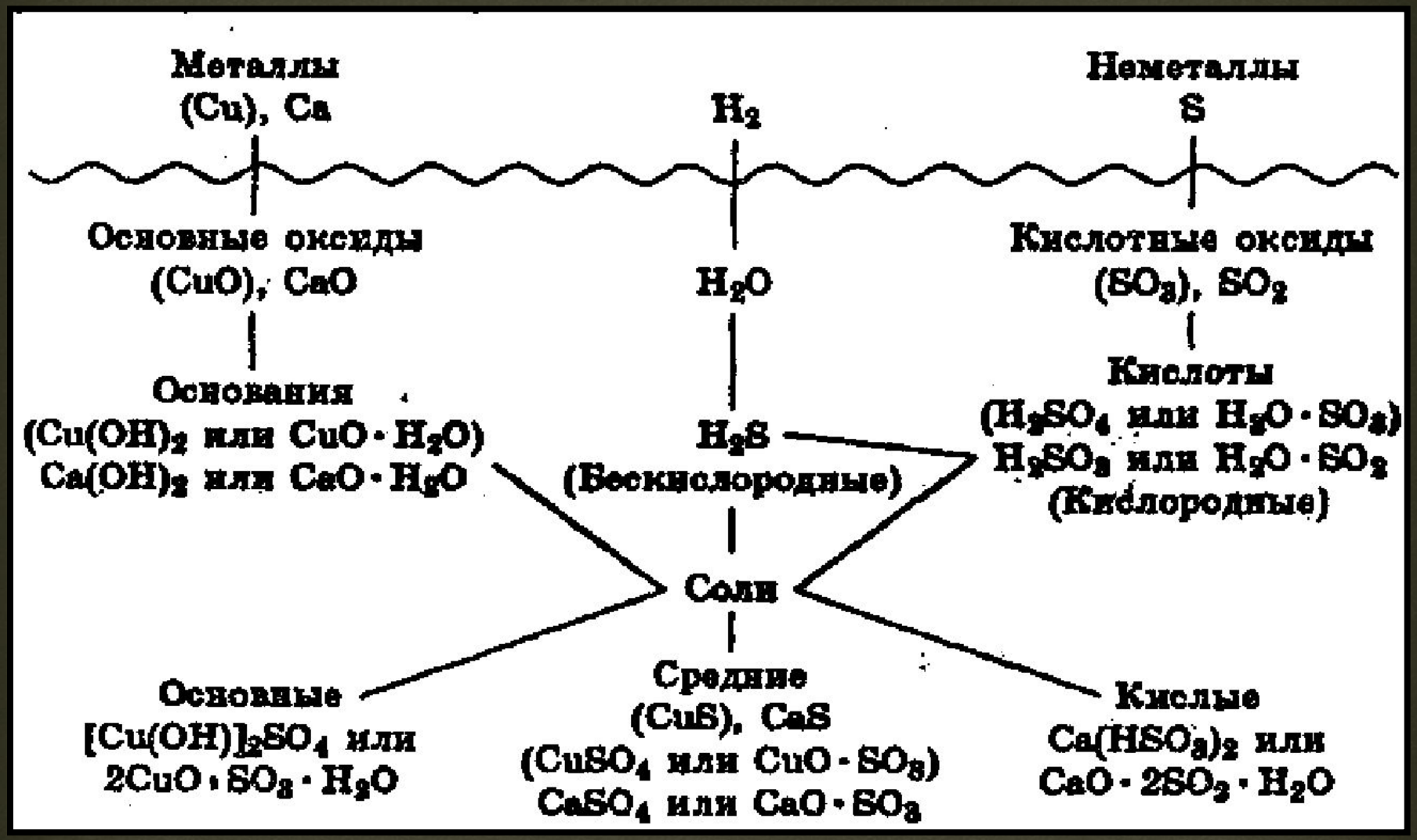
Тема: важнейшие классы неорганических веществ, их свойства и способы получения.

- Оксиды
- Основания
- Кислоты
- Соли

Вещества
Простые
Сложные
Органические вещества
Металлы
Неметаллы
Неорганические вещества
Оксиды
Основания (гидроксиды)
Кислоты
Соли


Металлы
(Cu), Ca
H_2
Неметаллы
S
Основные оксиды
(CuO), CaO
H_2O
Кислотные оксиды
(SO_3), SO_2
Основания
($Cu(OH)_2$ или $CuO \cdot H_2O$)
$Ca(OH)_2$ или $CaO \cdot H_2O$
H_2S
(Бескислородные)
Кислоты
(H_2SO_4 или $H_2O \cdot SO_3$)
H_2SO_3 или $H_2O \cdot SO_2$
(Кислородные)
Соли
Основные
$[Cu(OH)]_2SO_4$ или
$2CuO \cdot SO_3 \cdot H_2O$
Средние
(CuS), CaS
($CuSO_4$ или $CuO \cdot SO_3$)
$CaSO_4$ или $CaO \cdot SO_3$
Кислые
$Ca(HSO_3)_2$ или
$CaO \cdot 2SO_2 \cdot H_2O$

