

Основные классы неорганических соединений



Преподаватель:
асс. каф. ОХХТ
к.х.н. Абрамова Полина
Владимировна

email: bozhkopv@tpu.ru

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

I. Классификация неорганических соединений

II. Простые соединения

III. Оксиды

IV. Основания

V. Кислоты

VI. Соли



I. Классификация неорганических соединений



I. Классификация неорганических соединений

✓ **Простое вещество** – вещество, состоящее из атомов одного и того же химического элемента.

✓ **Сложное вещество** – вещество, состоящее из атомов двух и более химических элементов.

II. Простые соединения

В периодической системе все неметаллы сгруппированы компактно в правой части, как это показано ниже:

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
-	-	B	C	N	O	F	Ne
			Si	P	S	Cl	Ar
				As	Se	Br	Kr
					Te	I	Xe
						At	Rn

➤ **Металлы** - вещества, обладающие металлическим блеском, пластичностью, тепло- и электропроводностью, уменьшающейся с увеличением температуры. При обычных условиях металлы - твердые вещества (кроме ртути).

II. Простые соединения

Общие свойства МЕТАЛЛОВ

Металлы проявляют только **положительные** степени окисления.

Металлы способны к образованию **простых катионов**:
 Fe^{2+} , Fe^{3+}

Металлы проявляют только **восстановительные** свойства.

Общие свойства НЕМЕТАЛЛОВ

Неметаллы проявляют как **положительные**, так и **отрицательные** степени окисления.

Неметаллы не образуют **простых катионов**.

Неметаллы проявляют как **восстановительные**, так и **окислительные** свойства.

III. Оксиды



✓ **Оксид** – бинарное соединение, одним из элементов которого является кислород в степени окисления -2.



Исключения:

Соединения фтора:

O_2F_2 – дифторид диклорода; OF_2 – дифторид кислорода;

Соединения, содержащие пероксидную группировку $[O_2]^{2-}$:

Na_2O_2 – пероксид натрия, BaO_2 – пероксид бария и т.д.

Соединения, содержащие надпероксидную группировку $[O_2]^-$:

NaO_2 – надпероксид натрия (или супероксид);

Соединения, содержащие озонидную группировку $[O_3]^-$:

KO_3 – озонид калия.

III. Оксиды. Номенклатура.

Классификация.

Формула	Название	Формула	Название
CO	оксид углерода (II)	Fe ₂ O ₃	оксид железа (III)
NO	оксид азота (II)	CrO ₃	оксид хрома (VI)
N ₂ O ₅	оксид азота (V)	Mn ₂ O ₇	оксид марганца (VII)
Na ₂ O	оксид натрия	Al ₂ O ₃	оксид алюминия



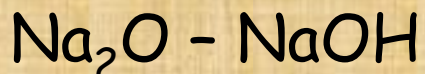
III. Оксиды. Классификация.

✓ **Несолеобразующие (безразличные)**

ОКСИДЫ - CO , N_2O , NO , SiO , не реагируют с водой, кислотами и щелочами.

✓ **ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ** - образуются металлами в степени окисления +1, +2 (кроме ZnO , BeO , GeO , SnO , PbO).

Основные оксиды - это оксиды, которым соответствуют основания:



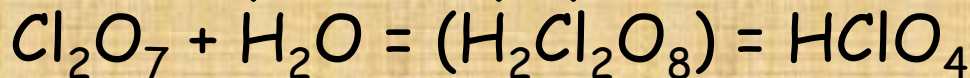
III. Оксиды. Классификация.

✓ **Амфотерные оксиды** - образуются металлами в степени окисления +3, +4 и ZnO, BeO, GeO, SnO, PbO.

Амфотерные оксиды - это оксиды, проявляющие свойства как кислотных, так и основных оксидов.

✓ **Кислотные оксиды** - образуются неметаллами и металлами в степени окисления +5 - +8.

