образованию оксида и воды:



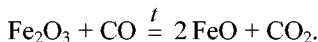
Гидроксиды щелочных металлов плавятся без разложения.

5°. Если химический элемент в своих соединениях проявляет различные степени окисления и образует несколько оксидов, то:

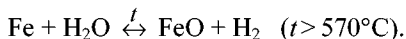
а) при окислении низших оксидов можно получить оксиды, в которых соответствующий элемент находится в более высокой степени окисления:



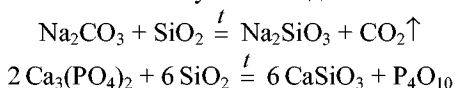
б) и, аналогично, при восстановлении высших оксидов можно получить низшие оксиды:

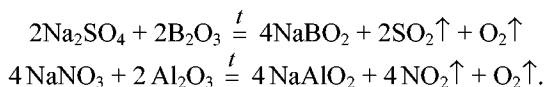


6°. Некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, могут при высокой температуре вытеснять водород из воды. При этом также образуется оксид металла:

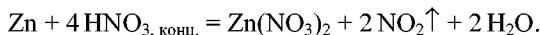
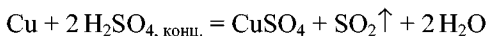


7°. При нагревании солей с кислотными оксидами. Направление реакции в этом случае зависит от относительной летучести оксидов — менее летучий оксид вытесняет более летучий оксид из соли:

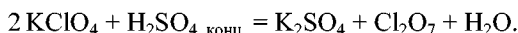
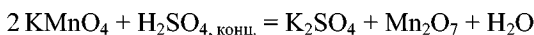
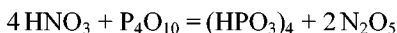




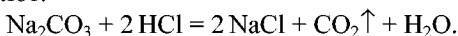
8°. При взаимодействии металлов с кислотами-окислителями происходит частичное восстановление кислотообразующего элемента с образованием оксида:



9°. При действии водоотнимающих веществ на кислоты или соли:



10°. При взаимодействии солей слабых неустойчивых кислот с растворами сильных кислот:



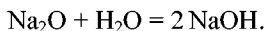
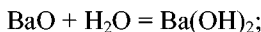
§ 4. Химические свойства оксидов

4.1. Основные оксиды

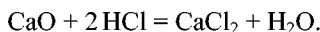
К основным оксидам относятся:

- оксиды всех металлов главной подгруппы первой группы (щелочные металлы Li – Fr),
- главной подгруппы второй группы, начиная с магния (Mg – Ra) и
- оксиды переходных металлов в низших степенях окисления, например, MnO, FeO.

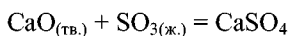
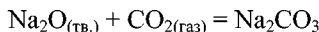
1°. Оксиды наиболее активных металлов (щелочных и щелочноземельных, начиная с кальция) при *обычных* условиях непосредственно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды, которые являются сильными, растворимыми в воде основаниями — *щелочами*, например,

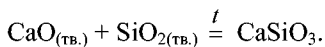


2°. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами образуя соли:



3°. Также к образованию соли приводит взаимодействие их с кислотными оксидами:

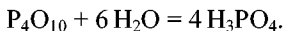
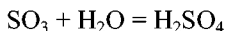




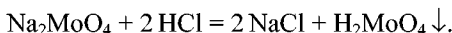
4.2. Кислотные оксиды

Большинство оксидов неметаллов являются кислотными оксидами (CO_2 , SO_3 , P_4O_{10} и др.). Оксиды переходных металлов в высших степенях окисления проявляют преимущественно также свойства кислотных оксидов, например: CrO_3 , Mn_2O_7 , V_2O_5 .

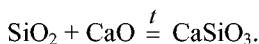
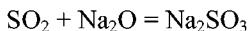
1°. Кислотные оксиды реагируют с водой с образованием соответствующих кислот:



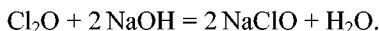
Некоторые оксиды, например, SiO_2 , MoO_3 и др. с водой непосредственно не взаимодействуют и соответствующие им кислоты могут быть получены косвенным путем:



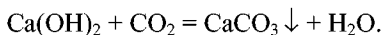
2°. Взаимодействие кислотных оксидов с основными оксидами приводит к образованию солей:



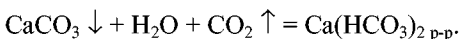
3°. Также к образованию солей ведет реакция кислотного оксида с основанием.



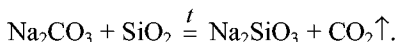
Если кислотный оксид является ангидридом многоосновной кислоты, то в зависимости от относительных количеств основания и кислотного оксида, участвующих в реакции, возможно образование средних



или кислых солей



4°. Мало летучие оксиды вытесняют летучие оксиды из солей:

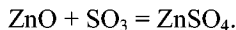
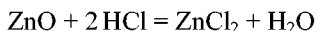


4.3. Амфотерные оксиды

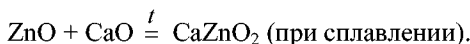
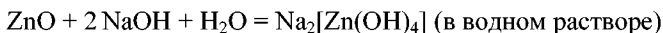
Амфотерность (от греч. *amphoterous* — и тот и другой) — способность химических соединений (оксидов, гидроксидов, аминокислот) проявлять

как кислотные, так и основные свойства, в зависимости от свойств второго реагента, участвующего в реакции.

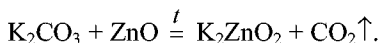
Одно и то же вещество (например, ZnO), реагируя с сильной кислотой или кислотным оксидом, проявляет свойства *основного оксида*:



а при взаимодействии с сильным основанием или основным оксидом – свойства *кислотного оксида*:



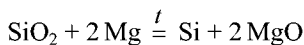
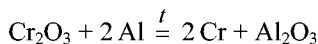
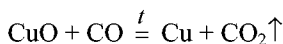
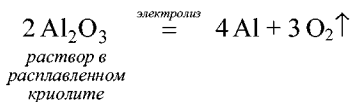
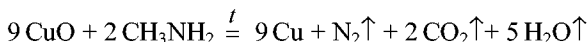
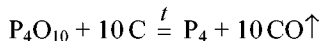
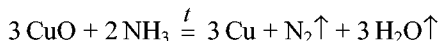
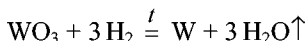
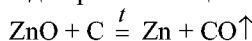
Амфотерные оксиды способны вытеснять летучие оксиды из солей:

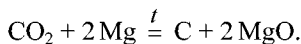
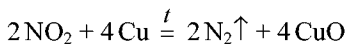


