

Свойства и способы получения основных классов неорганических веществ

Содержание

Свойства и способы получения основных классов неорганических веществ	1
Содержание	1
Введение в тему. Основные сопутствующие понятия	3
Классификация неорганических веществ.....	3
Степени окисления элементов главных подгрупп периодической системы	4
Классификация оксидов	5
Составление формул гидроксидов-кислот.....	5
Первый способ.....	5
Второй способ	6
Кислотно-основное взаимодействие, реакции солеобразования	6
Первый вид взаимодействия веществ.	6
Реакции ионного обмена	6
Окислительно-восстановительное взаимодействие.....	7
Важнейшие окислители:.....	7
Важнейшие восстановители:.....	8
Проявление окислительно-восстановительной двойственности свойств.....	8
Третий вид взаимодействия веществ:.....	8
Оксиды	9
Химические свойства оксидов	9
Основные оксиды	9
Амфотерные оксиды	9
Кислотные оксиды.....	10
Особенное свойство кислотных и амфотерный оксидов	10
Особенности окислительно-восстановительной активности оксидов (некоторые примеры уравнений реакций).....	11
Оксиды углерода.....	11
Оксид кремния	11
Оксиды азота.....	11
Оксид серы (IV).....	12
Оксиды металлов.....	12
Оксиды меди.....	12
Оксиды железа.	12
Оксид марганца.....	13
Получение оксидов.....	13
Горение в O_2 простых веществ	13
Горение в O_2 сложных веществ	13
Доокисление оксидов с промежуточной СТОК элементов.....	14
Разложение неустойчивых веществ.....	14
Кислоты	14
Определение	14
Классификация кислот	14
Диссоциация кислот.....	15
Сильных	15
Несильных	15
Суммарное уравнение для несильных кислот не записывают. Каждая последующая стадия диссоциации идет в меньшей степени, чем предыдущая.	15

Окраска индикаторов	15
Получение кислот	16
Химические свойства кислот	16
Особенности окислительной активности азотной кислоты.	17
Концентрированная азотная кислота.....	17
Разбавленная азотная кислота.	17
Особенности окислительной активности концентрированной серной кислоты.	18
Щёлочи	18
Определение	18
Диссоциация.	18
Получение щёлочей.	19
Химические свойства щелочей.....	19
Окраска индикаторов	20
Нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды	21
Определение	21
Получение	21
Классификация и свойства нерастворимых оснований и амфотерных гидроксидов	21
Соли	22
Определение	22
Классификация солей.....	22
Средние соли,	22
Кислые соли,	22
Основные соли,.....	22
Двойные соли.....	22
Смешанные соли,.....	22
Комплексные соли	22
Получение солей	22
из металлов.....	22
из основных оксидов	23
из кислотных оксидов.....	23
из щелочей.....	23
из амфотерных и нерастворимых оснований.....	23
из кислот.....	24
из солей	24
Химические свойства солей.....	24
Соли НЕ реагируют	24
Соли реагируют	24
Гидролиз солей	26

- **Основания и амфотерные гидроксиды** – сложные вещества, общая формула которых MeOH . Степень окисления атомов металлов в основаниях не более четырех. (Основания Аррениуса, существуют и другие виды оснований).
- **Соли.** В их составе обязательно присутствуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Степени окисления элементов главных подгрупп периодической системы

Составить формулу оксидов легко, если известны степени окисления металлов и неметаллов (СТОК). СТОК – условный заряд атома в соединении, при условии, что все связи в этом соединении ионные.

Степени окисления металлов положительные и ноль. (Известно, что у металлов бывают и отрицательные степени окисления, но они не являются характерными, наиболее часто употребляемыми).

Степень окисления ноль имеют элементы в простых веществах.

У металлов Iа подгруппы (щелочных металлов), IIа подгруппы и алюминия положительная СТОК единственная и совпадает с номером группы.

У остальных металлов главных подгрупп высшая положительная СТОК совпадает с номером группы, промежуточные четные, если группа четная и нечетные, если группа нечетная.

Пример:

У галлия, индия и таллия (Ga, In, Tl) СТОК +1, +3 и 0; у металлов IVа подгруппы СТОК +2, +4 и 0.

Степени окисления неметаллов бывают отрицательные, положительные и 0. (исключение у фтора – это самый электроотрицательный элемент периодической системы, его максимальная СТОК - ноль).

Под термином электроотрицательность принято понимать способность атомов притягивать к себе электроны общих электронных пар ковалентных связей, или электроны других атомов.

Отрицательную степень окисления неметалла можно определить по формуле: восемь минус номер группы. Положительные степени окисления определяют так же, как и у металлов. Нулевую степень окисления будут иметь элементы в простых веществах.

Пример:

У галогенов (элементов VII а подгруппы) отрицательная СТОК -1, положительные СТОК +7 (высшая), +5, +3, +1. Это характерные степени окисления (известно, что у хлора есть и все промежуточные четные степени окисления).

Степени окисления серы, селена, теллура (S, Se, Te): -2, 0, +2, +4, +6. Следует обратить внимание на то, что у элемента кислород степени окисления -2, -1, 0, +1, +2. Положительные СТОК кислород проявляет только в соединениях со фтором. Он второй по электроотрицательности элемент периодической системы.

Степени окисления азота, фосфора и мышьяка (N, P, As): -3, 0, +3, +5. (известно, что у азота есть и промежуточные четные положительные степени окисления).

При составлении химических формул следует понимать, что сумма положительных и отрицательных СТОК элементов в соединении должна быть равна нулю.

Более конкретную информацию о степенях окисления элементов можно найти в книге Дж. Эмсли «Элементы» (Москва, Мир, 1993 г.).

Классификация оксидов

Оксиды принято подразделять на солеобразующие (им соответствуют гидроксиды) и не-солеобразующие (последние не имеют гидроксидов и не вступают в реакции солеобразования).

Элементы в характерных СТОК практически всегда образуют солеобразующие оксиды.

Примеры несолеобразующих оксидов N_2O , NO .

Примеры бинарных соединений элементов с кислородом, не являющихся оксидами: H_2O_2 , F_2O , Na_2O_2 , KO_2 и др. Степень окисления кислорода в этих соединениях не равна минус двум.

Солеобразующие оксиды классифицируют на основные, кислотные и амфотерные.

К основным оксидам относят оксиды металлов со СТОК металла +1 или +2 (исключения BeO , SnO , ZnO , PbO – эти оксиды проявляют ярко выраженные амфотерные свойства).

Основным оксидам соответствуют гидроксиды-основания с той же СТОК металла.