Кислотные оксиды (ангидриды) - оксиды, которым соответствуют кислоты. Для этого необходимо к молекуле оксида прибавить одну молекулу воды:



III. Оксиды. Классификация.

Тип оксида	Кислотный	Амфотерный	Основной
Неметаллы	+	-	-
Примеры соединений	SO ₂ , SO ₃ , P ₂ O ₅ , Cl ₂ O, Cl ₂ O ₇ , NO ₂	-	-
Металлы	Образуют в степенях окисления +8, +7, +6, +5	Образуют в степенях окисления +4, +3	Образуют в степенях окисления +2, +1
Примеры соединений	Mn ₂ O ₇ , CrO ₃ , FeO ₃ , Nb ₂ O ₅	Fe ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃ , MnO ₂ , Al ₂ O ₃	Na ₂ O, K ₂ O, CaO, FeO, MnO
Исключения		ZnO, BeO, SnO, PbO	

III. Оксиды. Получение.

Способ получения	Примеры
1. Окисление кислородом: а) простых веществ б) сложных веществ в) низших оксидов	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO},$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2,$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 (t^\circ) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3.$
2. Разложение: а) солей б) оснований в) кислородсодержащих кислот г) высших оксидов	$2\text{CuSO}_4 (t^\circ) = 2\text{CuO} + \text{SO}_2 + \text{O}_2$ (кроме солей щелочных металлов), $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (t^\circ) = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2;$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 (t^\circ) = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O},$ гидроксиды щелочных металлов не разлагаются кроме LiOH, $\text{Cu}(\text{OH})_2 (t^\circ) = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{H}_2\text{SO}_3 (t^\circ) = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O},$ $2\text{HNO}_3 (t^\circ) = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O};$ $4\text{CrO}_3 (t^\circ) = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2.$
3. Вытеснение летучего оксида менее летучим оксидом	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 (t^\circ) = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow.$
4. Взаимодействие кислот-окислителей ($\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$, HNO_3) с металлами и некоторыми неметаллами	$\text{Zn} + 4\text{HNO}_{3\text{конц.}} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O},$ $2\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}} + \text{C} (t^\circ) = 2\text{SO}_2\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}.$

III. Оксиды. Физические свойства.

Агрегатное состояние при нормальных условиях:

- газы (NO , SO_2 , CO , CO_2 и др.),
- жидкости (SO_3 , H_2O , Mn_2O_7 и др.),
- твердые вещества (Fe_2O_3 , MgO , CaO и др.).

Оксиды имеют разную растворимость:

- растворимые оксиды – это большинство кислотных оксидов (SO_2 , CO_2 и др.), оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , CaO , BaO , SrO , RaO);
- нерастворимые оксиды – CuO , FeO , SiO_2 , Al_2O_3 и др.

Оксиды различаются по цвету. Например, CuO имеет черный цвет, NiO – зеленый, CaO – белый.

III. Оксиды. Химические свойства.

Основные оксиды	Кислотные оксиды
1. Взаимодействие с водой	
Образуется щелочь: $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$	Образуется кислота: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$
2. Взаимодействие с кислотой	2. Взаимодействие с основанием
Образуется соль и вода: $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaO} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Образуется соль и вода: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерные оксиды взаимодействуют	
с кислотами: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	с основаниями: $\text{SnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$
3. Взаимодействие основных и кислотных оксидов друг с другом приводит к образованию солей.	
$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$	
4. Взаимодействие с восстановителями (H_2 , C , CO , Al , Mg ...):	
$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} = 2\text{P} + 5\text{CO}$	

III. Оксиды.

Индикаторный способ их определения.

Индикаторы кислотности водных растворов:

Индикатор	Интервал перехода рН	Окраска	
		Кислая среда	Щелочная среда
лакмус	$5 \div 8$	Красная	Синяя
фенолфталеин	$8,3 \div 10,0$	Бесцветная	Красная
метиловый фиолетовый	$0 \div 3$	Желто-зеленая	Фиол.-голубая
метиловый оранжевый	$3,1 \div 4,4$	Красная	Желтая

IV. Основания



✓ **Основания** – сложные вещества, молекулы которых состоят из катионов металла и одной или нескольких гидроксид ионов – OH^- . Исключением является NH_4OH (гидроксид аммония), которое не содержит атомов металла.

Число гидроксильных групп равно валентности металла (Me).

IV. Основания. Номенклатура. Классификация.

Формулы	Названия
NaOH	Гидроксид натрия
KOH	Гидроксид калия
Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция
Fe(OH) ₃	Гидроксид железа (III)
Co(OH) ₂	Гидроксид кобальта



IV. Основания. Классификация.

✓ **Растворимые основания** - образуются щелочными и щелочноземельными металлами I и II группы главной подгруппы периодической системы + NH_4OH (искл. $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$).