4.4. Общие химические свойства оксидов

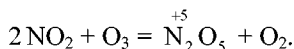
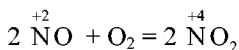
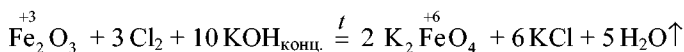
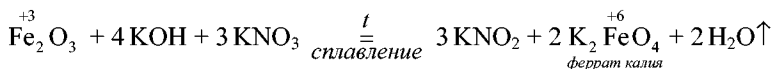
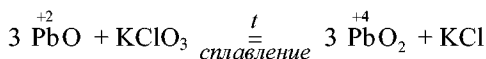
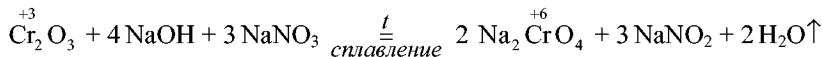
Оксиды могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях приводящих к изменению степени окисления данного элемента:

1°. Восстановление оксидов. Восстановители (C , CO , H_2 , CH_4 , и др., активные металлы, такие как Mg , Al) при нагревании восстанавливают многие элементы из оксидов до простых веществ:





2°. Окисление оксидов. Оксиды элементов, проявляющих переменные степени окисления, могут участвовать в реакциях, приводящих к повышению степени окисления данного элемента:



3°. Пассивация оксидов. Термическое разложение гидроксидов при высоких температурах ($> 1000^\circ\text{C}$) приводит к получению оксидов в химически малоактивной форме. Оксиды полученные таким путем не растворяются ни в кислотах, ни в щелочах. Перевести их в растворимое состояние можно только лишь сплавлением с кислыми солями или щелочами. Примером могут служить оксиды алюминия, хрома, титана.

Кислоты и основания

§ 1. Теории кислот и оснований

Понятия «кислота» и «основание» сформировались в XVII веке. Однако содержание этих терминов неоднократно пересматривалось. Существует несколько теорий кислот и оснований. Здесь будут рассмотрены только три теории, которые чаще всего используются для объяснения химических процессов.

1.1. Электролитическая теория

На основании теории электролитической диссоциации (1887), предложенной шведским физико-химиком Сванте Аррениусом (1859 – 1927 гг.), можно дать следующие определения кислотам и основаниям:

Кислоты — электролиты, которые при диссоциации в водных растворах, в качестве катионов дают *только катионы водорода* (гидроксония — H_3O^+) и анионы кислотного остатка.

Например,



Основания — электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов дают *только анионы гидроксила* (OH^-) и катионы.

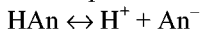
Например,



1.2. Протолитическая теория

Датский физико-химик Йоханнес Бренстед (1879 – 1947 гг.) и английский химик Томас Лоури (1874 – 1936 гг.) практически одновременно (1928 – 1929 гг.) предложили *протолитическую* теорию кислот и оснований, согласно которой

кислота — донор катионов водорода:



Кислоты могут быть:

а) молекулярными $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

б) катионными $\text{NH}_4^+ \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}^+$

в) анионными $\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$

Основание — акцептор катионов водорода.

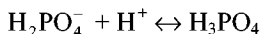
Основания делятся на

а) молекулярные $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$

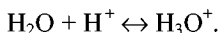
б) анионные $\text{OH}^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$

в) катионные $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

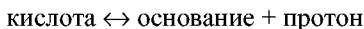
Амфотерные вещества (амфолиты) — это вещества, которые являются как донорами, так и акцепторами протонов. Они могут быть заряженными, например:



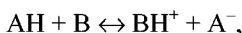
и нейтральными:



Кислоты и основания существуют только как сопряженные пары:



Кислотно-основной процесс сопряженных кислот и оснований может быть выражен общей схемой:



где AH , BH^+ — *кислоты* B , A^- — *основания*.

Протон не существует в растворе в свободном виде, в воде он образует катион гидроксония H_3O^+ .

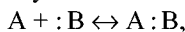
Понятия кислоты в протолитической и электролитической теориях совпадают, однако понятие «основание» охватывает более широкий круг соединений: основаниями могут быть вещества, которые не имеют анионов OH^- , например, NH_3 , $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$.

1.3. Электронная теория

В 1926 г. американский физико-химик Гилберт Льюис (1875 — 1946 гг.) предложил *электронную* теорию кислот и оснований.

По его теории к *кислотам* относятся вещества, являющиеся *акцепторами* электронной пары, а к *основаниям* — *донорами* электронной пары

Отличительным признаком этой теории является то, что кислота и основание взаимодействуют друг с другом с образованием связи по донорно-акцепторному механизму:

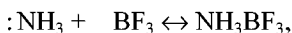


где A — кислота, $: \text{B}$ — основание, $\text{A} : \text{B}$ — кислотно-основной комплекс (продукт нейтрализации).

В результате приобретения атомом, ответственным за кислотные свойства, электронной пары часто возникает завершенная электронная конфигу-

рация. В отличие от электролитической и протолитической теорий, к кислотам относят соединения, не содержащие водород (апротонные кислоты).

Например:



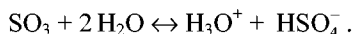
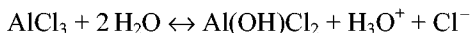
BF_3 является кислотой.

Таблица 4
Некоторые примеры “реакций нейтрализации”

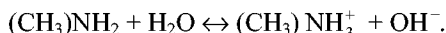
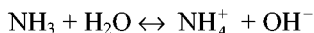
Кислота	Основание	Кислотно-основный комплекс
H^+	OH^-	H_2O
CO_2	H_2O	H_2CO_3
AlCl_3	Cl^-	$[\text{AlCl}_4]^-$
Zn(OH)_2	2OH^-	$[\text{Zn(OH)}_4]^-$
BF_3	NH_3	$\text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$
BF_3	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O} \cdot \text{BF}_3$
SbCl_5	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	$\text{SbCl}_5 \cdot (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$
Ag^+	2CN^-	$[\text{Ag(CN)}_2]^+$

Понятия основания в теориях Бренстеда (протолитическая теория) и Льюиса совпадают, однако понятие кислоты в электронной теории охватывает, кроме протона, более широкий круг частиц способных акцептировать электронную пару.