Оксиды

Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

- Номенклатура

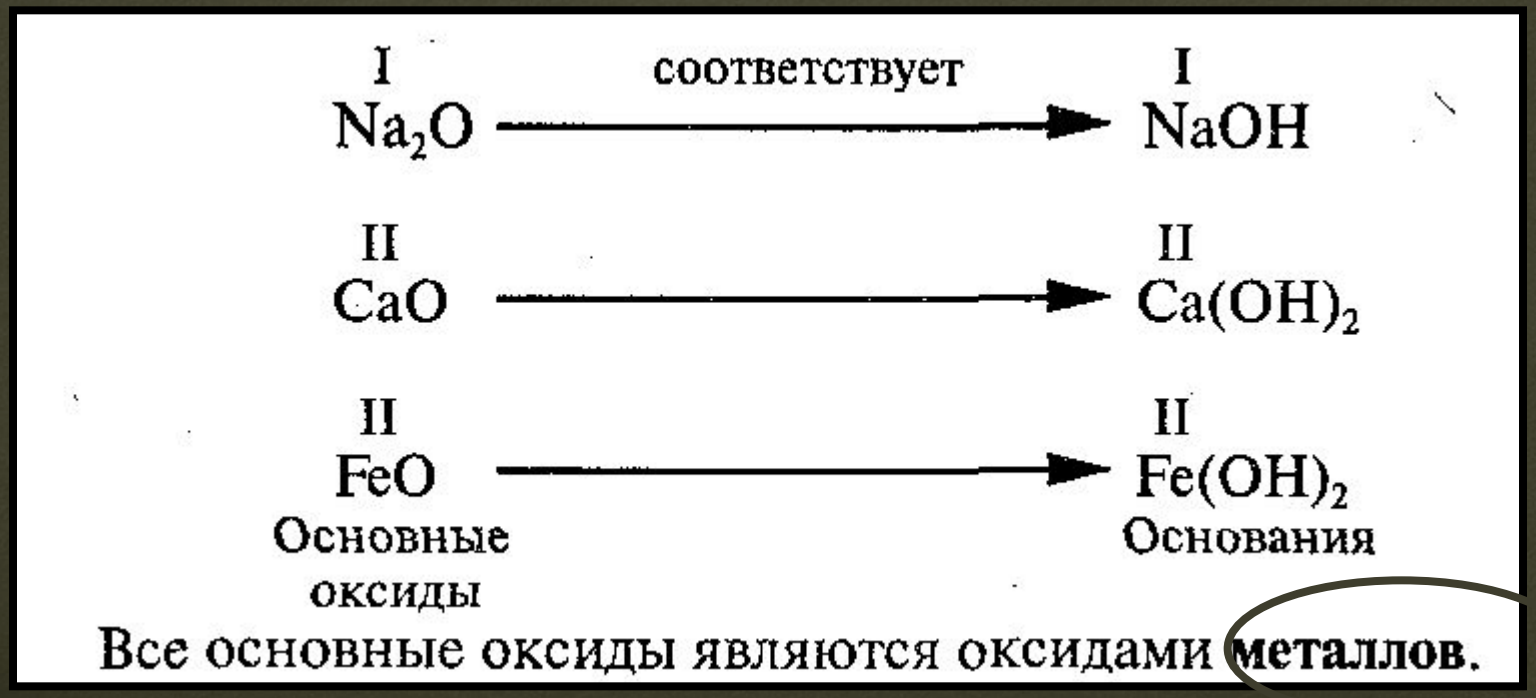
Название оксида	=	*«Оксид»*	+	*Название элемента (в род. пад.)*	+	*Валентность элемента (римскими цифрами)*

Оксиды

- Классификация

Оксиды

- Основные оксиды – это оксиды, гидраты которых являются основаниями.



Оксиды

- Кислотные оксиды – это оксиды, гидраты которых являются кислотами.

IV CO_2	соответствует →	IV H_2CO_3
VI SO_3	→	VI H_2SO_4
V P_2O_5	→	V H_3PO_4
Кислотные оксиды		Кислоты

Большинство кислотных оксидов являются **оксидами неметаллов.** Кислотными оксидами являются также оксиды некоторых металлов с высокой валентностью. Например:

VI VII
CrO_3, Mn_2O_7

Оксиды

- Амфотерные оксиды – это оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды.

$$\overset{II}{ZnO} \xrightarrow{\text{соответствует}} \overset{II}{Zn(OH)_2} \equiv \overset{II}{H_2ZnO_2}$$

$$\overset{III}{Al_2O_3} \longrightarrow \overset{III}{Al(OH)_3} \equiv \overset{III}{H_3AlO_3}$$

Амфотерные оксиды — Амфотерные гидроксиды

Все амфотерные оксиды являются **оксидами металлов.**

Оксиды

Валентность металла	Характер оксидов
I	Основные Na_2O, K_2O, Cu_2O
II	Основные CaO, BaO, FeO Исключения: (амфотерные) BeO, ZnO, PbO, SnO
III-IV	Амфотерные $\overset{III}{Al_2}\overset{III}{O_3}$, $\overset{III}{Cr_2}\overset{III}{O_3}$, $\overset{III}{Fe_2}\overset{III}{O_3}$, $\overset{IV}{Pb}\overset{IV}{O_2}$, $\overset{IV}{Sn}\overset{IV}{O_2}$
V,VI,VII	Кислотные $\overset{V}{Sb_2}\overset{VI}{O_5}$, $\overset{VI}{Cr}\overset{VII}{O_3}$, $\overset{VII}{Mn_2}\overset{VI}{O_7}$

Оксиды

- Получение и свойства основных оксидов

Получение:

1. Окисление металлов при нагревании в атмосфере кислорода:

$$2Mg + O_2 = 2MgO,$$
$$2Cu + O_2 = 2CuO.$$

Этот метод практически неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды, поэтому оксиды Na_2O, K_2O крайне труднодоступны.

