

Занятие 5. Классы веществ. Часть 2.

Кислоты, их классификация, названия, получение, свойства.

Соли, классификация, номенклатура, свойства.

Генетическая связь между классами неорганических веществ.

Теория.

Кислоты, их классификация, названия, получение, свойства.

Кислота — это сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода и кислотный остаток.

Пример: H_3PO_4 – фосфорная кислота.

Свойства кислот определяются тем, что они способны заменять в своих молекулах атомы водорода на атомы металлов.

Кислоты классифицируют по таким признакам:

- а) по наличию или отсутствию кислорода в молекуле и
- б) по числу атомов водорода.

По первому признаку кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные.

Классификация кислот по составу.

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
H_2SO_4 серная кислота	HF фтороводородная кислота
H_2SO_3 сернистая кислота	HCl хлороводородная кислота (соляная кислота)
HNO_3 азотная кислота	HBr бромоводородная кислота
H_3PO_4 фосфорная кислота	HI иодоводородная кислота
H_2CO_3 угольная кислота	H_2S сероводородная кислота
H_2SiO_3 кремниевая кислота	

По количеству атомов водорода, способных замещаться на металл, все кислоты делятся на одноосновные (с одним атомом водорода), двухосновные (с 2 атомами H) и трехосновные (с 3 атомами H), как показано в табл:

Классификация кислот по числу атомов водорода.

К И С Л О Т Ы		
Одноосновные	Двухосновные	Трехосновные
HNO_3 азотная	H_2SO_4 серная	H_3PO_4 фосфорная
HF фтороводородная	H_2SO_3 сернистая	
HCl хлороводородная	H_2S сероводородная	
HBr бромоводородная	H_2CO_3 угольная	
HI иодоводородная	H_2SiO_3 кремниевая	

Сила кислот.

Сильные кислоты	Слабые кислоты
HI иодоводородная	HF фтороводородная
HBr бромоводородная	H_3PO_4 фосфорная
HCl хлороводородная	H_2SO_3 сернистая (неустойчивая)
H_2SO_4 серная	H_2S сероводородная

HNO ₃ азотная	H ₂ CO ₃ угольная (неустойчивая) H ₂ SiO ₃ кремниевая
--------------------------	--

Способы получения кислот

Способ	Пример	Примечания
1. Взаимодействие оксидов с водой	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	Только кислородсодержащие кислоты. Кроме кислот, нерастворимых в воде (кремниевая)
2. Взаимодействие простых веществ	$\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	Только бескислородные кислоты.
3. Вытеснение более слабых кислот из их солей более сильными кислотами.	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$ $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + [\text{H}_2\text{CO}_3]$	
4. Окисление кислот (или оксидов в водном растворе) с меньшей степенью окисления до более высокой.	$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$ $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_3\text{PO}_4$	Реакции протекают в водном растворе.

Свойства кислот.

Свойство	Примеры	Примечания
1. Электролитическая диссоциация в водных растворах.	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Многоосновные кислоты диссоциируют по ступеням (в основном по первой): $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ (1 ступень) и $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (2 ступень).	
2. Действие растворов кислот на индикаторы.	Растворы кислот в воде изменяют окраску индикаторов. Индикатор лакмус окрашивается растворами кислот в красный цвет, индикатор метиловый оранжевый – тоже в красный цвет.	
3. Взаимодействие кислот с основаниями и амфотерными гидроксидами.	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	Реакция нейтрализации. Кремниевая кислота – только со щелочами
4. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами	$2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_2(\text{PO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	Кремниевая – только при сплавлении.
5. Взаимодействие кислот с солями.	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$	Реакция происходит, если соль образована более слабой кислотой, или если образуется осадок

6. Взаимодействие кислот с металлами.	$2 \text{HCl} + 2 \text{Na} = 2 \text{NaCl} + \text{H}_2$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	Металл в ряду активности – до водорода. Кислота должна быть сильной и растворимой. <u>Исключение:</u> при реакции с металлами азотной и конц. серной кислот водород не выделяется! (см. п. 7)
7. Взаимодействие с металлами кислот-окислителей: азотной и концентрированной серной.	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $8\text{K} + 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 3\text{ZnSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	Пассивация Al, Cr, Fe – не реагируют с холодной концентрированной HNO_3 и H_2SO_4
8. Разложение.	1) $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HI} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2 + \text{I}_2$	1) При разложении кислородсодержащих кислот получаются кислотный оксид и вода. 2) Бескислородные кислоты распадаются на простые вещества.

Кислота	+ металл
	+ оксид металла
	+ основной или амфотерный гидроксид
	+ соль
	☹ разложение при нагревании

Соли, классификация, номенклатура, свойства.

Соли - это сложные вещества, состоящие из одного (нескольких) **атомов металла** (или более сложных катионных групп, например, аммонийных групп NH_4^+ , гидроксированных групп $\text{Me}(\text{OH})_n^{m+}$) и одного (нескольких) **кислотных остатков**.

Классификация солей.