Пример:

$Na_2O - NaOH$, (оксид натрия – гидроксид натрия)

$CaO - Ca(OH)_2$, (оксид кальция – гидроксид кальция).

К кислотным оксидам относят солеобразующие оксиды неметаллов и оксиды металлов со СТОК металла более четырех.

Кислотным оксидам соответствуют гидроксиды-кислоты.

Пример:

$SO_3 - H_2SO_4$ (оксид серы (VI) – серная кислота, гидроксид серы (VI) – высшие оксид и гидроксид серы - с максимальной СТОК серы).

$N_2O_5 - HNO_3$ (оксид азота (V) – азотная кислота, высший гидроксид азота).

Если у неметалла в кислотном оксиде не характерная промежуточная СТОК, то такому оксиду соответствует 2 гидроксида-кислоты.

$NO_2 - HNO_2$ и HNO_3

$ClO_2 - HClO_2$ и $HClO_3$.

У этих кислот среднее значение степени окисления атома неметалла совпадает со степенью окисления этого неметалла в оксиде.

Составление формул гидроксидов-кислот

Существует несколько условных приемов, позволяющих определить формулу гидроксида-кислоты.

Первый способ.

К формуле соответствующего оксида алгебраически прибавить воду. (Атомы водорода выносят на первое место, атомы кислорода на последнее место). При этом принято сокращать индексы до получения простейшей формулы.

Пример:

$N_2O_5 + H_2O = H_2N_2O_6$ – сокращаем индексы и получаем формулу HNO_3 .

Следует обратить внимание на оксид фосфора (V). При определении формулы кислоты воду придется прибавлять дважды, чтобы получить формулу ортофосфорной кислоты.

Второй способ.

Сумма положительных степеней окисления водорода и центрального атома элемента в кислоте должна делиться на 2. Если эта сумма не кратная, то увеличивают индекс у атома водорода до двух.

Пример:

H^+Cl^{+7} – сумму положительных степеней окисления делим на 2 и получаем индекс при атоме кислорода, $HClO_4$,

H^+S^{+6} – сумма степеней окисления не делится на 2 – увеличиваем индекс у атома H до двух и делим сумму положительных степеней окисления на 2 – получаем индекс у атома кислорода – H_2SO_4 .

К амфотерным оксидам относят оксиды металлов со СТОК металлов +3 и +4. В эту же группу оксидов причисляют и BeO, SnO, ZnO, PbO.

Амфотерным оксидам характерны амфотерные гидроксиды, формулы последних составляют как формулы оснований.

Пример:

$Al_2O_3 - Al(OH)_3$ (оксид алюминия – гидроксид алюминия)

$BeO - Be(OH)_2$ (оксид бериллия - гидроксид бериллия).

Необходимо понимать, почему и основания, и кислородсодержащие кислоты называют гидроксидами: к гидроксидам причисляют те соединения, в графических формулах которых присутствуют гидроксильные OH группы. Если OH группы связаны с атомами металлов со СТОК от +1 до +4 – то гидроксиды проявляют свойства оснований или амфотерные. Если OH группы связаны с атомами неметаллов или металлов со СТОК больше четырех, то гидроксиды проявляют свойства кислот.

Понятие амфотерность означает кислотно-основную двойственность.

Амфотерные соединения проявляют свойства основные в реакциях с кислотными веществами и свойства кислотные в реакциях с основными веществами, имеющими в своем составе активный металл. (Активные металлы – щелочные – Ia подгруппа и щелочноземельные IIa подгруппа ниже магния).

Кислотно-основное взаимодействие, реакции солеобразования

Первый вид взаимодействия веществ.

Вещества основного характера могут реагировать с веществами кислотного характера и продуктом их взаимодействия будет соль (и, может быть, вода).

Основные вещества не реагируют с основными, кислотные вещества не реагируют с кислотными веществами.

Следовательно, основные оксиды будут реагировать с кислотными оксидами и кислотами.

Кислотные оксиды будут реагировать с основными оксидами и щелочами.

Амфотерные оксиды будут реагировать с кислотными оксидами и кислотами – как основные и с основными оксидами и щелочами – как кислотные.

Реакции ионного обмена

Кислоты, основания, соли вступают друг с другом в реакции обмена (ионного обмена в воде). Возможность необратимого протекания такого вида взаимодействия заключается в выпол-

нении второго правила: реакция протекает в сторону образования более слабого электролита. Этим слабым электролитом может быть осадок, газ или вода.

Следовательно, кислоты, щелочи и соли могут реагировать друг с другом, если в продуктах реакции образуется осадок, газ или вода. (Газ предпочтительнее осадка в реакции соль плюс кислота).

Растворимость кислот, оснований, солей в воде при комнатной температуре

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	M	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	H	H	H	OH ⁻
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	H	P	P	F ⁻
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	P	Cl ⁻
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	P	Br ⁻
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	M	P	I ⁻
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	S ²⁻
SH ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	SH ⁻
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	?	?	SO ₃ ²⁻
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	HSO ₃ ⁻
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	H	P	P	SO ₄ ²⁻
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?	HSO ₄ ⁻
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	NO ₃ ⁻
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	NO ₂ ⁻
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	PO ₄ ³⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	H	?	?	?	?	P	P	P	-	?	H ₂ PO ₄ ⁻
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	M	H	HPO ₄ ²⁻
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	H	H	?	H	CO ₃ ²⁻
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	HCO ₃ ⁻
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	-	P	CH ₃ COO ⁻
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	H	?	SiO ₃ ²⁻
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	

P — растворяется (более одного грамма на 100 грамм воды), M — мало растворяется (от 0,1 до одного грамма на 100 грамм воды), H — не растворяется (менее 0,1 грамма на 100 грамм воды), — — в водной среде разлагается, ? — нет достоверных сведений о существовании соединения

Окислительно-восстановительное взаимодействие

Чтобы полнее представить себе картину химических свойств соединений, необходимо учесть окислительно - восстановительные реакции веществ.

Окислитель — элемент, забирающий электроны у других атомов и повышающий свою СТОК. Окислитель в этом процессе восстанавливается. Процесс приобретения элементом электронов называют восстановлением.

Восстановитель — элемент отдающий электроны другим атомам и повышающий свою СТОК. Восстановитель в этом процессе окисляется. Процесс ухода от элемента электронов называют окислением.