Оксиды

2. Обжиг сульфидов:

$$2CuS + 3O_2 = 2CuO + 2SO_2,$$
$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2.$$

Метод неприменим для сульфидов активных металлов, окисляющихся до сульфатов.

3. Разложение гидроксидов:

$$Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O.$$

Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов.

Оксиды

4. Разложение солей кислородсодержащих кислот:

$$BaCO_3 \overset{t}{=} BaO + CO_2,$$

$$2Pb(NO_3)_2 \overset{t}{=} 2PbO + 4NO_2 + O_2,$$

$$4FeSO_4 \overset{t}{=} 2Fe_2O_3 + 4SO_2 + O_2.$$

Оксиды

Свойства основных оксидов:

Физические свойства:

Большинство основных оксидов представляет собой *твердые кристаллические вещества* ионного характера, в узлах кристаллической решетки расположены ионы металлов, достаточно прочно связанные с оксид-ионами O^{2-}, поэтому оксиды типичных металлов обладают высокими температурами плавления и кипения.

Оксиды

Свойства основных оксидов:

Химические свойства:

Большинство основных оксидов не распадается при нагревании, исключение составляют оксиды ртути и благородных металлов:

$$2HgO \overset{t}{=} 2Hg + O_2,$$

$$2Ag_2O \overset{t}{=} 4Ag + O_2.$$

Основные оксиды при нагревании могут вступать в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, с кислотами:

$$BaO + SiO_2 = BaSiO_3,$$

$$MgO + Al_2O_3 = Mg(AlO_2)_2,$$

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O.$$

Оксиды

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно реагируют с водой:

$$K_2O + H_2O = 2KOH,$$
$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Как и другие типы оксидов, основные оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:

$$Fe_2O_3 + 2Al \overset{t}{=} Al_2O_3 + 2Fe\ ,$$

$$4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3.$$

Оксиды

- Получение и свойства основных оксидов

Получение:

Методами аналогичными методам получения основных оксидов:

$$4P + 5O_2 \overset{t}{=} 2P_2O_5,$$

$$2ZnS + 3O_2 \overset{t}{=} 2ZnO + 2SO_2,$$

$$H_2SO_3 \overset{t^\circ}{=} SO_2 + H_2O$$

$$BaCO_3 \overset{t}{=} BaO + CO_2,$$

Оксиды

Свойства кислотных оксидов:

Химические свойства:

Большинство кислотных оксидов непосредственно взаимодействует с водой с образованием кислот:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4,$$
$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3,$$
$$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3,$$
$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4,$$
$$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$$

Оксиды

Наиболее типичными для кислотных оксидов являются их реакции с основными (*см.* выше) и амфотерными оксидами, с щелочами:

$$P_2O_5 + Al_2O_3 \overset{t}{=} 2AlPO_4,$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Выше упоминалось, что кислотные оксиды могут вступать в многочисленные окислительно-восстановительные реакции, например:

$$CO_2 + C \overset{t}{=} 2CO,$$

$$2SO_2 + O_2 \overset{t}{\rightleftarrows} 2SO_3,$$

$$SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O,$$

Оксиды

- Химические свойства амфотерных оксидов

1. Амфотерные оксиды взаимодействуют с **кислотами** с образованием солей и воды.

Амфотерный оксид + Кислота = Соль + H_2O

$$ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2O$$

Оксиды

2. Амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием солей и воды.

Амфотерный оксид + Щелочь = Соль + H_2O

Например:

$$ZnO + 2KOH = K_2ZnO_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2OH^- = ZnO_2^{2-} + H_2O$$

3. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей.

Амфотерный оксид + Кислотный оксид $\overset{t^\circ}{=}$ Соль

Например:

$$ZnO + CO_2 \overset{t^\circ}{=} ZnCO_3$$

Оксиды

4. Амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей.

Амфотерный оксид + Основный оксид $\overset{t^\circ}{=}$ *Соль*

Например:

$$ZnO + Na_2O \overset{t^\circ}{=} Na_2ZnO_2.$$

Основания

Основания — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксидных групп — OH. Общая формула оснований:

$$\mathbf{Me\,(OH)_y},$$

где y — число гидроксидных групп, равное валентности металла Me.

Примеры оснований: $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Co(OH)_3$

- Номенклатура

Название основания	=	*«Гидроксид»*	+	*Название металла (в род. пад.)*	+ *Валентность металла*

Основания

- Классификация

По кислотности:

- Однокислотные $NaOH$, KOH, $LiOH$
- Двухкислотные $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$
- Трехкислотные $Ni(OH)_3$, $Bi(OH)_3$

По растворимости в воде:

- Растворимые (щелочи)
- Нерастворимые

Основания

- Получение и свойства оснований

Получение:

Общим методом получения оснований является реакция обмена, с помощью которой могут быть получены как нерастворимые, так и растворимые основания:

$$CuSO_4 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4,$$
$$K_2CO_3 + Ba(OH)_2 = 2KOH + BaCO_3\downarrow.$$

Щелочи могут быть также получены взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов или их оксидов

$$2Li + 2H_2O = 2LiOH + H_2\uparrow,$$
$$SrO + H_2O = Sr(OH)_2.$$

Основания

Химические свойства:

Все нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов:

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O,$$

$$Ca(OH)2 \xrightarrow{t} CaO + H2O.$$

Наиболее характерной реакцией оснований является их взаимодействие с кислотами — реакция нейтрализации. В нее вступают как щелочи, так и нерастворимые основания:

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O,$$

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O.$$

Основания

3. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды.