СОЛИ					
Средние (нормальные) - продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл AlCl_3	Кислые (гидросоли) - продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл KHSO_4	Основные (гидроксоли) -продукт неполного замещения ОН-групп основания на кислотный остаток FeOHCl	Двойные - содержат два разных металла и один кислотный остаток $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ KNaSO_4	Смешанные - содержат один металл и несколько кислотных остатков $\text{CaOCl}(\text{Cl})$ CaClBr	Комплексные $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

Номенклатура солей. В названиях солей используются латинские названия образующих кислоты неметаллов.

Элемент	Латинское название	Корень
H	гидрогениум	ГИДР-
C	карбониум	КАРБ-
N	нитрогениум	НИТР-
O	оксигениум	ОКС-
S	сульфур	СУЛЬФ-

Построение названий солей.

	Соль какой кислоты	Кислотный остаток	Название солей	Примеры
Высшие кислоты	Азотная HNO_3	NO_3^{2-}	нитраты	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ нитрат кальция
	Кремниевая H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	силикаты	Na_2SiO_3 силикат натрия
	Угльная H_2CO_3	CO_3^{2-}	карбонаты	Na_2CO_3 карбонат натрия
	Фосфорная H_3PO_4	PO_4^{3-}	фосфаты	AlPO_4 фосфат алюминия
Бескислородные кислоты	Серная H_2SO_4	SO_4^{2-}	сульфаты	PbSO_4 сульфат свинца
	Бромоводородная HBr	Br^-	бромиды	NaBr бромид натрия

ОТЫ				
	Иодоводородная HI	I ⁻	иодиды	KI иодид калия
	Сероводородная H ₂ S	S ²⁻	сульфиды	FeS сульфид железа (II)
	Соляная HCl (хлороводородная)	Cl ⁻	хлориды	NH ₄ Cl хлорид аммония
	Фтороводородная HF	F ⁻	фториды	CaF ₂ фторид кальция
Более низкая степ.ок.	Сернистая кислота H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	сульфиты	K ₂ SO ₃ сульфит калия

Кислые соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат ионы водорода. Названия кислых солей содержат приставку "**гидро**".

Например: NaHCO₃ – **гидрокарбонат** натрия,
K₂HPO₄ – **гидрофосфат** калия,
KH₂PO₄ – **дигидрофосфат** калия.

Основные соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат гидроксильные группы. **Основные соли** образуются при неполной нейтрализации основания. Названия основных солей образуют с помощью приставки "**гидроксо**":

Mg(OH)Cl – **гидроксохлорид** магния (основная соль)

Двойные соли – имеют два катиона. В названии их перечисляют через дефис.

Пример: KCr(SO₄)₂ – **сульфат хрома (III)-калия**.

Смешанные соли – имеют два аниона. В названии их называют через дефис.

Пример: CaOCl₂ или CaCl(OCl) – **хлорид-гипохлорит** кальция (традиционное название **хлорная известь**).

Комплексные соли – содержат сложный комплексный анион (или реже катион), состоящий из металла-комплексообразователя и нескольких лигандов (отрицательно заряженные ионы или молекулы аммиака или воды).

Пример: K[Al(OH)₄] – **тетрагидроксоалюминат** калия

K₄[Fe(CN)₆] – **гексацианоферрат** калия

[Cu(NH₃)₄]Cl₂ – **хлорид тетраамминмеди (II)**

Бытовые (традиционные) названия некоторых солей.

Соль	Международное название	Русское название	Традиционное название
Na ₂ CO ₃	Карбонат натрия	Натрий углекислый	Сода кальцинированная
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O	Декагидрат карбоната натрия	Натрий углекислый десятиводный	Сода кристаллическая
NaHCO ₃	Гидрокарбонат натрия	Натрий углекислый кислый	Сода питьевая
K ₂ CO ₃	Карбонат калия	Калий углекислый	Поташ
Na ₂ SO ₄	Сульфат натрия	Натрий сернокислый	Глауберова соль
KClO ₃	Хлорат калия	Калий хлорноватокислый	Бертолетова соль
CuSO ₄ ·5H ₂ O	Пентагидрат сульфата меди	Медь сернокислая пятиводная	Медный купорос

Получение солей.

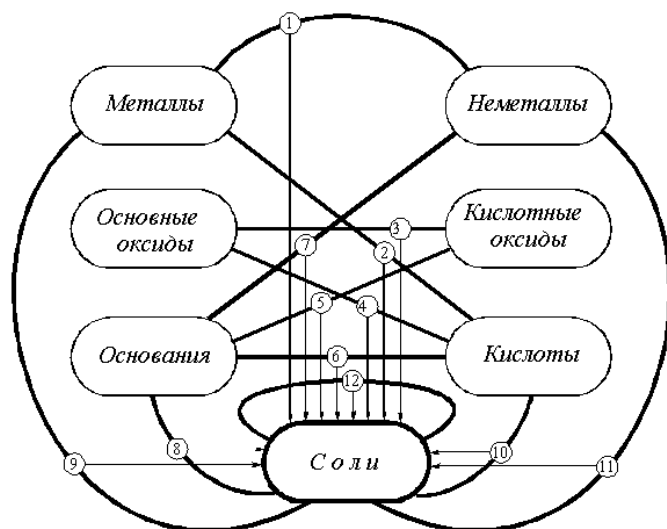


Рис. 13.6. Способы получения солей.
На схеме жирными линиями соединены классы неорганических веществ, представители которых, реагируя, образуют соли.