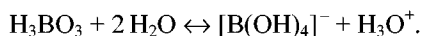
Растворение кислот Льюиса в ионизирующих растворителях (например, в H_2O) приводит к росту концентрации ионов водорода (катионов гидроксония):



Растворение оснований Льюиса в воде приводит к увеличению концентрации анионов OH^- :



Кислотные свойства ортоборной кислоты H_3BO_3 обусловлены не электролитической диссоциацией этого соединения, а образованием катионов гидроксония (H_3O^+) по реакции:



§ 2. Кислоты

2.1. Классификация кислот.

Здесь будут рассмотрены соединения, являющиеся кислотами с позиции *электролитической* теории.

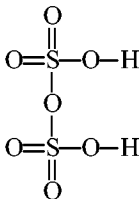
Классификация кислот может быть проведена по различным признакам.

1°. Кислоты неорганические (HNO_3 , H_2SO_4 и др.) и **органические** (CH_3COOH , $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ и др.). Далее в этом разделе будем рассматривать неорганические кислоты.

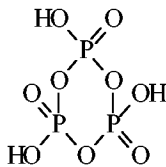
2°. По содержанию кислорода в кислотном остатке:

а) бескислородные — H_nX , где X — галоген, халькоген или неорганический радикал типа CN, NCS и др. Например, HCl , H_2S , HCN .

б) кислородсодержащие (оксокислоты), с общей формулой $\text{H}_n\text{ЭO}_m$, где Э — кислотообразующий элемент. Некоторые оксокислоты могут содержать несколько атомов кислотообразующего элемента, например $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$. При этом однотипные фрагменты связаны через атом кислорода: Э—O—Э . В таких кислотах одинаковые фрагменты могут образовывать как открытые цепи, например, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, так и циклические структуры, например, $(\text{HPO}_3)_n$:



Пиросерная кислота



Метафосфорная кислота

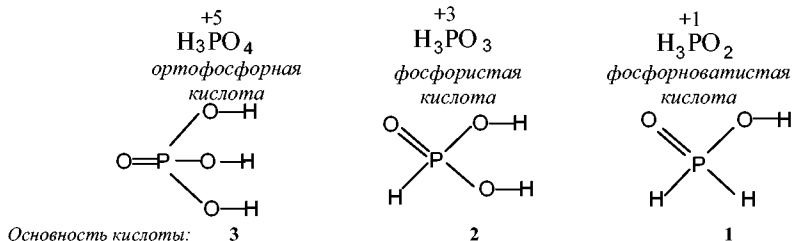
Оксокислоты характерны для многих химических элементов, особенно для элементов в высоких степенях окисления (+3 и выше).

3°. По основности. Основность кислот — число ионов водорода, которые *отщепляются* от молекулы кислоты при ее диссоциации или *обмениваются* на катионы металла при взаимодействии кислоты с основанием или с металлом.

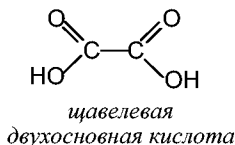
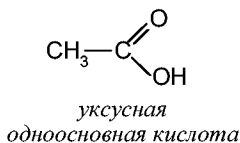
По основности кислоты делятся на одноосновные (HNO_3 , HCl) двухосновные (H_2SO_4), трех- (H_3PO_4) и т. д.

Преимущественно в оксокислотах атомы водорода связаны с атомами кислорода, а не с центральным атомом аниона. Именно эти атомы водорода и отщепляются при диссоциации кислоты в водном растворе с образованием катионов гидроксония (H_3O^+) и принимают участие в реакции нейтрализации т.е. определяют основность кислоты. Для неорганических кислот, как правило, общее число атомов водорода в молекуле соответствует основности кислоты, но это не всегда так.

В некоторых кислотах есть атомы водорода связанные непосредственно с атомом кислотообразующего элемента, такие атомы водорода не обмениваются на ион металла, т.е. не определяют основность кислоты.



Для органических кислот общее число атомов водорода в молекуле, в подавляющем большинстве случаев, не соответствует основности кислоты. Основность органических кислот определяется числом карбоксильных групп в молекуле, например,



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато и могут образовывать несколько рядов солей, например, серная кислота — кислота двухосновная, диссоциирует по двум ступеням:



образует два ряда солей:

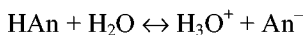
сульфаты (SO_4^{2-}), например, Na_2SO_4 — сульфат натрия,

гидросульфаты (HSO_4^-), например, NaHSO_4 — гидросульфат натрия или кислый сульфат натрия.

4°. Сила кислот. Сила кислоты (как и любого другого электролита) определяется степенью диссоциации, α , которая равна отношению количества продиссоциировавших молекул к общему количеству молекул данного электролита в растворе, т.е. долю продиссоциировавших молекул, ее можно также выражать в процентах:

$$\alpha = \frac{v_{\text{дисс.}}}{v_{\text{оби.}}} \times 100\%$$

Для характеристики силы электролитов применяют также константу диссоциации (константу равновесия реакции диссоциации):



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{An}^-]}{[\text{HAn}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Так как концентрацию воды в водных растворах можно принять за постоянную величину, ее можно включить в константу равновесия:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{An}^-]}{[\text{HAn}]}$$

Величину K_a называют константой ионизации кислоты (индекс «a» — от английского *acid* — кислота), в числителе обычно указывают не концентрацию катионов гидроксония, а концентрацию ионов водорода.

Качественно силу кислот можно оценить по правилу Полинга: если представить формулу оксокислоты в общем виде — $\text{H}_n\text{ЭО}_m$, то по разности $(m-n)$ можно оценить силу кислоты: у какой кислоты она больше та кислота и сильнее:

$m-n=0$ — кислота очень слабая, HClO

$m-n=1$ — кислота слабая, HClO_2

$m-n=2$ — кислота сильная, HClO_3

$m-n=3$ — кислота очень сильная, HClO_4 .

Для многоосновных кислот для каждой ступени диссоциации можно записать свою константу ионизации, причем, как правило, каждая последующая константа меньше предыдущей на несколько порядков:

$$K_1 \gg K_2 \gg K_3$$

(например, для фосфорной кислоты $K_1 = 7 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 5 \cdot 10^{-13}$).

Замена одного атома кислорода в оксокислоте на атом фтора ведет к резкому увеличению силы кислоты. Примером может служить фторсульфоновая кислота HSO_3F . Такие кислоты получили название *суперкислот*. К этому же классу кислот относятся и кислоты с комплексным анионом, например HSbF_6 .

5°. По устойчивости. Некоторые оксокислоты существуют только в водных разбавленных растворах и являются термически неустойчивыми. Получить их в индивидуальном виде невозможно, например H_2CO_3 , H_2SO_3 , HClO , HClO_2 . В то же время есть устойчивые к нагреванию кислоты, например, серная H_2SO_4 ($t_{\text{кип.}} = 296,5^\circ\text{C}$).