Щелочь + Кислотный оксид = Соль + H_2O

Например:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

$$Ca^{2+} + 2OH^- + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Основания

4. Растворы щелочей взаимодействуют с растворами солей, если в результате образуется нерастворимое основание или нерастворимая соль:

Раствор щелочи + *Раствор соли* = *Новое основание* + *Новая соль*

Например:

$$2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$2OH^- + Cu^{2+} = Cu(OH)_2\downarrow;$$

$$Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 = 2NaOH + BaSO_4\downarrow$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

Основания

Растворы щелочей взаимодействуют с металлами, которые образуют амфотерные оксиды и гидроксиды (Zn, Al и др.).

$$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow;$$

тетрагидроксо-цинкат натрия

$$2Al + 2KOH + 6H_2O = 2K[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

тетрагидроксо-алюминат калия

Основания

Необходимо особенно подчеркнуть *способность растворов щелочей реагировать с некоторыми неметаллами* (галогенами, серой, белым фосфором, кремнием):

$$2NaOH + Cl_2 = NaCl + NaOCl + H_2O \text{ (на холоде)},$$
$$6KOH + 3Cl_2 = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O \text{ (при нагревании)},$$
$$6KOH + 3S = K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O,$$
$$3KOH + 4P + 3H_2O = PH_3\uparrow + 3KH_2PO_2,$$
$$2NaOH + Si + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow.$$

Кислоты

Кислоты — это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла. Общая формула кислот:

$$\mathbf{H_x(Ac)},$$

где Ас — кислотный остаток (от англ. *acid* — кислота); *x* — число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка.

Примеры кислот: HCl, HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4

Кислоты

- Кислоты

а) **Бескислородные кислоты**

Название бескислородной кислоты = *Название элемента* + *соединительная гласная «-о-»* + *«водородная кислота»*

Название кислотного остатка бескислородной кислоты = *Название элемента* + *окончание «-ид».*

Кислоты

Формулы и названия бескислородных кислот и кислотных остатков

HF	Фтороводородная кислота	–F	Фторид
HCl	Хлороводородная кислота	–Cl	Хлорид
HBr	Бромоводородная кислота	–Br	Бромид
HI	Йодоводородная кислота	–I	Йодид
H_2S	Сероводородная кислота	=S	Сульфид
HCN	Циановодородная кислота	–CN	Цианид

Кислоты

б) **Оксокислоты.**

Обычно *названия кислородных кислот* производятся от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная*, *-вая*, если степень окисления неметалла равна номеру группы. По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: *-оватая*, *-истая*, *-оватистая*:

$HClO_4$ – хлорная кислота	H_3AsO_4 – мышьяковая кислота
$HClO_3$ – хлорноватая кислота	HNO_3 – азотная кислота
$HClO_2$ – хлористая кислота	HNO_2 – азотистая кислота
$HClO$ – хлорноватистая кислота	H_2SO_4 – серная кислота
H_2CO_3 – угольная кислота	H_2SO_3 – сернистая кислота

Формулы и названия кислородсодержащих кислот и кислотных остатков

H_2CO_3	Угольная кислота	$= CO_3$	Карбона́т
H_2SiO_3	Кре́мниевая кислота	$= SiO_3$	Силика́т
HNO_3	Азо́тная кислота	$- NO_3$	Нитра́т
HNO_2	Азо́тистая кислота	$- NO_2$	Нитри́т
H_3PO_4	Фо́сфорная кислота	$\equiv PO_4$	Фосфа́т
H_3PO_3	Фо́сфористая кислота	$\equiv PO_3$	Фосфи́т
H_2SO_4	Се́рная кислота	$= SO_4$	Сульфа́т
H_2SO_3	Се́рнистая кислота	$= SO_3$	Сульфи́т
H_2CrO_4	Хро́мовая кислота	$= CrO_4$	Хрома́т
$H_2Cr_2O_7$	Дихро́мовая кислота	$= Cr_2O_7$	Дихрома́т
$HClO$	Хлорнова́тистая кислота	$- ClO$	Гипохлори́т
$HClO_2$	Хло́ристая кислота	$- ClO_2$	Хлори́т
$HClO_3$	Хлорнова́тая кислота	$- ClO_3$	Хлора́т
$HClO_4$	Хло́рная кислота	$- ClO_4$	Перхлора́т
H_2MnO_4	Марганцо́вистая кислота	$= MnO_4$	Манганá́т
$HMnO_4$	Марганцо́вая кислота	$- MnO_4$	Перманганá́т

Кислоты

- Классификация

По содержанию атомов кислорода в молекуле:

— **бескислородные**, молекулы которых не содержат атомов кислорода: HCl, HBr, HCN, H_2S и др.;
— **кислородсодержащие**, молекулы которых содержат атомы кислорода: HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4 и др.