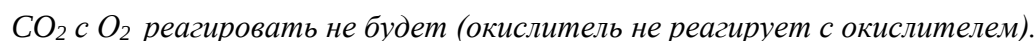
Важнейшие окислители:

1. Простые вещества неметаллы: F₂, O₂, Cl₂, Br₂, I₂ (первые четыре — сильные, последний - слабый).
2. Сложные вещества, в составе которых есть элемент в высшей СТОК элемента:
H⁺ - слабый окислитель, повышает СТОК Me до ближайшего к нулю положительного значения (Например, у железа до +2);

H_2SO_4 , концентрированная, HNO_3 концентрированная и разбавленная, элемент окислитель находится в кислотном остатке – сильные окислители, процесс окисления идет до больших степеней окисления у восстановителя. (Например, у железа до +3).

Соединения марганца и хрома в высшей СТОК Me также являются сильными окислителями. Если вещество (или отдельный элемент) являются только окислителями, то они способны реагировать с восстановителями.

Например:

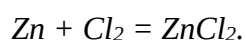
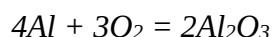


Важнейшие восстановители:

1. Простые вещества – металлы, особенно активные, Al, Zn – сильные восстановители.
2. Простые вещества неметаллы: H_2 , C – более слабые восстановители, могут проявлять и окислительную активность.
3. Сложные вещества, в составе которых есть элемент в минимальной СТОК элемента: N^{-3} , S^{-2} , галогены в отрицательной степени окисления (восстановительная сила возрастает к иод-аниону).

Если вещество (или отдельный элемент) проявляет только восстановительную активность, то они будут реагировать с окислителями и не будут реагировать с восстановителями.

Пример:



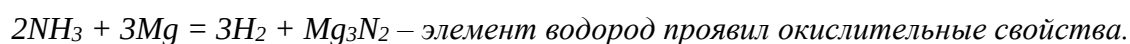
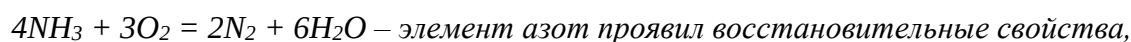
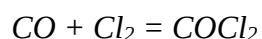
Проявление окислительно-восстановительной двойственности свойств

Соединение может обладать окислительно-восстановительной двойственностью по двум причинам:

1. если в его составе есть элемент в промежуточной СТОК, например:
 SO_2 , CO, FeO и т.д.
2. если в составе соединения есть элемент в высшей СТОК и элемент в низшей СТОК, например:
 NH_3 , HCl.

Вещества (или элементы), проявляющие окислительно-восстановительную двойственность, способны реагировать как с окислителями, так и с восстановителями.

Пример:



Третий вид взаимодействия веществ:

Окислители будут реагировать с восстановителями, если в результате взаимодействия не будут образовываться более сильные окислители и восстановители.

Окислители не реагируют с окислителями. Восстановители не реагируют с восстановителями.

Очень часто кислотно-основное взаимодействие проходит вместе с окислительно-восстановительной реакцией.

Пример:

$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$ в соляной кислоте окислитель – катион водорода – слабый, он не вызывает окислительно-восстановительной реакции.

$FeO + H_2SO_4(разб.) = FeSO_4 + H_2O$ – окислитель – катион водорода.

Причина – экранирование сульфат-анионов в водных растворах молекулами воды (гидратация), именно поэтому в разбавленных растворах серной кислоты окислителем является катион водорода.

$2FeO + 4H_2SO_4(конц.) = Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + 4H_2O$ – в концентрированной серной кислоте окислитель сульфат-анион – сильный, он окисляет железо, после чего проходит реакция солеобразования.

В реакциях с азотной кислотой окислителем выступает нитрат-анион в растворах любой концентрации.

Учитывая разобранные виды взаимодействия, можно составить перечень химических свойств и способов получения основных классов сложных неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований, солей). Порядок представленных свойств для лучшего запоминания, соответствует порядку классов соединений в генетических рядах (простые вещества – оксиды – гидроксиды – соли).

Оксиды

Химические свойства оксидов

Основные оксиды

(MeO , со $CTOK$ $Me +1$ и $+2$ за исключением SnO , BeO , ZnO , PbO)

1. Реакции с H_2O

$MeO + H_2O \rightarrow MeOH$ (Me — активный)

Оксиды неактивных металлов с водой не реагируют.

Исключение: оксид магния реагирует с водой при нагревании:

$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$

2. Основной оксид + кислотный оксид

$3Na_2O + P_2O_5 \rightarrow 2Na_3PO_4$

3. Основной оксид + кислота

$MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

Амфотерные оксиды

(MeO со $CTOK$ $Me +3$, $+4$ и SnO , BeO , ZnO , PbO)

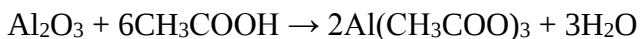
1. $MeO + H_2O$ не реагируют

2. Как основные:

1) амфотерный оксид + **кислотный оксид**



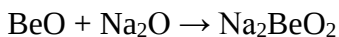
2) амфотерный оксид + **кислота**



ацетат алюминия

3. Как кислотные:

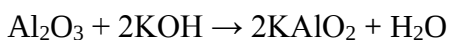
1) амфотерный оксид + **основный оксид** (в основном оксиде — активный Me)



бериллат натрия

(реакция идет при сплавлении веществ)

2) амфотерный оксид + **щелочь**



алюминат калия

Кислотные оксиды

(MeO со СТОК Me больше четырех и неMeO)

1. Кислотный оксид + **H₂O**

неMeO + H₂O → соответствующая кислота

исключение 1: SiO₂ + H₂O не реагируют

песок

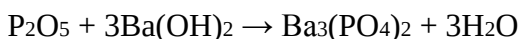
исключение 2: NO₂ + H₂O → HNO₃ + HNO₂

2. Кислотный оксид + **основный оксид**

CO₂ + CaO → CaCO₃ (карбонат кальция, в природе главная составляющая минералов: мела, известняка, мрамора)

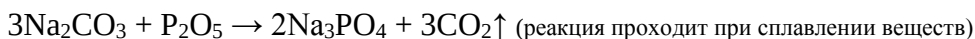
3. Кислотный оксид + **щелочи**

Щелочи – растворимое в воде основание, в их составе **есть активный Me**.



Особенное свойство кислотных и амфотерный оксидов

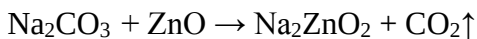
Менее летучие кислотные оксиды способны вытеснять более летучие оксиды из солей при сплавлении.



твёрдое

твёрдое

Если в составе соли есть активный металл, то амфотерные оксиды ведут себя как кислотные:

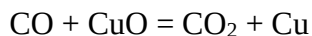
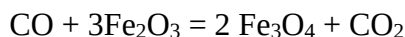
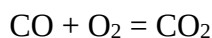


цинкат натрия

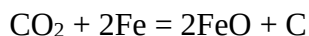
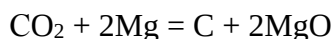
Особенности окислительно-восстановительной активности оксидов (некоторые примеры уравнений реакций)

Оксиды углерода.