✓ **Нерастворимые основания** - образуются всеми остальными металлами + $\text{Mg}(\text{OH})_2$

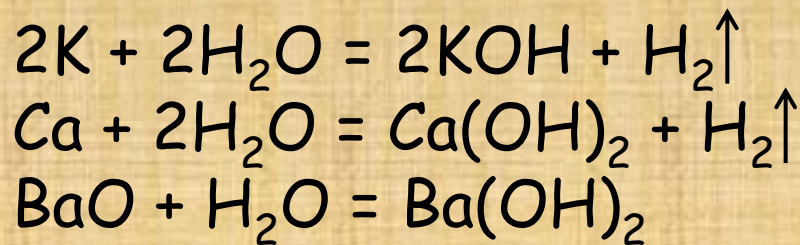
✓ **Амфотерные основания** (нерастворимые в воде) - образуются металлами в степени окисления +3, +4, например $\text{Al}(\text{OH})_3$ (иногда в степени окисления +2 - $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$)

IV. Основания. Получение.

1. Некоторые щелочи получают электролизом растворов солей:

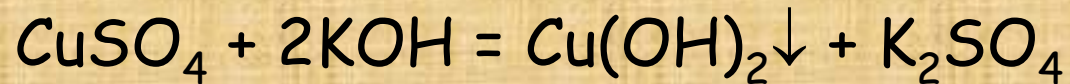


2. Щелочи можно получить взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов или их оксидов с водой:

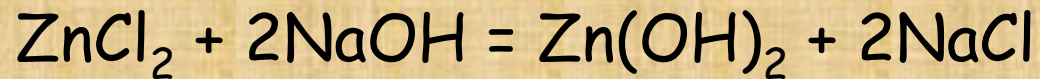


IV. Основания. Получение.

3. Нерастворимые в воде основания получают действием щелочи на соответствующую соль:



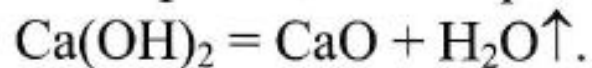
4. Общим способом получения амфотерных гидроксидов является действие щелочи на соль соответствующего металла, например:



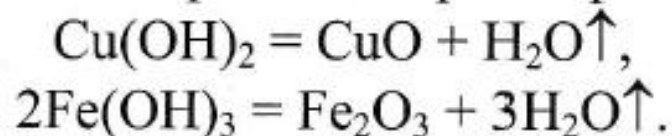
IV. Основания.

Физические свойства.

Основания – это твердые кристаллические вещества, кроме гидроксида аммония, который является жидкостью. При нагревании гидроксиды щелочных металлов не разлагаются (кроме LiOH), а гидроксиды щелочно-земельных металлов разлагаются при прокаливании.



Нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются.



Водные растворы щелочей действуют на кожу и ткань.

IV. Основания.

Химические свойства.

Щёлочи	Нерастворимые основания
1. Взаимодействие с кислотными оксидами.	
$2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{SO}_2 = \text{KHSO}_3$	-
2. Взаимодействие с кислотами	
$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. Обменная реакция с солями	
$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $2\text{KOH} + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 = \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$	-
4. Термическое разложение	
-	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

IV. Основания.

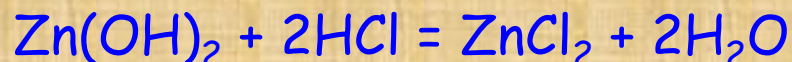
Химические свойства.

Амфолиты реагируют с кислотами и щелочами. При этом в кислой среде равновесие смещается в сторону образования солей, а в щелочной среде - в сторону образования гидроксокомплексов.

При сплавлении со щелочами образуются оксосоли.

Амфолиты

1. Взаимодействие с кислотами.



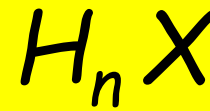
2. Взаимодействие с расплавами щелочей



3. Взаимодействие с растворами щелочей



V. Кислоты



где X^{n-} кислотный остаток

✓ **Кислоты** – сложные вещества, которые способны диссоциировать в водных растворах на ион(ы) водорода и кислотный остаток.