По основности:

— **одноосновные**, молекулы которых содержат один атом водорода: HCl, HNO_3, HCN и др.;
— **двухосновные**, молекулы которых содержат два атома водорода: H_2S, H_2SO_4, H_2CO_3 и др.;
— **трехосновные**, молекулы которых содержат три атома водорода: H_3PO_4, H_3BO_3, H_3AsO_4 и др.;
— **четырехосновные**: $H_4P_2O_7$ и др.

Кислоты

- Получение и свойства кислот

Получение:

1. Бескислородные кислоты могут быть получены *при непосредственном соединении неметаллов с водородом*

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl,$$

$$H_2 + S \leftrightarrows H_2S.$$

2. Кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены *при взаимодействии кислотных оксидов с водой*

Кислоты

3. Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить *по реакциям обмена* между солями и другими кислотами:

$$BaBr_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HBr,$$
$$CuSO_4 + H_2S = H_2SO_4 + CuS,$$
$$FeS + H_2SO_{4(разб)} = H_2S\uparrow + FeSO_4,$$
$$NaCl_{(тв)} + H_2SO_{4(конц)} = HCl\uparrow + NaHSO_4,$$
$$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3,$$
$$CaCO_3 + 2HBr = CaBr_2 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Кислоты

- Химические свойства кислот:

Кислоты взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации).

а) $H_3PO_4 + 3NaOH \rightleftarrows Na_3PO_4 + 3H_2O$

$H_3PO_4 + 3OH^- \rightleftarrows PO_4^{3-} + 3H_2O$;

б) $H_3PO_4 + 2NaOH \rightleftarrows Na_2HPO_4 + 2H_2O$

$H_3PO_4 + 2OH^- \rightleftarrows HPO_4^{2-} + 2H_2O$;

в) $H_3PO_4 + NaOH \rightleftarrows NaH_2PO_4 + H_2O$

$H_3PO_4 + OH^- \rightleftarrows H_2PO_4^- + H_2O$;

г) $2HCl + Cu(OH)_2 \rightleftarrows CuCl_2 + 2H_2O$

$2H^+ + Cu(OH)_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2H_2O$;

д) $HCl + Cu(OH)_2 \rightleftarrows CuOHCl + H_2O$

$H^+ + Cu(OH)_2 \rightleftarrows CuOH^+ + H_2O$

Кислоты

Кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами с образованием соли и воды.

Кислота + Амфотерный оксид = Соль + H_2O

Например:

$$2HNO_3 + ZnO = Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

$$2H^+ + ZnO = Zn^{2+} + H_2O$$

3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли и воды.

Кислота + Основный оксид = Соль + H_2O

Например:

а) $2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O$

$2H^+ + CaO = Ca^{2+} + H_2O$;

б) $3H_2SO_4 + Fe_2O_3 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

$6H^+ + Fe_2O_3 = 2Fe^{3+} + 3H_2O$

Кислоты

Кислоты взаимодействуют с амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды.

Кислота + Амфотерный гидроксид = Соль + H_2O

Например:

$$3HCl + Cr(OH)_3 = CrCl_3 + 3H_2O$$

$$3H^+ + Cr(OH)_3 = Cr^{3+} + 3H_2O$$

Кислоты

Кислоты взаимодействуют с некоторыми нормальными солями с образованием новой соли и новой кислоты. Эти реакции возможны в том случае, если в результате их образуется нерастворимая соль или более слабая кислота, чем исходная.

Кислота + Соль = Соль + Кислота

а) $HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$

$Cl^- + Ag^+ = AgCl\downarrow;$

б) $2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + H_2CO_3$ → $CO_2\uparrow$, H_2O

$2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow;$

Кислоты

Кислоты взаимодействуют с металлами. Характер продуктов этих реакций зависит от природы и концентрации кислоты и от активности металла.

Разбавленная серная кислота H_2SO_4, хлороводородная кислота HCl и другие взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений левее водорода. В результате реакции образуются соль и газообразный водород. Например:

а) $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$

$2H^+ + Zn^0 = Zn^{2+} + H_2^0$;

б) $2HCl + Mg = MgCl_2 + H_2\uparrow$

Указанные кислоты не взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений правее водорода. Например: $Ag + HCl \neq$.

Соли

Соли — это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксидных групп в молекулах оснований кислотными остатками. Например:

$$\underset{\text{(кислота)}}{HCl} \xrightarrow[\text{атомом металла Na}]{\text{Замещение атома водорода H}} \underset{\text{(соль)}}{NaCl}$$

$$\underset{\text{(основание)}}{Ca(OH)_2} \xrightarrow[\text{кислотными остатками} - NO_3]{\text{Замещение гидроксидных групп} - OH} \underset{\text{(соль)}}{Ca(NO_3)_2}$$

Состав нормальных солей выражается общей формулой:

$$\mathbf{Me_x(Ac)_y},$$

где x — число атомов металла; y — число кислотных остатков.