Оксид углерода (II) проявляет восстановительную активность в реакциях с окислителями:

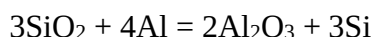
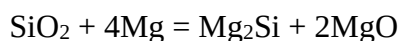
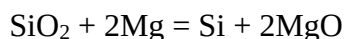
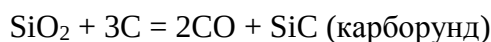
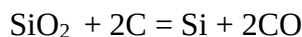


Оксид углерода (IV) проявляет слабые окислительные свойства в реакциях с восстановителями:



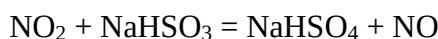
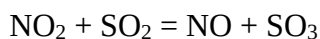
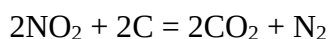
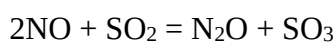
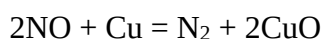
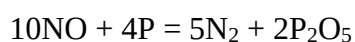
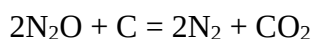
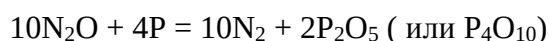
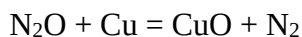
Оксид кремния

Оксид кремния проявляет окислительную активность:

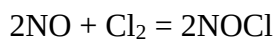
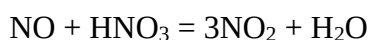
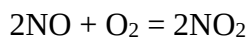


Оксиды азота

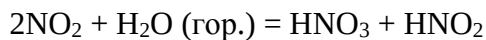
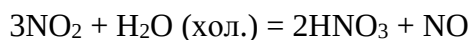
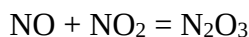
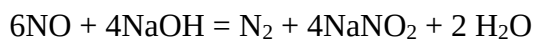
Оксиды азота часто выступают в роли окислителей в реакциях с восстановителями:



Более сильные окислители заставляют оксиды азота быть восстановителями:

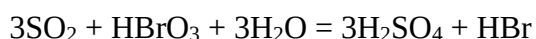
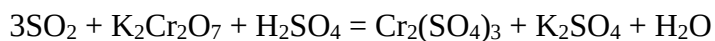
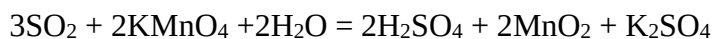
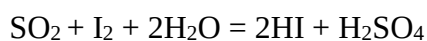
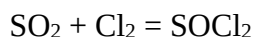
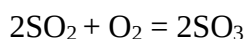


Оксиды азота могут вступать в реакции диспропорционирования и контрпропорционирования, проявляя дуализм окислительно-восстановительных свойств:

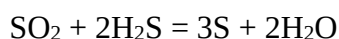


Оксид серы (IV)

Оксид серы (IV) с окислителями будет восстановителем:



С восстановителями SO_2 будет реагировать как окислитель:

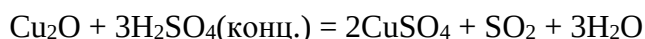
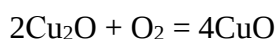


Оксиды металлов.

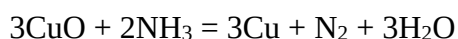
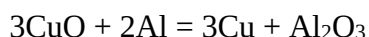
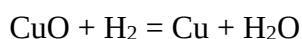
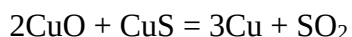
Если у металла переменная степень окисления, то в низшей СТОК оксиды будут проявлять восстановительную активность, в более высоких СТОК могут быть окислителями.

Оксиды меди.

Оксид меди (I) легко окислить, он проявляет восстановительные свойства в реакциях с окислителями:

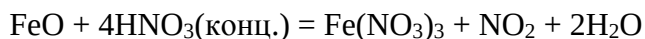
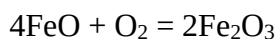


Оксид меди (II) часто выступает в роли окислителя. (Окислительной активностью обладают все оксиды металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов за водородом – чем правее металл, тем выше окислительная способность оксида).

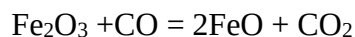


Оксиды железа.

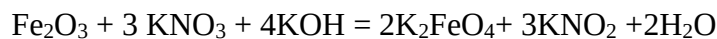
Оксид железа (II) можно легко окислить, он восстановитель в реакциях с окислителями:



Оксид железа (III) может проявлять окислительную активность в реакциях с восстановителями:

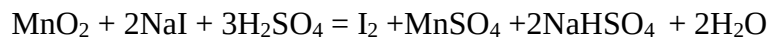


И восстановительную активность в реакциях с окислителями (нитраты в щелочной среде – сильные окислители):

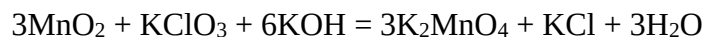
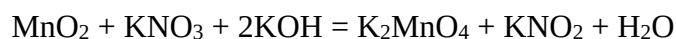


Оксид марганца

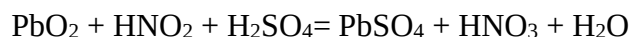
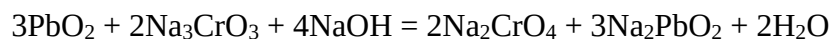
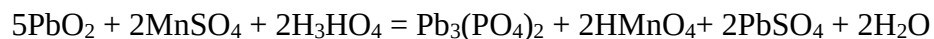
Окислительные свойства *оксида марганца (IV)*:



Восстановительные свойства *оксида марганца (IV)*:



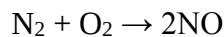
Окислительные свойства *оксида свинца (IV)*:



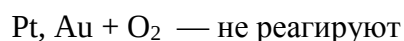
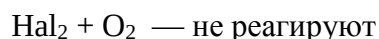
Получение оксидов

Горение в O₂ простых веществ

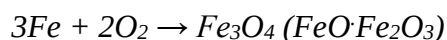
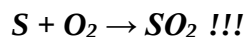
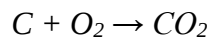
$t > 1200^\circ\text{C}$ (или катализатор Pt)



В более мягких условиях азот с кислородом не реагирует.



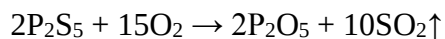
Примеры:



железная окалина

Горение в O₂ сложных веществ

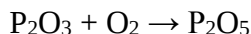
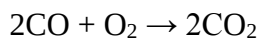
При горении сложных веществ в кислороде образуются оксиды элементов, входящих в состав сложных веществ. Не образуют оксидов те элементы, которые не реагируют с кислородом.