Способ получения	Примеры	Примечания
1. Взаимодействие кислот и оснований.	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ сульфат калия $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ гидросульфат калия $\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ гидроксохлорид алюминия	В реакции нейтрализации – средняя соль, в избытке многоосновной кислоты – кислая соль, в избытке многокислотного основания – основная соль
2. Реакция кислот с основными оксидами.	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} = \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	Возможно образование кислой соли в избытке кислоты.
3. Реакция оснований с кислотными оксидами	$\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{изб})} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ карбонат кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_{2(\text{изб})} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ гидрокарбонат кальция	В избытке основания – средняя соль, в избытке кислотного оксида – кислая соль.
4. Реакция основных (амфотерных) и кислотных оксидов между собой	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ карбонат кальция $\text{BaO} + \text{ZnO} = \text{BaZnO}_2$ цинкат бария $\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$ сульфат цинка	
5. Реакция кислот со средними и основными солями.	$\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = \text{CuS} \downarrow + 2\text{HCl}$ $\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	В продуктах – осадок, газ или вода.
6. Реакция оснований со средними и кислыми солями.	$3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ $\text{KOH} + \text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Соль должна быть растворима. Реагент – щелочь, в продуктах – осадок или вода.
7. Реакция двух растворимых солей.	$\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$	Реакцию идёт, если хотя бы одна из образующихся солей выпадает в осадок.
8. Реакция металлов с минеральными	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$	Реагируют металлы, стоящие в ряду активности до водорода,

кислотами (соляной, фосфорной, уксусной, разбавленной серной).		при этом выделяется водород. Железо и хром проявляют минимальную степень окисления - +2.
9. Реакция металлов с неметаллами.	$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$	
10. Реакция металлов с растворимыми солями.	$Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$	Металлы, стоящие в ряду активности <u>левее, но не реагирующие с водой</u> , вытесняют из растворов солей стоящие правее металлы.

Свойства солей.

Свойства	Примеры	Примечания
1) Диссоциация в растворе.	1. <u>Средние, двойные, смешанные соли диссоциируют полностью</u>: ($\alpha = 1$) $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$ $KNaSO_4 \rightleftharpoons K^+ + Na^+ + SO_4^{2-}$ $CaClBr \rightleftharpoons Ca^{2+} + Cl^- + Br^-$ 2. <u>Кислые соли</u>: $KHSO_4 \rightleftharpoons K^+ + HSO_4^-$ ($\alpha = 1$) $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ ($\alpha < 1$) 3. <u>Основные соли</u>: $FeOHCl \rightleftharpoons FeOH^+ + Cl^-$ ($\alpha = 1$) $FeOH^+ \rightleftharpoons Fe^{2+} + OH^-$ ($\alpha < 1$) 4. <u>Комплексные соли</u>: $[Cu(NH_3)_4]SO_4 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$ ($\alpha = 1$) $[Cu(NH_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons Cu^{2+} + 4NH_3$ ($\alpha < 1$)	
2) Взаимодействие с кислотами :	$2HCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + CO_2 + H_2O$ $CaCl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HCl$ Основные соли при действии кислот переходят в средние: $FeOHCl + HCl = FeCl_2 + H_2O$. Средние соли, образованные многоосновными кислотами, при взаимодействии с ними образуют кислые соли: $Na_2SO_4 + H_2SO_4 = 2NaHSO_4$.	Реакция происходит, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если образуется осадок или газ.
3) Взаимодействие с кислотными оксидами .	$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2 \uparrow + Na_2SiO_3$	Вытеснение твёрдым оксидом летучего при сплавлении.
4) Взаимодействие растворимых солей со щелочами .	$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$ $NH_4Cl + KOH = KCl + NH_3 + H_2O$ Кислые соли при действии щелочей превращаются в средние: $KHCO_3 + KOH = K_2CO_3 + H_2O$	Реакция происходит если образуется осадок, газ или вода.
5) Взаимодействие растворимых солей друг с другом .	$AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$ При взаимодействии двух кислых солей разных по силе кислот возможно вытеснение более слабой и летучей: $NaHSO_4 + NaHS = H_2S \uparrow + Na_2SO_4$	Реакция происходит, если взаимодействуют растворимые соли и при этом образуется осадок

6) Взаимодействие с металлами.	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$	Металлы, стоящие <u>левее в ряду активности</u> и не реагирующие с <u>водой</u> вытесняют из солей стоящие правее металлы.
7) Разложение при нагревании.	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2$. $2\text{AgCl} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$ $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$.	2 оксида, или 2 простых вещества. Нитраты – сложнее.
8) Электролиз (разложение под действием тока).	Соли подвергаются электролизу в растворах и расплавах: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл.ток}} \text{H}_2 + 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2$ $2\text{NaCl} \text{ расплав} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$	
Ряд напряжений металлов: Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H , Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au		