Соли

- Классификация
  - Нормальные (средние) соли
  - Кислые соли
  - Основные соли

Соли

Нормальные (средние) соли — это продукты *полного замещения* атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла, или продукты *полного замещения* гидроксидных групп в молекуле основания кислотными остатками. Например:

$\boxed{H_2}SO_4$ (Кислота) $\xrightarrow[\text{водорода атомами металла}]{\text{Полное замещение атомов}}$ $\boxed{K_2}SO_4$ (Нормальная соль)

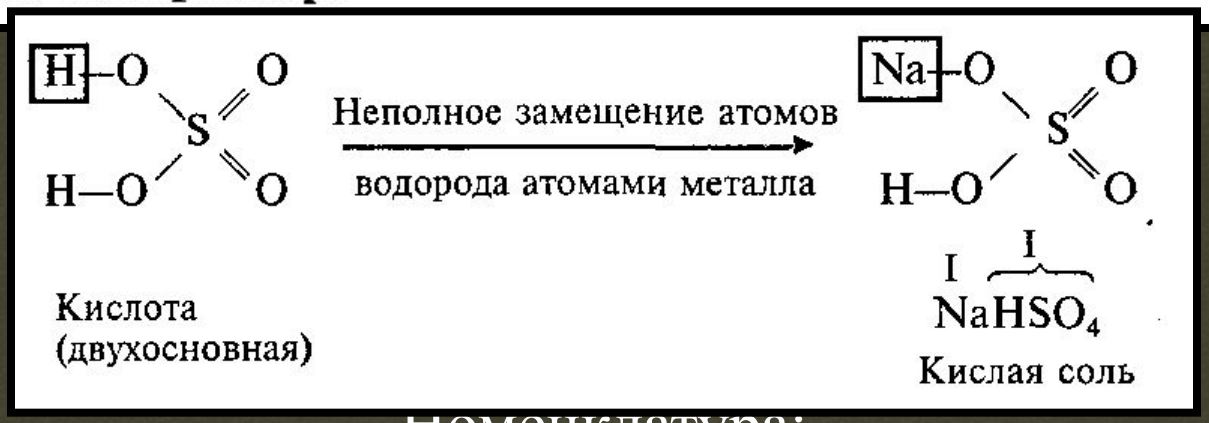
$Fe\boxed{(OH)_3}$ (Основание) $\xrightarrow[\text{групп кислотными остатками}]{\text{Полное замещение гидроксидных}}$ $Fe\boxed{(NO_3)_3}$ (Нормальная соль)

Номенклатура:

Название нормальной соли = *Название кислотного остатка* + *Название металла (в род. пад.)* + *Валентность металла*

Соли

Кислые соли — это продукты *неполного замещения* атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла. Например:

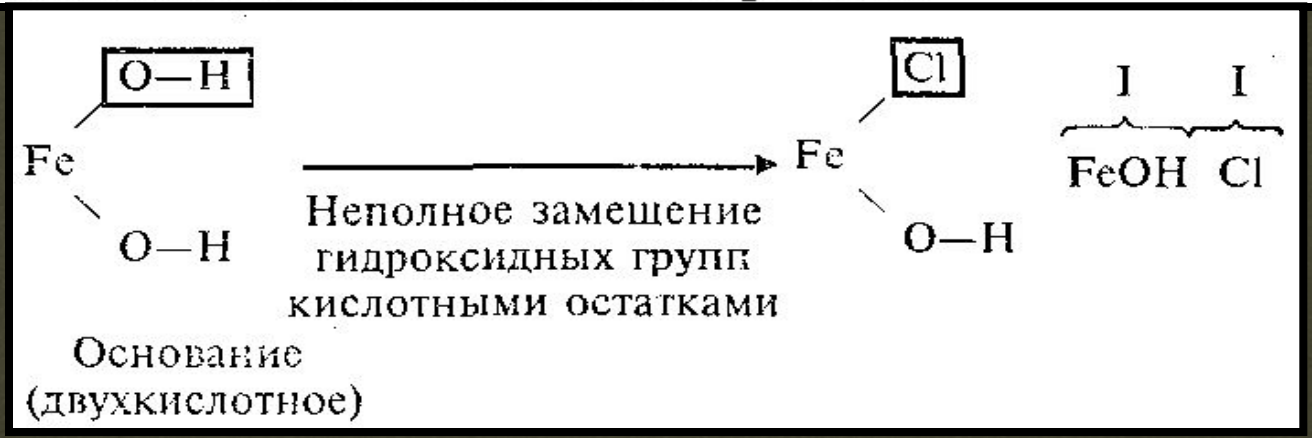


Номенклатура:

Название кислой соли	=	*«Гидро» или «дигидро»*	+	*Название кислотного остатка*	+	*Название металла (в род. пад.)*	+	*Валентность металла*

Соли

Основные соли — это продукты *неполного замещения* гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками. Например:



Номенклатура:

Название основной соли	=	*«Гидроксо-» или «дигидроксо-»*	+	*Название кислотного остатка*	+	*Название металла (в род. пад.)*	+	*Валентность металла*

Соли

- Получение и свойства солей

Получение:

Основные способы получения солей

	Неме-талл	Кислот-ный оксид	Кислота	Соль
Металл	Соль (10)	–	Соль + ... (8)	Соль + металл (9)
Основный оксид	–	Соль (4)	Соль + вода (3)	–
Основание	–	Соль + вода (2)	Соль + вода (1)	Соль + основание (5)
Соль	–	–	Соль + кислота (6)	Соль + соль (7)

Соли

1. Взаимодействие оснований с кислотами:

Основание + Кислота = Соль + Вода

Например:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$

2. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:

Основание + Кислотный оксид = Соль + Вода

Например:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

$$2NH_4OH + SO_3 = (NH_4)_2SO_4 + H_2O$$

Соли

3. Взаимодействие основных оксидов с кислотами:

Основный оксид + *Кислота* = *Соль* + *Вода*

Например:

$$BaO + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O$$

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

4. Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами:

Основный оксид + *Кислотный оксид* = *Соль*

Например:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

$$ZnO + SO_3 = ZnSO_4$$

Соли

5. Взаимодействие растворимых оснований (щелочей) с солями:

Раствор щелочи + *Раствор соли* = *Соль* + *Основание*

Например:

$$3NaOH + FeCl_3 = 3NaCl + Fe(OH)_3\downarrow$$

$$Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaOH$$

6. Взаимодействие солей с кислотами:

Соль + *Кислота* = *Соль* + *Кислота*

Например:

$$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$$

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

Соли

7. Взаимодействие двух солей между собой:

$$Соль^{I} + Соль^{II} = Соль^{III} + Соль^{IV}$$

Например:

$$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$Na_2CO_3 + BaCl_2 = BaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

8. Взаимодействие металлов с кислотами:

$$Me + Кислота = Соль + H_2\uparrow$$

Водород выделяется при взаимодействии металлов со всеми кислотами, кроме азотной кислоты HNO_3 и концентрированной серной кислоты H_2SO_4.

Например:

$$Mg + H_2SO_3 = MgSO_3 + H_2\uparrow$$

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Соли

9. Взаимодействие металлов с растворами солей:

$$Me(1) + \text{Раствор соли (1)} = \text{Раствор соли (2)} + Me(2)$$

Me(1) должен быть более активным металлом, чем Me(2). Например:

$$Cu + HgCl_2 = CuCl_2 + Hg$$

$$Zn + Cu(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Cu$$

10. Взаимодействие металлов с неметаллами

$$Me + НеMe = Соль$$

Например:

$$Cu + Cl_2 \overset{t^\circ}{=} CuCl_2$$

$$Fe + S \overset{t^\circ}{=} FeS$$

Соли

Частные способы получения солей:

1. Взаимодействие металлов, оксиды и гидроксиды которых являются амфотерными, с растворимыми основаниями (щелочами):

Ме + Растворимое основание (щелочь) = Соль + H_2↑

Например:

$$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$$

2. Сплавление солей с некоторыми кислотными оксидами:

Соль + Кислотный оксид $\overset{t^\circ}{=}$ Соль + Кислотный оксид

Например:

$$K_2CO_3 + SiO_2 \overset{t^\circ}{=} K_2SiO_3 + CO_2\uparrow$$

Соли

3. Взаимодействие растворимых оснований (щелочей) с галогенами:

$$Cl_2^0 + 2KOH \xlongequal{\text{на холоду}} K\overset{-1}{Cl} + K\overset{+1}{Cl}O + H_2O$$

$$3Cl_2 + 6KOH \xlongequal{t^\circ} 5KCl + KClO_3 + 2H_2O$$

$$Br_2 + 2NaOH = NaBr + NaBrO + H_2O$$

4. Взаимодействие галогенидов с галогенами:

$$Соль + Hal_2(1) = Соль + Hal_2(2)$$

$Hal_2(1)$ — более активный, чем $Hal_2(2)$.

Окислительная активность галогенов уменьшается в ряду: F_2, Cl_2, Br_2, I_2.

$$2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$$

$$2NaI + Br_2 = 2NaBr + I_2$$

Соли

Химические свойства:

1. Растворимые соли в водных растворах диссоциируют на ионы:

а) средние соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:

$$KCl \rightleftarrows K^+ + Cl^-$$

$$NaCN \rightleftarrows Na^+ + CN^-$$

$$Ba(CH_3COO)_2 \rightleftarrows Ba^{2+} + 2CH_3COO^-;$$

б) кислые соли диссоциируют на катионы металла и сложные анионы:

$$KHSO_4 \rightleftarrows K^+ + HSO_4^-$$

$$NaH_2PO_4 \rightleftarrows Na^+ + H_2PO_4^-$$

$$Na_2HPO_4 \rightleftarrows 2Na^+ + HPO_4^{2-};$$

в) основные соли диссоциируют на сложные катионы и анионы кислотных остатков:

$$AlOH(CH_3COO)_2 \rightleftarrows AlOH^{2+} + 2CH_3COO^-$$

$$Al(OH)_2CH_3COO \rightleftarrows Al(OH)_2^+ + CH_3COO^-$$

Соли

2. Соли взаимодействуют с металлами с образованием новой соли и нового металла. Данный металл может вытеснять из растворов солей только те металлы, которые находятся правее его в электрохимическом ряду напряжений.

Me(1) + Соль(1) = Me(2) + Соль(2),

где Me(1) — более активный металл, чем Me(2).

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$$

Соли

3. Растворы солей взаимодействуют со щелочами с образованием новой соли и нового основания. Реакция возможна, если образующееся основание или образующаяся соль выпадают в осадок.

Раствор соли + *Раствор щелочи* = *Новая соль* + *Новое основание*

Например:

а) $FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl$

Соли

4. Соли взаимодействуют с кислотами с образованием новой более слабой кислоты или новой нерастворимой соли.