Доокисление оксидов с промежуточной СТОК элементов

$O_2 + 2SO_2 \rightarrow 2SO_3$ (реакция проходит в присутствии катализаторов, например металлов)

$SO_3 + O_2$ — не реагируют (оксиды в высшей СТОК элемента не окисляются)

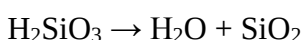


Разложение неустойчивых веществ

1) неустойчивых кислот

$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2 \uparrow$ — проходит в естественных условиях

Вывод: Вместо H_2CO_3 принято писать $H_2O + CO_2 \uparrow$

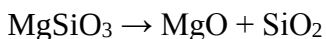
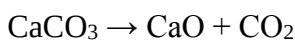


Последние три кислоты разлагаются при нагревании.

2) неустойчивых солей

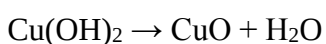
$MeCO_3$, $MeSO_3$, $MeSiO_3$ (металл — в Ia подгруппе ниже Li) Соли, с кислотными остатками неустойчивых кислот могут разложиться при нагревании до 500 – 1000 градусов.

500 °C



3) нерастворимых оснований

В составе основания **нет активного металла!** Нерастворимые основания разлагаются при слабом нагревании или при хранении.



Кислоты

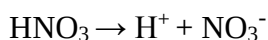
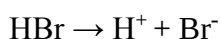
Определение

Кислоты — это сложные вещества, образованные атомами водорода и кислотными остатками.



(кислотные остатки выделены полужирным начертанием)

Кислоты - это электролиты, при диссоциации которых образуются только катионы водорода и анионы кислотных остатков.



Классификация кислот

1. Бескислородные и кислородсодержащие (по наличию атома O)
2. Одноосновные и многоосновные (по числу моль атомов H)

3. Сильные и слабые
Сильные кислоты HCl, HBr, HI и H_xEO_y, где y-x ≥ 2.
4. Неустойчивые (H₂CO₃, H₂SO₃, H₂SiO₃) и устойчивые HCl, H₂SO₄.
5. По агрегатному состоянию:
 - газы: H₂S всегда и HCl, HBr, HI если рядом нет воды
 - твердые: H₂SiO₃, H₃PO₄ (при температуре ниже 10 градусов).
 - жидкие: HNO₃, H₂SO₄.

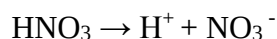
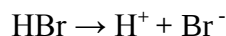
Диссоциация кислот

Сильных

(HCl, HBr, HI и все кислоты, где разница между индексами у О и у Н больше 2)

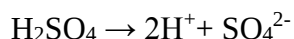
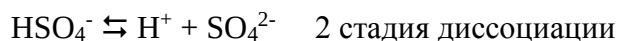
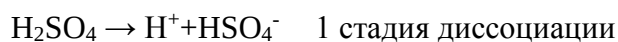
Одноосновных

У сильных одноосновных кислот диссоциация идет в одну стадию. Уравнение реакции принято записывать как необратимое:



Многоосновных

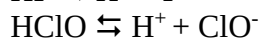
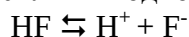
У сильных многоосновных кислот диссоциация идет ступенчато. Все стадии, кроме первой, принято записывать как обратимые:



Несильных

Одноосновных

У несильных одноосновных кислот диссоциация идет в одну стадию. Реакция обратима.



Многоосновных

У несильных многоосновных кислот диссоциация идет ступенчато. Все стадии обратимы.



Суммарное уравнение для несильных кислот не записывают. Каждая последующая стадия диссоциации идет в меньшей степени, чем предыдущая.

Окраска индикаторов

Водные растворы кислот, из-за наличия в них катионов водорода, меняют окраску индикаторов:

лакмус	красный
метилоранж	розовый
фенолфталеин	бесцветный

Кислоты способны образовывать столько видов кислотных остатков, сколько моль атомов водорода в формуле кислоты. Многоосновные кислоты могут образовывать кислые и средние соли.

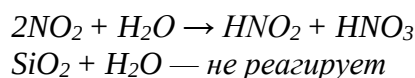
Пример:

кислота H_2SO_4 образует гидросульфаты и сульфаты ($NaHSO_4$ и Na_2SO_4), кислота H_3PO_4 чаще образует кислые соли – дигидрофосфаты или гидрофосфаты (NaH_2PO_4 или Na_2HPO_4), так как диссоциация по третьей стадии идет в незначительной степени. Степень окисления кислотного остатка всегда отрицательна и численно равна числу атомов водорода, ушедших от формулы кислоты.

Получение кислот

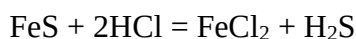
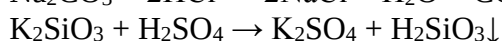
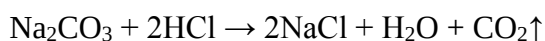
- 1) водород+неметалл
 $H_2 + S \rightarrow H_2S$
- 2) кислотный оксид+вода
 $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

Исключение:



- 3) кислота+соль

В продукте реакции должен образовываться осадок, газ или вода. Обычно более сильные кислоты вытесняют менее сильные кислоты из солей. Если соль нерастворима в воде, то она реагирует с кислотой, если образуется газ.



Химические свойства кислот

Ряд стандартных электродных потенциалов (298 К, 101 кПа)

← Усиление восстановительной активности атомов металлов																				←						
Li	Rb	K	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Cr	Zn	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Pd	Pt	Au
-3,04	-2,92	-2,92	-2,92	-2,90	-2,88	-2,86	-2,77	-2,37	-1,84	-1,70	-1,19	-0,85	-0,76	-0,44	-0,40	-0,27	-0,23	-0,14	-0,12	0	+0,33	+0,79	+0,79	+0,91	+0,96	+1,69
Li ⁺	Rb ⁺	K ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Cr ³⁺	Zn ²⁺	Fe ³⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pd ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺
→ Усиление окислительной активности катионов металлов																				→						

1. Разбавленные кислоты, кроме азотной, реагируют с металлами, стоящими левее водорода, образуя соль и водород:

$$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$$
2. Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду:

$$\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
3. Кислоты реагируют с основаниями, образуя соль и воду.

$$2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
 (реакция нейтрализации).
4. Соли реагируют с кислотами (см. получение кислот)

Особенности окислительной активности азотной кислоты.