Кислоты можно классифицировать в зависимости от:

- 1) *наличия или отсутствия атомов кислорода в формуле кислоты;*
- 2) *числа катионов водорода в молекуле;*
- 3) *по их силе (величине константы диссоциации).*

V. Кислоты. Номенклатура.

Классификация.

1) наличие или отсутствие атомов кислорода:

а) бескислородные кислоты,

Формулы кислот	Названия кислот	Формулы кислотных остатков	Названия кислотных остатков
HF	фтороводородная	F ⁻	фторид ион
HCl	хлороводородная	Cl ⁻	хлорид ион
HBr	бромоводородная	Br ⁻	бромид ион
H ₂ S	сероводородная	S ²⁻	сульфид ион
HCN	циановодородная	CN ⁻	цианид ион
HCNS	родановодородная	CNS ⁻	роданид ион

V. Кислоты. Номенклатура.

Классификация.

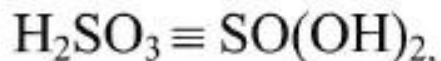
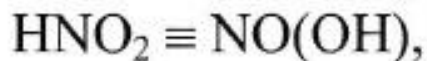
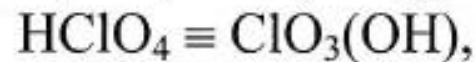
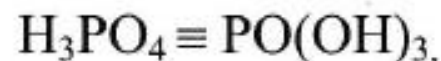
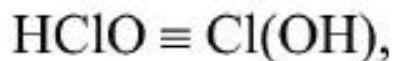
1) наличие или отсутствие атомов кислорода:

б) кислородсодержащие кислоты (оксокислоты), например, HNO_2 , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_3 и др.

Формулы	Названия кислот	Формулы кислотных остатков	Названия кислотных остатков
HNO_2	азотистая	NO_2^-	нитрит ион
HNO_3	азотная	NO_3^-	нитрат ион
H_2SO_3	сернистая	SO_3^{2-}	сульфит ион
H_2SO_4	серная	SO_4^{2-}	сульфат ион
H_3PO_3	фосфористая	HPO_3^{2-}	гидрофосфит ион
H_3PO_4	фосфорная	PO_4^{3-}	фосфат ион
H_2CO_3	угольная	CO_3^{2-}	карбонат ион
HClO_4	хлорная	ClO_4^-	перхлорат ион
HMnO_4	марганцевая	MnO_4^-	перманганат ион
H_2CrO_4	хромовая	CrO_4^{2-}	хромат ион
CH_3COOH	уксусная	CH_3COO^-	ацетат ион

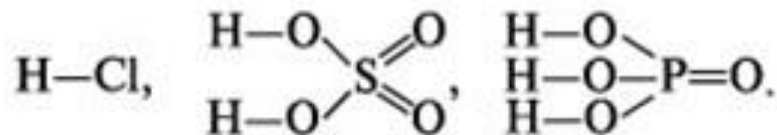
V. Кислоты. Классификация.

Кислородсодержащие кислоты могут быть записаны по общей формуле гидроксидов $\text{ЭO}_m(\text{OH})_n$, например:



2) число катионов водорода:

а) **одноосновные** (один атом водорода в молекуле кислоты). Например, HCl (соляная кислота), HNO_3 (азотная кислота) и др. Основность кислоты наглядно иллюстрируется написанием графических формул, в которых каждая связь между двумя атомами обозначается чертой «—», например:



V. Кислоты. Классификация.

2) число катионов водорода:

б) **многоосновные** (несколько атомов водорода в молекуле кислоты). Например, H_2SO_4 (серная кислота) – двухосновная, H_3PO_4 (фосфорная кислота) – трёхосновная, H_6TeO_6 (теллуровая) – шестиосновная.

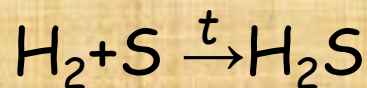
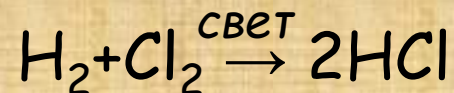
3) по силе:

а) **сильные**: HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 и другие кислоты с общими формулами: HЭO_3 , $\text{H}_2\text{ЭO}_4$, HЭO_4 .

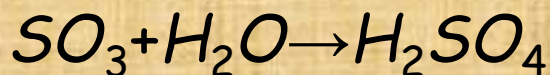
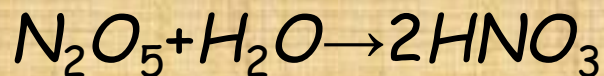
б) **слабые**: кислоты, не указанные в пункте «а».