Соль + Кислота = Соль + Кислота

Например:

а) $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$

При взаимодействии соли с кислотой, образующей данную соль, получается кислая соль (это возможно в том случае, если соль образована многоосновной кислотой). Например:

а) $Na_2S + H_2S = 2NaHS$

$2Na^+ + S^{2-} + H_2S = 2Na^+ + 2HS^-$

$S^{2-} + H_2S = 2HS^-$;

Соли

5. Соли могут взаимодействовать между собой с образованием новых солей, если одна из солей выпадает в осадок.

$$Соль^{I} + Соль^{II} = Соль^{III} + Соль^{IV}$$

Например:

$$AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3$$

6. Многие соли разлагаются при нагревании.

$$MgCO_3 \overset{t^\circ}{=} MgO + CO_2\uparrow$$

$$2NaNO_3 \overset{t^\circ}{=} 2NaNO_2 + O_2\uparrow$$

Соли

7. Основные соли взаимодействуют с кислотами с образованием средних солей и воды.

Основная соль + Кислота = Средняя соль + H_2O

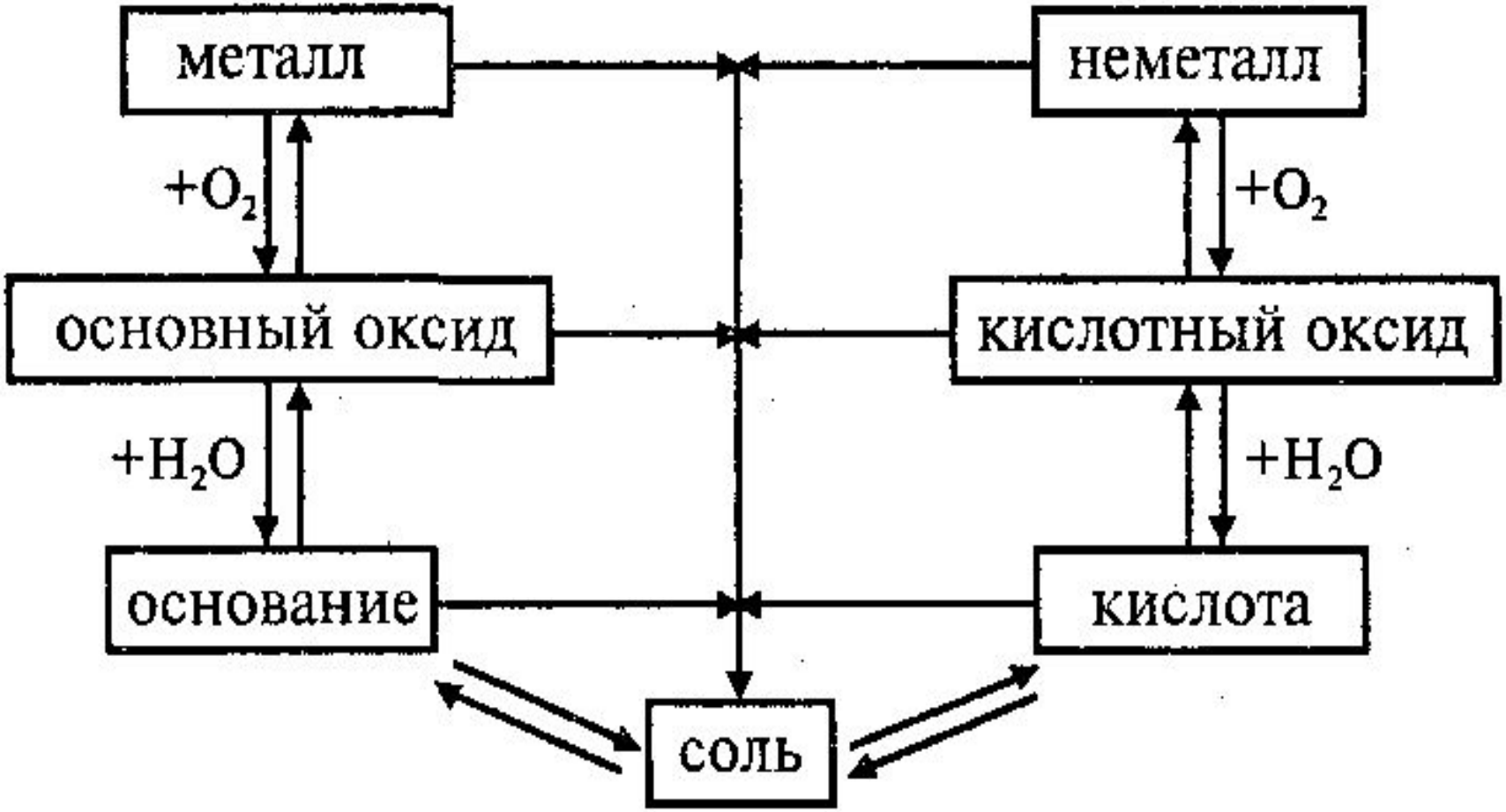
Например:

а) $CuOHCl + HCl = CuCl_2 + H_2O$

8. Кислые соли взаимодействуют с растворимыми основаниями (щелочами) с образованием средних солей и воды.

Кислая соль + Растворимое основание (щелочь) =
= Средняя соль + H_2O

Например:

а) $NaHSO_3 + NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$

Генетическая связь между важнейшими классами неорганических соединений