Концентрированная азотная кислота

В зависимости от концентрации кислоты и активности восстановителя азотная кислота дает различные продукты, причем часто реакция проходит по разным направлениям и приводит к образованию смеси веществ. Концентрированная азотная кислота, как окислитель, реагирует с металлами, неметаллами и сложными веществами:

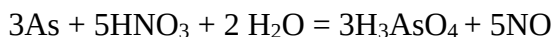
- пассивирует (не реагирует без сильного нагревания) Bi, Ca, Al, Fe, Cr, Ni и не реагирует с Pt, Au.
- при взаимодействии со щелочными и щелочноземельными металлами восстанавливается



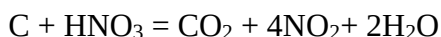
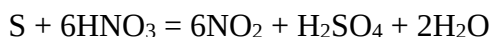
- с Zn, Sn, Pb, Cu, Hg, Ag –восстанавливается до NO₂



- при взаимодействии с As, Sb восстанавливается до NO



- восстанавливается до NO₂ при взаимодействии с неметаллами



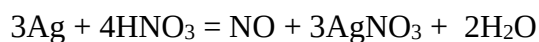
- восстанавливается до NO₂ при взаимодействии со сложными веществами, не обладающими сильной восстановительной активностью:



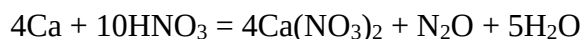
Разбавленная азотная кислота.

Чем ниже концентрация кислоты, тем ниже степень окисления азота в продуктах реакции с металлами.

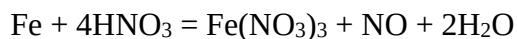
- в присутствии металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода восстанавливается до NO:



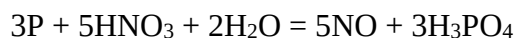
Ca, Mg, Zn восстанавливают до N₂O



металлы средней активности восстанавливают разбавленную азотную кислоту до NO (возможно параллельное образование и других продуктов восстановления).



в присутствии неметаллов восстанавливается до NO:



восстанавливается до NO при взаимодействии со сложными веществами, не обладающими сильной восстановительной активностью:



очень разбавленная азотная кислота восстанавливается Co до N_2 , а металлами Ca, Mg, Zn, Fe, Sn – до NH_4^+ .

Особенности окислительной активности концентрированной серной кислоты.

В концентрированной серной кислоте окислителем является SO_4^{2-} , она пассивирует Al, Fe, Cr, Ni. Благородные металлы (золото, платина) не реагируют с концентрированной серной кислотой.

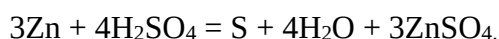
Активными металлами концентрированная серная кислота восстанавливается до H_2S :



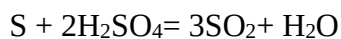
Металлами, стоящими за водородом – до SO_2



а при взаимодействии с цинком продуктами восстановления могут быть H_2S , S, SO_2 .



В присутствии неметаллов концентрированная серная кислота восстанавливается до SO_2 :



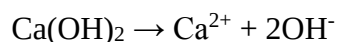
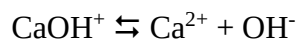
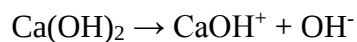
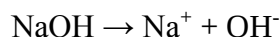
Щёлочи

Определение

Щёлочи — это электролиты при диссоциации, которых образуются катионы Me^{n+} и только анионы OH-групп.

Щёлочи — сложные вещества, образованные атомами Me (активных) и гидроксидными OH группами. К щелочам также относят гидроксид аммония (слабое основание).

Диссоциация.



Щелочи, у которых несколько OH групп, образуют столько видов катионов, сколько OH групп в составе щёлочи. Они могут образовывать несколько видов солей:

$(\text{CaOH})^+{}_2\text{SO}_4^{2-}$ гидроксохлорид кальция (хлорид гидроксокальция) — основная соль
 CaSO_4 — сульфат кальция — средняя соль.

Получение щёлочей.

- активный Me + H_2O
 $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + 1/2\text{H}_2\uparrow$
- оксид активного Me + H_2O
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$
- электролиз водных растворов солей:
 $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э.ток}} 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$

Химические свойства щелочей.

1. Щелочи реагируют с металлами, оксиды и гидроксиды которых амфотерны. Реакция сопровождается образованием разных веществ в растворе и расплаве:

Щёлочи + Me (Me, оксиды и гидроксиды, у которых амфотерны)

- в расплаве:
 $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Al}^0 + \text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$
 $\text{Zn} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}^{2-}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- в растворе реакции проходят иначе:
 $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
 $2\text{Al} + 2\text{OH}^- + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{H}_2\uparrow$
 $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}^{2+}(\text{OH})_4]^{2-} + \text{H}_2\uparrow$

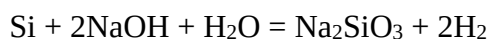
в формуле комплексной соли число OH групп (лигандов) обычно в два раза больше СТОК Me, стоящего в кислотном остатке.

2. Щелочи реагируют с некоторыми неметаллами. С галогенами, серой, фосфором проходит реакция диспропорционирования.

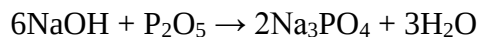
Примеры уравнений реакций:



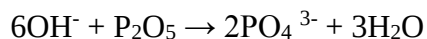
С кремнием проходит межмолекулярная окислительно-восстановительная реакция:



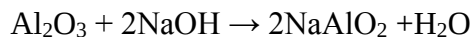
3. Щелочи реагируют с кислотными и амфотерными оксидами:



краткое ионное уравнение:



Расплав:



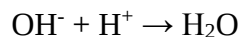
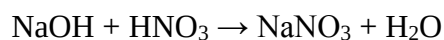
Раствор:



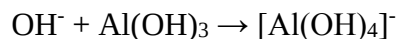
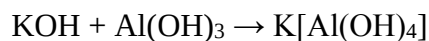
краткое ионное уравнение:



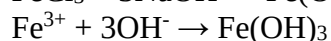
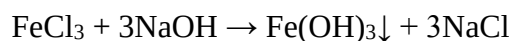
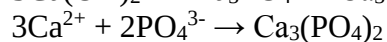
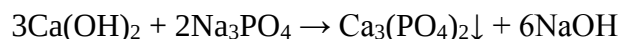
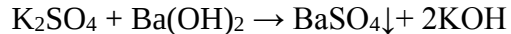
4. Реагируют с кислотами (реакция нейтрализации):



5. Реагируют с амфотерными гидроксидами:



6. Реагируют с солями. При этом после реакции должен быть либо осадок, либо газ (если реагирует соль аммония), либо H_2O . Взаимодействие щелочи с солью - это реакция ионного обмена, значит, она идет в сторону образования менее сильного электролита:



Окраска индикаторов

Водные растворы щелочей, из-за наличия в них OH^- -анионов, меняют окраску индикаторов:

лакмус	синий
метилоранж	желтый
фенолфталеин	малиновый

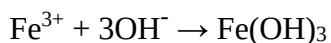
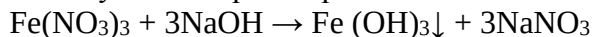
Нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды

Определение

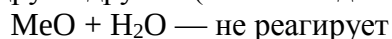
Нерастворимые основания — вещества типа MeOH , в составе которых нет активных металлов (подгруппы Ia и IIa ниже магния).