6°. По растворимости. По растворимости кислоты делятся на растворимые, такие как HNO_3 , H_3PO_4 , и нерастворимые в воде — $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, H_2MoO_4 .

7°. По соотношению воды и кислотного оксида. По этому признаку кислоты делятся на *орто*-, *пиро*-, *мета*-кислоты и кислоты переменного состава.

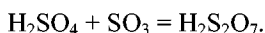
К *орто-кислотам* относятся кислоты, в которых отношение воды и кислотного оксида превышает 1. К таким кислотам относятся ортофосфорная H_3PO_4 [$\nu(\text{H}_2\text{O}) : \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 3 : 1$].

В *мета-кислотах* это отношение равно 1, например, метафосфорная кислота HPO_3 [$\nu(\text{H}_2\text{O}) : \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 1 : 1$]. К этим же кислотам относятся азотная, серная и многие другие.

Пиро-кислоты получаются из орто-кислот в результате отщеплением воды при нагревании:



или растворением кислотного оксида в кислоте:



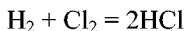
Свои названия эти кислоты получили от греческого слова *пур* — огонь.

В некоторых кислотах отношение воды и кислотного оксида зависит от способа получения, например, $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$; $x\text{TiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. $x\text{SnO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Чаще всего они встречаются в виде коллоидных растворов.

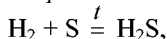
2.2. Способы получения кислот

1. Бескислородные кислоты могут быть получены:

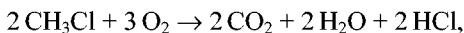
а) взаимодействием простых веществ с водородом



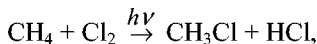
при горении водорода в атмосфере хлора



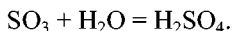
б) при горении органических галогенсодержащих соединений



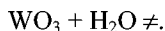
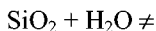
в) при реакции алканов с галогенами:



2. Кислородсодержащие кислоты чаще всего получают растворением кислотного оксида в воде (если кислота растворима в воде):



В случае, если кислота нерастворима в воде этот способ не применим, например:

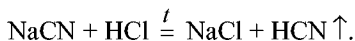


2.3. Общие методы получения любых кислот

Практически все кислоты могут быть получены одним из способов, приведенных ниже.

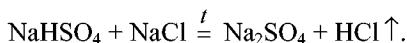
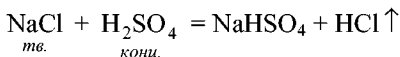
1°. Взаимодействие между солью и кислотой приводит к образованию новой соли и новой кислоты, если между солью и кислотой не протекает окислительно-восстановительная реакция, например:

а) *Вытеснение слабых кислот сильными.*

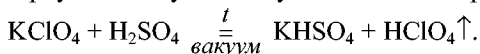


б) *Вытеснение летучей кислоты из ее солей менее летучей кислотой.*
Для этих целей обычно используют серную кислоту, т.к. она обладает целым рядом необходимых для этого свойств:

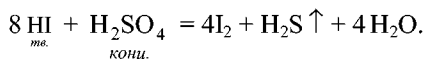
- кислота сильная
- термически устойчивая
- мало летучая [$t_{\text{кип.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 296,5^\circ\text{C}$]



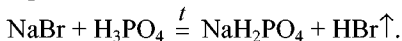
Серная кислота способна вытеснять из солей более сильные кислоты, даже такую как хлорную — самую сильную из всех кислородных кислот.



Однако, используя серную кислоту для этих целей необходимо учитывать и другие свойства этой кислоты, ограничивающие ее применение. Концентрированная серная кислота является достаточно *сильным окислителем*, поэтому ее **нельзя использовать** для получения таких кислот как HBr, HI, H₂S, кислотообразующие элементы которых она может перевести в другие степени окисления, например:



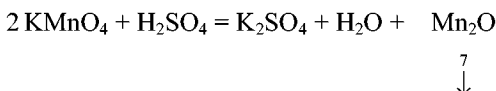
В этом случае можно использовать нагревание соли с фосфорной кислотой, которая не проявляет окислительные свойства:

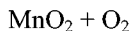


Кроме того, концентрированная серная кислота обладает достаточно сильными водоотнимающими свойствами, что приводит к разложению кислоты, вытесняемой из соли, за счет диспропорционирования центрального атома:

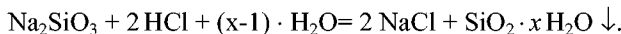
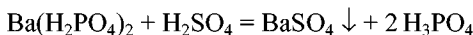
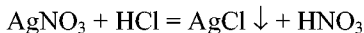


либо к образованию неустойчивого кислотного оксида, разложение которого может происходить со взрывом:





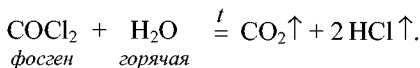
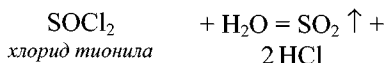
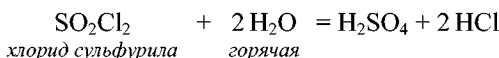
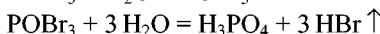
в) Образование одного нерастворимого продукта:



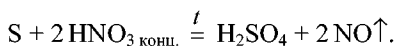
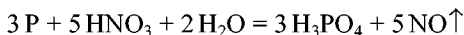
2°. Взаимодействие солей, гидролиз которых идет практически до конца, с водой:



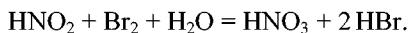
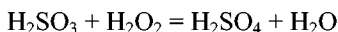
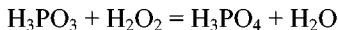
3°. Гидролиз галогенангидридов кислот:



4°. Окисление неметаллов азотной кислотой:



5°. Окисление кислотообразующего элемента до более высокой степени окисления:

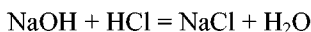


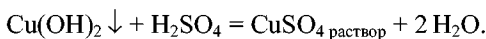
2.4. Химические свойства кислот

1°. Рассмотрим характерные свойства кислот, не являющихся окислителями.

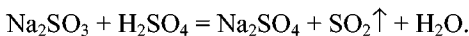
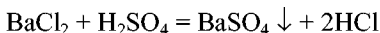
1°.1. Реакции обмена

а) Взаимодействие с основаниями (как с растворимыми, так и с нерастворимыми) — реакция *нейтрализации*:





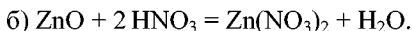
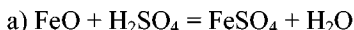
б) Взаимодействие с солями



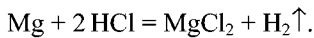
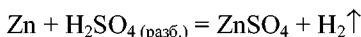
При составлении уравнений реакций обмена необходимо учитывать условия протекания этих реакций до конца:

- а) образование хотя бы одного нерастворимого соединения
- б) выделение газа
- в) образование слабого электролита (например, воды)

1°.2. Реакции с основными и амфотерными оксидами:



1°.3. Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из кислот, не являющихся сильными окислителями (HCl , H_2SO_4 (разб.)):



Если в результате реакции образуется нерастворимая соль или оксид, то металл пассивируется и его растворение не происходит:

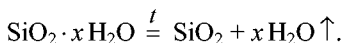
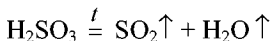


(PbSO_4 — нерастворим в воде)



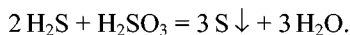
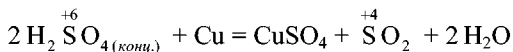
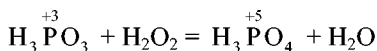
(поверхность металла покрывается оксидной пленкой).

1°.4. Термически неустойчивые кислоты, например, угольная, сернистая, разлагаются при комнатной температуре или при легком нагревании:



1°.5. Реакции с изменением степени окисления кислотообразующего элемента.





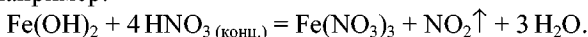
По этому принципу кислоты можно разделить на кислоты-восстановители и кислоты-окислители.

2°. Свойства кислот-окислителей.

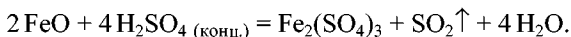
2°.1. Реакции обмена. Кислоты-окислители реагируют с оксидами, гидроксидами и солями, в состав которых входят катионы металлов не проявляющих переменные степени окисления также как и кислоты, не являющиеся окислителями (см. 1°.1 и 1°.2 в п. 2.4).

2°.2. Реакции с гидроксидами, оксидами и солями.

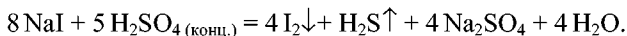
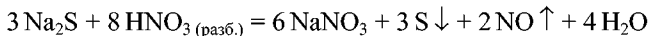
а) Если металл, образующий основание, может находиться в нескольких степенях окисления, а кислота проявляет окислительные свойства, то эти реакции могут протекать с изменением степеней окисления элементов, например:



б) Аналогично ведут себя в реакциях с кислотами-окислителями и оксиды металлов, проявляющих переменные степени окисления:

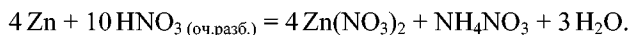
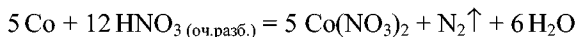
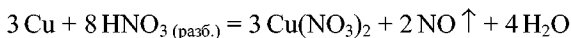
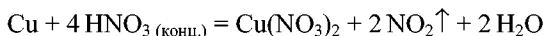


в) При реакциях кислот-окислителей с солями, содержащими анион, проявляющий восстановительные свойства, происходит его окисление:

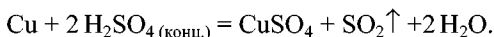


2°.3. Взаимодействие с металлами.

Азотная и концентрированная серная кислоты являются сильными окислителями и могут взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений как до, так и после водорода, но водород в этом случае не выделяется, а образуются продукты восстановления азота и серы, причем, состав продуктов зависит от активности металла, концентрации кислоты и температуры:

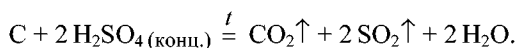
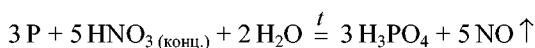
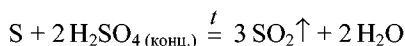
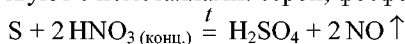


С разбавленной серной кислотой медь не взаимодействует, но реагирует с *концентрированной* серной кислотой, однако *водород при этом не выделяется*:

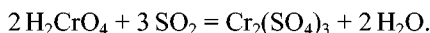


Некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, например, Fe, Al, Cr, эти кислоты пассивируют за счет образования на поверхности металла оксидной пленки нерастворимой в концентрированных кислотах при обычных условиях и поэтому указанные металлы не взаимодействуют с концентрированными серной и азотной кислотами.

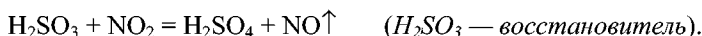
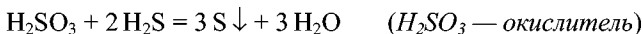
2°.4. Реакции с неметаллами. Концентрированные азотная и серная кислоты взаимодействуют с неметаллами: серой, фосфором, углеродом:



2°.5. Кислоты, образованные переходными металлами в высших степенях окисления, например, хромовая $[\text{H}_2\text{CrO}_4]$, марганцовая $[\text{HMnO}_4]$, являются сильными окислителями.



Кислоты, в которых кислотообразующий элемент находится в промежуточной степени окисления могут проявлять как окислительные, так восстановительные свойства.



§ 3. Основания

В этом разделе будут рассмотрены только неорганические основания с позиции *электролитической* теории.

3.1. Классификация оснований

Основания могут быть классифицированы по следующим свойствам.

1°. Кислотность основания — число групп OH^- способных обмениваться на кислотный остаток. Например, NaOH — однокислотное основание, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — двухкислотное основание. По этому признаку основания бывают одно-, двух- и т. д. кислотными. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато и могут образовывать несколько рядов солей, напри-

мер, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат (основной карбонат) магния; MgCO_3 — карбонат (средний карбонат) магния.

2°. Растворимость. Гидроксиды щелочных металлов, металлов главной подгруппы второй группы, начиная с кальция, гидроксид таллия (I) $[\text{TlOH}]$ и гидроксид аммония растворимы в воде. Гидроксиды других металлов в воде практически нерастворимы.

3°. Сила оснований, также как и других электролитов, определяется степенью диссоциации (или константой диссоциации). Сильными основаниями являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Сильные, растворимые в воде основания называются *щелочами*.