Получение

- Способ получения нерастворимых оснований — **соль + щелочь**:



- Нерастворимые основания **нельзя получить из соответствующего оксида и воды** — они не реагируют друг с другом (искл. оксид магния).



Неактивный Me

Классификация и свойства нерастворимых оснований и амфотерных гидроксидов

нерастворимые основания	основные	амфотерные
формула	$\text{MeOH} +1; +2$ (кр. искл.)	$\text{MeOH} +3; +4; (+2)$ искл.
разлагаются при повышении температуры	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ синий черный во влажном состоянии	$\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$
реагируют с кислотами	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Be}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
реагирует со щелочами в растворе	-	$\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{OH}^- + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

Соли

Определение

Соли — сложные вещества, образованные атомом металла и кислотным остатком.

Классификация солей

Средние соли,

состоят из атомов металла и кислотных остатков:

$NaCl$ — хлорид натрия.

Кислые соли,

образованы атомами металла, водорода и кислотными остатками:

$NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия.

Основные соли,

образованы атомами металла, гидроксильными группами и кислотными остатками:

$CaOHCl$ — гидроксохлорид кальция.

Двойные соли

образованы атомами разных металлов и кислотным остатком:

$KAl(SO_4)_2$ — сульфат алюминия, калия.

Смешанные соли,

состоят из атомов металла и разных кислотных остатков:

$AlSO_4Cl$ — сульфат, хлорид алюминия.

Комплексные соли

(соединения с квадратными скобками):

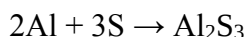
$Na[Al(OH)_4]$ — тетрагидроксоалюминат натрия.

Получение солей

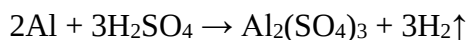
Взаимодействие веществ генетического ряда металлов с веществами генетического ряда неметаллов обычно приводит к образованию солей.

из металлов

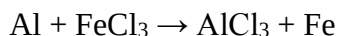
металл + неметалл



металл + кислота

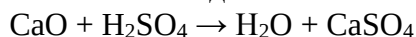


металл + соль

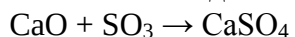


из основных оксидов

основной оксид + кислота

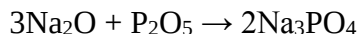


основной оксид + кисл. оксид

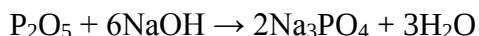


из кислотных оксидов

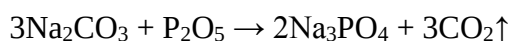
основный оксид + кислотный оксид



кисл. оксид + щелочь



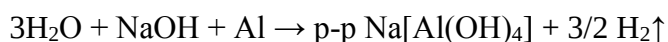
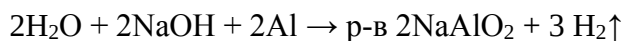
соль + кислотный оксид



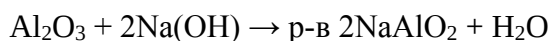
из щелочей

щелочь + металл,

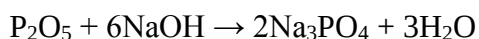
оксид и гидроксид которого амфотерны



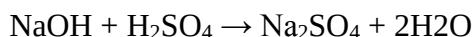
амфотерный оксид + щелочь



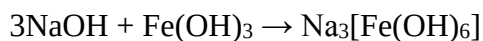
Кислотный оксид + щелочь



щелочь + кислота

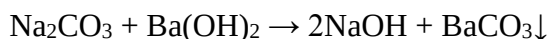


щелочь + амфотерный гидроксид



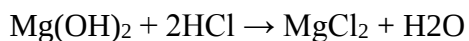
эта реакция проходит только с концентрированным раствором щелочи.

Соль + щелочь:

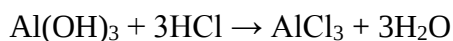


из амфотерных и нерастворимых оснований

нерастворимое основание + кислота

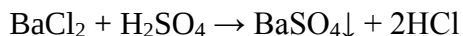


амфотерный гидроксид + кислота



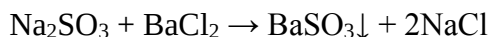
из кислот

соль + кислота



из солей

соль + соль



Химические свойства солей

Соли НЕ реагируют

с основными оксидами

с нерастворимыми основаниями

Соли реагируют

с металлами

Металл, стоящий левее в ряду стандартных электродных потенциалов, вытеснит правее стоящий металл из водного раствора соли. В этой реакции нельзя использовать активные металлы, так как они будут реагировать с водой, а не с солью.

Примеры:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}$ не реагируют в водном растворе, кальций реагирует с водой

$\text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ не реагируют, цинк активнее меди

$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ железо активнее меди реакция пройдет

$\text{NiSO}_4 + \text{Sn}$ не реагируют, олово менее активно, чем никель

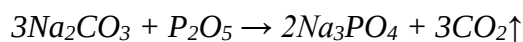
$\text{ZnSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Zn}$ магний активнее цинка, реакция пройдет

$\text{HgCl}_2 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$ медь активнее ртути, реакция пройдет.

с кислотными оксидами

В кислотном остатке соли должны быть атомы кислорода. Менее летучий кислотный оксид вытесняет более летучий оксид из соединения.

Примеры:



$\text{NaCl} + \text{SiO}_2$ не реагируют — в кислотном остатке соли нет атомов кислорода

$\text{Na}_2\text{S} + \text{SiO}_2$ не реагируют по аналогичной причине

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2$ не реагируют из-за повышенной «летучести» оксида — газа.

с кислотами

Реакция идет в сторону образования более слабого электролита.

Примеры:



$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl}$ не реагируют, так как продукты реакции не будут слабыми электролитами

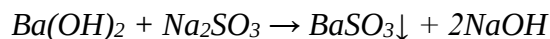
$BaSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$ реакция идет в сторону образования осадка и газа

$BaSO_4 + H_2SO_3$ не реагируют, так как наиболее слабым электролитом является сульфат бария — исходное вещество

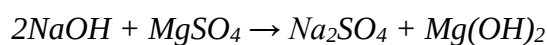
со щелочами

И в этих реакциях должны выполняться условия необратимости реакций обмена: исходные вещества растворимы в воде, в продукте реакции — осадок (или газ, если взаимодействие проходит с солью аммония).