4°. Термическая устойчивость оснований. При нагревании большинство оснований разлагаются на оксид металла и воду. Устойчивыми являются гидроксиды щелочных металлов, начиная с натрия, они плавятся без разложения. Гидроксиды лития, стронция, бария и радия разлагаются при температуре несколько выше температуры плавления, гидроксиды остальных металлов разлагаются до плавления.

5°. По отношению к кислотам и щелочам гидроксиды металлов можно разделить на основные и амфотерные. К основным гидроксидам относятся гидроксиды, растворяющиеся только в кислотах и не реагирующие со щелочами, к амфотерным — гидроксиды, растворяющиеся как в кислотах, так и в щелочах.

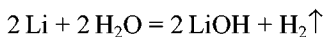
Основными являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также гидроксид магния и гидроксиды переходных металлов в низших степенях окисления, например, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и др.

Амфотерными являются гидроксиды $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, гидроксиды переходных металлов в промежуточных степенях окисления, например, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

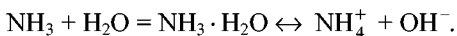
3.2. Способы получения оснований

Основания могут быть получены одним из следующих способов.

1°. Взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



Этим же способом может быть получен гидроксид аммония:



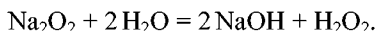
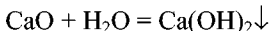
В отличие от предыдущих примеров эта реакция протекает без изменения степеней окисления.

Другие металлы, стоящие в ряду электродных потенциалов до водорода, также могут реагировать с водой, но эти реакции протекают при высоких температурах и обратимы. При этом образуются не гидроксиды

металлов, а оксиды, т.к. гидроксиды при этих температурах термически неустойчивы, например,



2°. Растворением оксидов и пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов в воде:

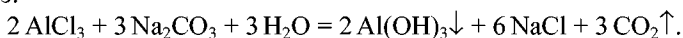


Оксиды других металлов с водой не взаимодействуют.

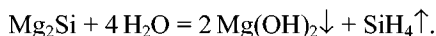
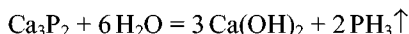
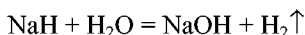
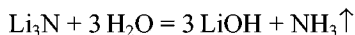
3°. Гидролизом солей, у которых он протекает до конца:



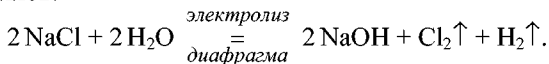
4°. Смешиванием водных растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз:



5°. Разложением некоторых бинарных соединений металл-неметалл (гидридов, нитридов, фосфидов и др.) водой, например:

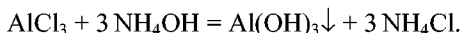
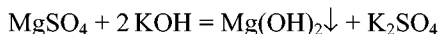


6°. Электролизом водных растворов хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов:



Для получения гидроксидов этим способом необходимо разделить катодное и анодное пространства, иначе будет происходить взаимодействие хлора со щелочью с образованием других продуктов.

7°. Важнейшим способом получения слабых, нерастворимых в воде оснований является осаждение их из растворов солей щелочами или раствором аммиака



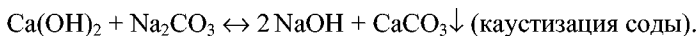
При осаждении амфотерных гидроксидов щелочами полноту осаждения можно достичь только при смешении строго эквимольных количеств соли и щелочи. Поэтому для осаждения амфотерных гидроксидов используют раствор аммиака в воде. Аммиаком нельзя

осаждать гидроксиды тех металлов, которые образуют с ним комплексные катионы.

Гидроксид аммония не может быть получен таким способом, т. к. повышение концентрации анионов OH^- приводит к уменьшению растворимости аммиака в воде и выделению его из раствора в виде газа:

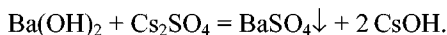


Этот же способ применим и для получения растворимых в воде оснований:

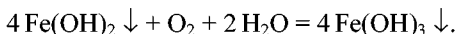


Сдвиг равновесия в сторону образования NaOH достигается за счет образования CaCO_3 , обладающего меньшей растворимостью, чем $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Для большего смещения равновесия в сторону образования гидроксида щелочного металла используют гидроксид бария и сульфат соответствующего щелочного металла:



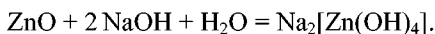
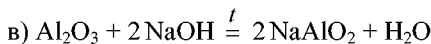
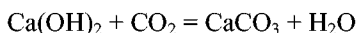
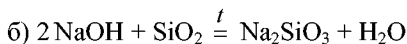
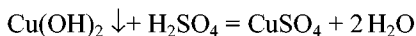
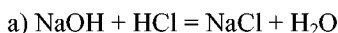
8°. Окислением катиона, находящегося в низшей степени окисления, до высшей:



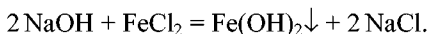
3.3. Химические свойства оснований

Основания реагируют:

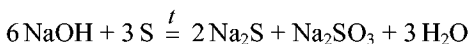
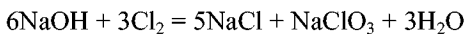
1°. С кислотами (а), кислотными (б) и амфотерными оксидами (в):

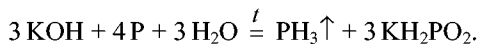


2°. С солями (для растворимых в воде оснований):

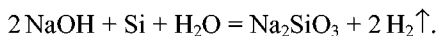


3°. С некоторыми неметаллами (в этих случаях, как правило, протекает реакция диспропорционирования):

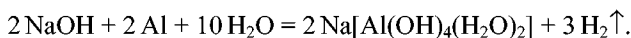
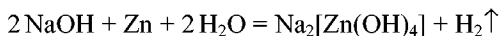




Взаимодействие кремния с раствором щелочи должно протекать подобно реакции фосфора со щелочью, но образующийся при этом силан (SiH_4) взаимодействует с водой с образованием водорода и кремниевой кислоты, которая растворима в щелочах:



4°. С некоторыми металлами, гидроксиды которых амфотерны:

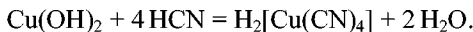


5°. С различными веществами, при реакциях с которыми образуются комплексные соединения:

а) катионного типа:



б) анионного типа:



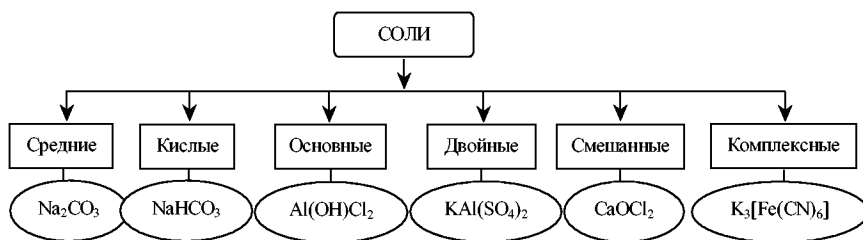
Соли

С точки зрения электролитической теории можно дать следующее определение этому классу соединений

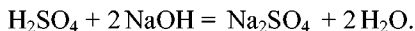
Соли — электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов или другие, более сложные, катионы, например, NH_4^+ , UO_2^{2+} , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и анионы кислотного остатка.

§ 1. Классификация солей

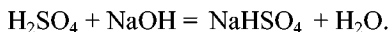
В зависимости от состава соли также могут быть разделены на различные типы.



1°. Средние соли — соли, которые образуются в результате полной нейтрализации кислоты основанием (при замещении всех катионов водорода на катионы металла):



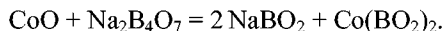
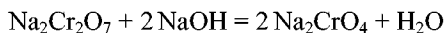
2°. Кислые соли — соли, которые образуются при неполной нейтрализации кислоты основанием (замещаются не все катионы водорода на катионы металла). Соли этого типа могут быть образованы только многоосновными кислотами.



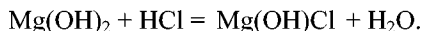
H_2SO_4 — кислота двухосновная, при полной нейтрализации которой образуется средняя соль Na_2SO_4 , а при замещении одного атома водорода на металл образуется *кислая соль* NaHSO_4 .

H_3PO_4 — кислота трехосновная, в которой возможно последовательное замещение одного, двух или всех трех атомов водорода на атомы металла. И при нейтрализации этой кислоты возможно образование трех рядов солей: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 и Na_3PO_4 .

В общем же случае к кислым солям относятся соли в которых молярное содержание кислотного оксида больше молярного содержания основного оксида, например, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$. При реакции с основными оксидами и гидроксидами эти соли переходят в средние соли:



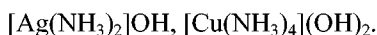
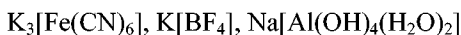
3°. Основные соли — соли, которые являются продуктом неполной нейтрализации многокислотного основания кислотой:



4°. Двойные соли — соли, в состав которых входят анионы только одного вида и разные катионы, например, $\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.

5°. Смешанные соли — соли, в состав которых входят катионы одного вида и анионы разных кислот, например, хлорная известь CaCl(OC)l .

6°. Комплексные соли — соли, имеющие сложные катионы или анионы, в которых связь образована по донорно-акцепторному механизму. При написании молекулярных формул таких солей комплексный катион или анион заключают в квадратные скобки, например:

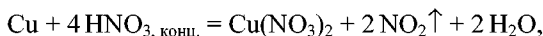
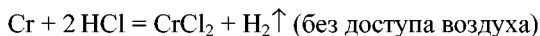


§ 2. Способы получения солей

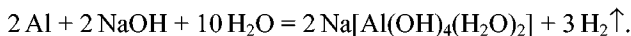
Соли могут быть получены одним из ниже приведенных способов.

1°. Взаимодействием металлов

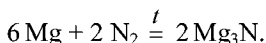
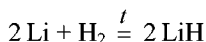
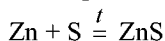
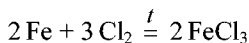
а) с кислотами:



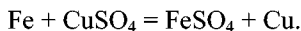
б) со щелочами:



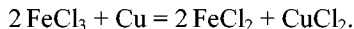
2°. Нагреванием металлов с неметаллами в инертной атмосфере:



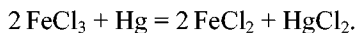
3°. Вытеснением металлов из солей другими металлами, стоящими в ряду напряжений до металла, входящего в состав соли:



При этом не надо забывать, что если металл, входящий в состав соли, проявляет переменные степени окисления, то он может быть восстановлен до более низкой степени окисления металлом, находящимся в ряду напряжений правее его:



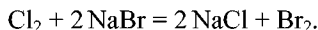
Эта реакция нашла применение электронной промышленности при изготовлении плат для печатного монтажа.



На этом основан способ очистки помещений от разлитой ртути.

4°. Взаимодействием неметаллов со щелочами (см. п.3.3. Свойства оснований, 3°).

5°. Вытеснением активными неметаллами менее активных неметаллов из солей:

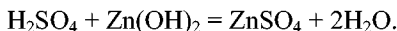
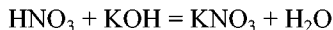


В этом случае более электроотрицательный неметалл (хлор) вытесняет менее электроотрицательный (бром).

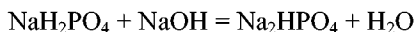
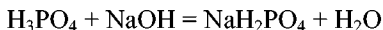
6°. Взаимодействием двух оксидов

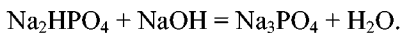


7°. Нейтрализацией кислоты основанием (или амфотерным гидроксидом):

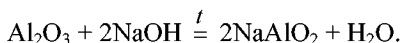
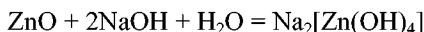
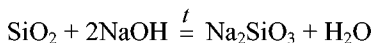
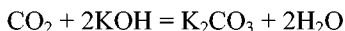


В случае многоосновных кислот (или многокислотных оснований) возможно образование кислых (или основных) солей, в зависимости от относительных количеств кислоты и основания, вступивших в реакцию:

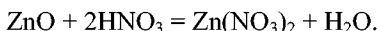
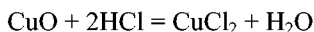




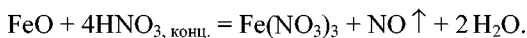
8°. Растворением или сплавлением кислотного или амфотерного оксида с основанием:



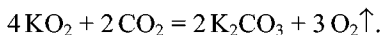
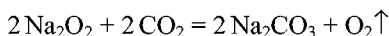
9°. Как результат реакции основного или амфотерного оксида с кислотой:



При этом необходимо учитывать возможность окисления катиона, образующего оксид, до более высокой степени окисления:

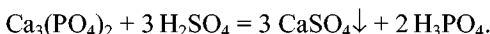
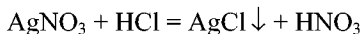


10°. Взаимодействием пероксидов, надпероксидов и озонидов с кислотными оксидами:



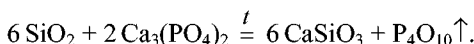
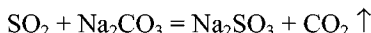
Эти реакции лежат в основе регенерации воздуха в замкнутых пространствах (подводные лодки, космические корабли, изолирующие противогазы).