Примеры:



один из продуктов реакции выпадает в осадок

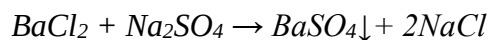


один из продуктов реакции выпадает в осадок

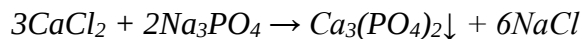
с солями

В таких превращениях также должны соблюдаться условия необратимости реакций обмена, легче всего их выполнить, если исходные вещества будут растворимы в воде, а в продукте реакции появится осадок.

Примеры:



один из продуктов реакции выпадает в осадок



один из продуктов реакции выпадает в осадок .

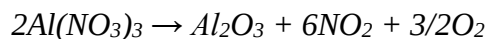
Разложение солей.

Некоторые соли разлагаются (карбонаты, сульфиты, силикаты не содержащие в своем составе металлов Ia подгруппы, кроме Li) обычно с образованием оксида металла и воды. Достаточно легко разлагаются и нитраты:

Схема разложение нитратов $MeNO_3$ при нагревании (формула продуктов реакции определяется по положению Me в ряду стандартных электродных потенциалов):

1. Me активный $\rightarrow MeNO_2 + O_2$
2. Me за Cu $\rightarrow Me + NO_2 + O_2$
3. все остальные $\rightarrow MeO + NO_2 + O_2$

Пример:

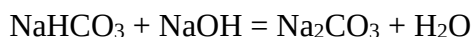


Взаимопревращения средних и кислых солей

Чтобы среднюю соль сделать кислой, надо к ней добавить избыток соответствующей кислоты:

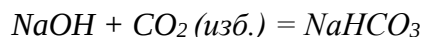
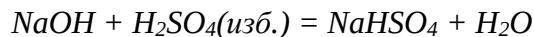


Чтобы кислую соль сделать средней, надо к ней добавить щелочи:



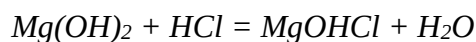
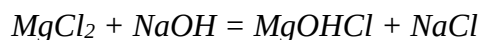
Кислые соли обычно образуются, если в реакции солеобразования избыток многоосновной кислоты или соответствующего кислотного оксида.

Пример:



Основные соли образуются, если в реакции солеобразования недостаток щелочи или недостаток кислоты.

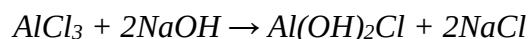
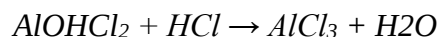
Пример:



Взаимопревращения средних и основных солей

Чтобы основную соль сделать средней, надо добавить к ней кислоты. Чтобы среднюю соль сделать основной, надо добавить к ней щелочи.

Пример:



Гидролиз солей

Определение: Гидролиз — это реакция, проходящая между солью и водой в направлении, обратном реакции нейтрализации.

Реакция нейтрализации (взаимодействие кислоты со щелочью):



Гидролиз проходит за счет взаимодействия иона, соответствующего слабому (кислоте или основанию) с водой.

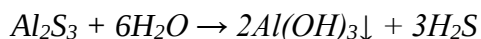
1. Соли не гидролизуются, если они образованы сильным основанием и сильной кислотой.

Сильные основания – это щелочи, сильные кислоты – HBr, HCl, HI и HxЭOy, где y-x ≥ 2.

Среда водных растворов таких солей нейтральная (pH=7).

2. Соль гидролизуеться полностью до основания и кислоты, если она образована и слабым основанием, и слабой кислотой.

Пример:



Реакция среды в этом случае будет определяться сравнительной силой кислоты и основания. Если образующееся основание нерастворимо в воде, то среда будет слабокислой.

3. Соли гидролизуются, если они образованы чем-то одним слабым — либо слабым основанием и сильной кислотой, либо слабой кислотой и сильным основанием. Процесс гидролиза в этом случае в естественных условиях проходит только по первой стадии. Реагировать с водой будет ион, соответствующий слабому основанию (или кислоте).

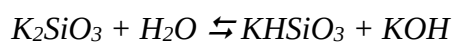
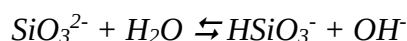
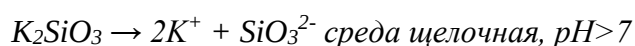
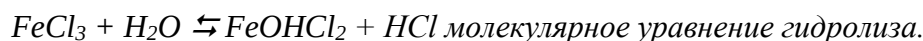
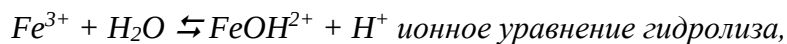
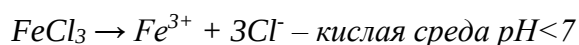
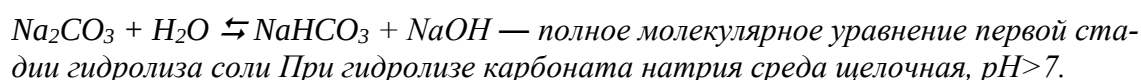
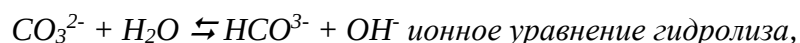
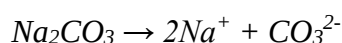
Реакцию среды в этом случае будет определять ион, соответствующий сильной кислоте или сильному основанию:

FeCl_3 - $\text{pH} < 7$ — среда кислая в водном растворе — соль образована сильной кислотой. Гидролиз пойдет по катиону железа, соответствующему слабому основанию.

Na_2CO_3 - $\text{pH} > 7$ — среда щелочная в водном растворе — соль образована сильным основанием.

Гидролиз пойдет по карбонат-аниону, соответствующему слабой кислоте:

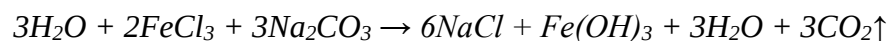
Примеры:



4. Если реагируют две соли: одна из них образована слабым основанием и сильной кислотой, а другая сильным основанием и слабой кислотой, то необходимо учесть, что в результате реакции соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, может не получиться из-за гидролиза. (Случай взаимного усиления гидролиза).

Вместо карбоната железа(III) образуются гидроксид железа (III) и углекислый газ:

Пример:



5. При гидролизе бинарных соединений образуются гидроксид элемента с положительной СТОК и водородное соединение элемента с отрицательной СТОК. Этот вид гидролиза необратим.