11°. Осаждением нерастворимых в воде солей с образованием растворов кислот:

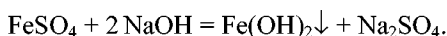


Полученная соль не должна растворяться в образовавшейся кислоте.

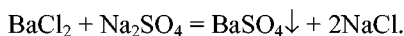
12°. Взаимодействием кислотного оксида с солью:



13°. Осаждением нерастворимых гидроксидов растворами щелочей из солей:

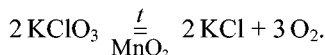
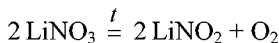


14°. Как результат реакции обмена между солями с образованием одной нерастворимой соли:

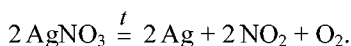
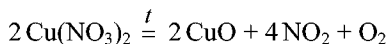


15°. Термическим разложением солей:

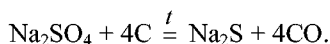
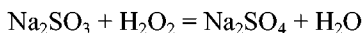
Степень разложения солей определяется отношением заряда катиона ($n+$) к его радиусу (r). Чем больше это отношение, тем «глубже» степень разложения.



В некоторых случаях определяющую роль в разложении соли играет и заполненный 18-электронный подуровень катиона металла.



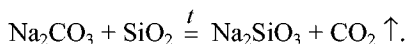
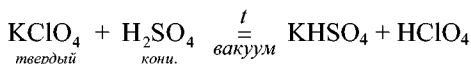
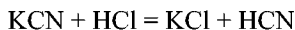
16°. Окислением или восстановлением кислотообразующего элемента, входящего в состав аниона соли:



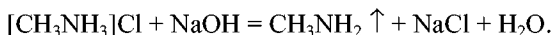
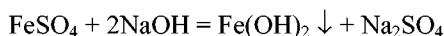
§ 3. Химические свойства солей

Соли могут взаимодействовать:

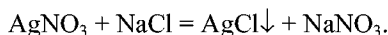
1°. С кислотами или с кислотными оксидами (сильная или малолетучая кислота вытесняет слабую или более летучую, неустойчивую кислоту из соли):



2°. С основаниями (сильное или менее летучее основание вытесняет слабое или более летучее основание из солей):

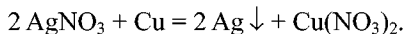


3°. С солями:

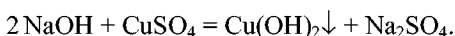
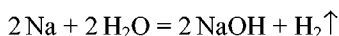


При составлении уравнений реакций обмена между электролитами, необходимо учитывать условия протекания реакций до конца и пользоваться таблицей растворимости оснований, кислот и солей.

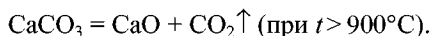
4°. С металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до металла, катион которого входит в состав соли (см. «получение солей» п. 3):



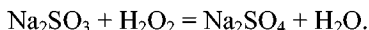
При составлении уравнений подобных реакций не следует использовать металлы, стоящие в ряду электрохимических напряжений до магния, т. к. эти металлы прежде всего будут взаимодействовать с водой в результате чего образуется гидроксид, который и будет реагировать с солью, например, раствор $\text{CuSO}_4 + \text{Na}$



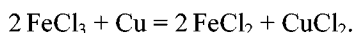
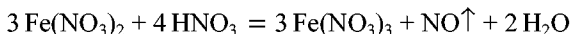
5°. Соли кислородсодержащих кислот разлагаются при нагревании:



6°. Если кислотообразующий элемент может находиться в нескольких степенях окисления, то используя подходящий окислитель или восстановитель можно перейти от соли одной кислоты к соли другой кислоты, в которой кислотообразующий элемент находится в другой степени окисления.



Аналогично, если металл, входящий в состав соли может проявлять различные степени окисления, то можно перейти от одной соли к другой, в которой металл находится в иной степени окисления:



Оглавление

ГЛАВА 1. Оксиды.....	3
§ 1. Физические свойства оксидов.....	3
§ 2. Классификация оксидов и закономерности изменения химических свойств ..	4
2.1. Классификация оксидов по химическим свойствам.....	4
2.2. Закономерности изменения свойств оксидов.....	5
§ 3. Способы получения оксидов.....	7
§ 4. Химические свойства оксидов	9
4.1. Основные оксиды.....	9
4.2. Кислотные оксиды	10
4.3. Амфотерные оксиды.....	10
4.4. Общие химические свойства оксидов.....	11
ГЛАВА 2. Кислоты и основания	13
§ 1. Теории кислот и оснований.....	13
1.1. Электролитическая теория.....	13
1.2. Протолитическая теория	13
1.3. Электронная теория.....	14
§ 2. Кислоты.....	16
2.1. Классификация кислот.	16
2.2. Способы получения кислот.....	19
2.3. Общие методы получения любых кислот	19
2.4. Химические свойства кислот.....	21
§ 3. Основания	24
3.1. Классификация оснований	24
3.2. Способы получения оснований.....	25
3.3. Химические свойства оснований.....	27
ГЛАВА 3. Соли	29
§ 1. Классификация солей	29
§ 2. Способы получения солей	30
§ 3. Химические свойства солей.....	33

КОРЕНЕВ Юрий Михайлович, проф. ФНМ МГУ

*ОВЧАРЕНКО Валерий Павлович, ст. преподаватель химического
факультета МГУ*

ЕГОРОВ Евгений Николаевич, ст. н. с. химического факультета МГУ

Общая и неорганическая химия

Часть II

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Оформление и верстка
И. Н. Коровин, Т. А. Клименко

Изд. лиц. № 040414 от 18.04.97

Подписано в печать 04.12.2000. Формат 60×84 $\frac{1}{16}$. Бумага офс. № 1.
Офсетная печать. Гарнитура Таймс. Усл. печ. л. 2,25. Уч.-изд. л. 2,25. Тираж 150 экз.

Школа имени А. Н. Колмогорова Специализированного учебно-научного центра
Московского Государственного университета им. М. В. Ломоносова
121357, Москва, ул. Кременчугская, 11

тел. 449-33-64
e-mail: adm@aesc.msu.ru

Ордена “Знак Почета” Издательство Московского университета
103009, Москва, ул. Б. Никитская, 5/7