V. Кислоты. Получение.

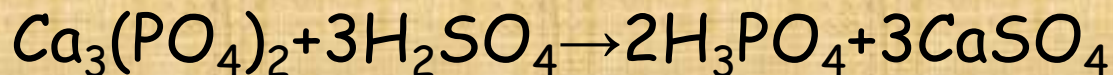
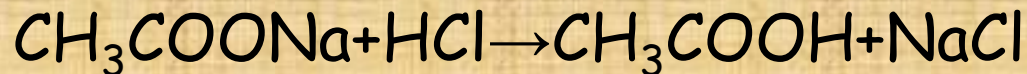
1. Взаимодействие неметаллов с водородом:



2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



3. Взаимодействие солей с кислотами:



V. Кислоты. Физические свойства.

Агрегатное состояние. При нормальных условиях (при температуре 0°C) кислоты могут быть как твёрдыми веществами, так и жидкостями. Твёрдым веществом является ортофосфорная H_3PO_4 , кремниевая H_2SiO_3 , уксусная CH_3COOH , борная H_3BO_3 и также лимонная кислота. В жидком агрегатном состоянии находится серная H_2SO_4 и азотная кислота HNO_3 .

Цвет. Водные растворы кислот, как правило, являются бесцветными.

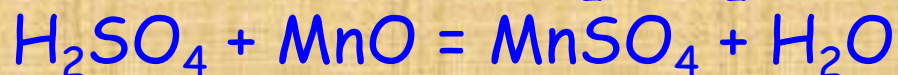
Запах. Некоторые кислоты являются летучими и в концентрированном виде имеют резкий запах.

Например, резкий характерный запах имеет концентрированные азотная и соляная кислоты. Сероводородная кислота H_2S имеет специфический «аромат» сероводорода, напоминающий запах тухлых яиц.

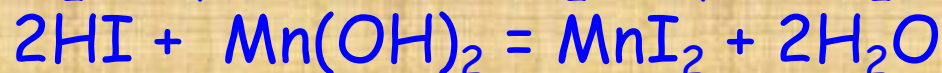
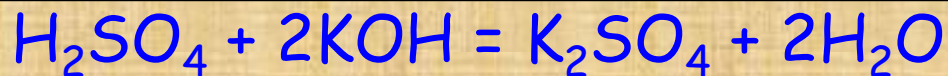
Растворимость кислот в воде. В подавляющем большинстве, кислоты хорошо растворяются в воде. Практически нерастворимой является кремниевая кислота H_2SiO_3 . Плохо растворяется в воде борная кислота H_3BO_3 .

V. Кислоты. Химические свойства.

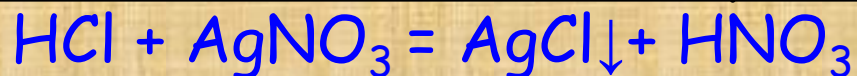
1. Взаимодействие с основными оксидами



2. Взаимодействие с основаниями



3. Обменная реакция с солями



4. Взаимодействие с металлами

Состав продуктов зависит от концентрации кислоты и природы металла

VI. Соли.



где X^{n-} - кислотный остаток

✓ **Соли** - сложные вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

Исключением являются соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны не атомы металла, а частицы NH_4^+ .

VI. Соли. Номенклатура.

Название и формула кислоты	Формула иона кислотного остатка	Название соли	Формула (пример)
Азотистая, HNO_2	NO_2^-	Нитриты	KNO_2
Азотная, HNO_3	NO_3^-	Нитраты	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Хлороводородная (соляная), HCl	Cl^-	Хлориды	FeCl_3
Сернистая, H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфиты	K_2SO_3
Серная, H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфаты	Na_2SO_4
Сероводородная, H_2S	S^{2-}	Сульфиды	FeS
Фосфорная, H_3PO_4	PO_4^{3-}	Фосфаты	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Угльная, H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонаты	CaCO_3
Кремниевая, H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Силикаты	Na_2SiO_3

VI. Соли. Номенклатура.

Примеры названий солей:

NaHSO_4 – гидросульфат натрия,

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция,

Na_2SO_4 – сульфат натрия,

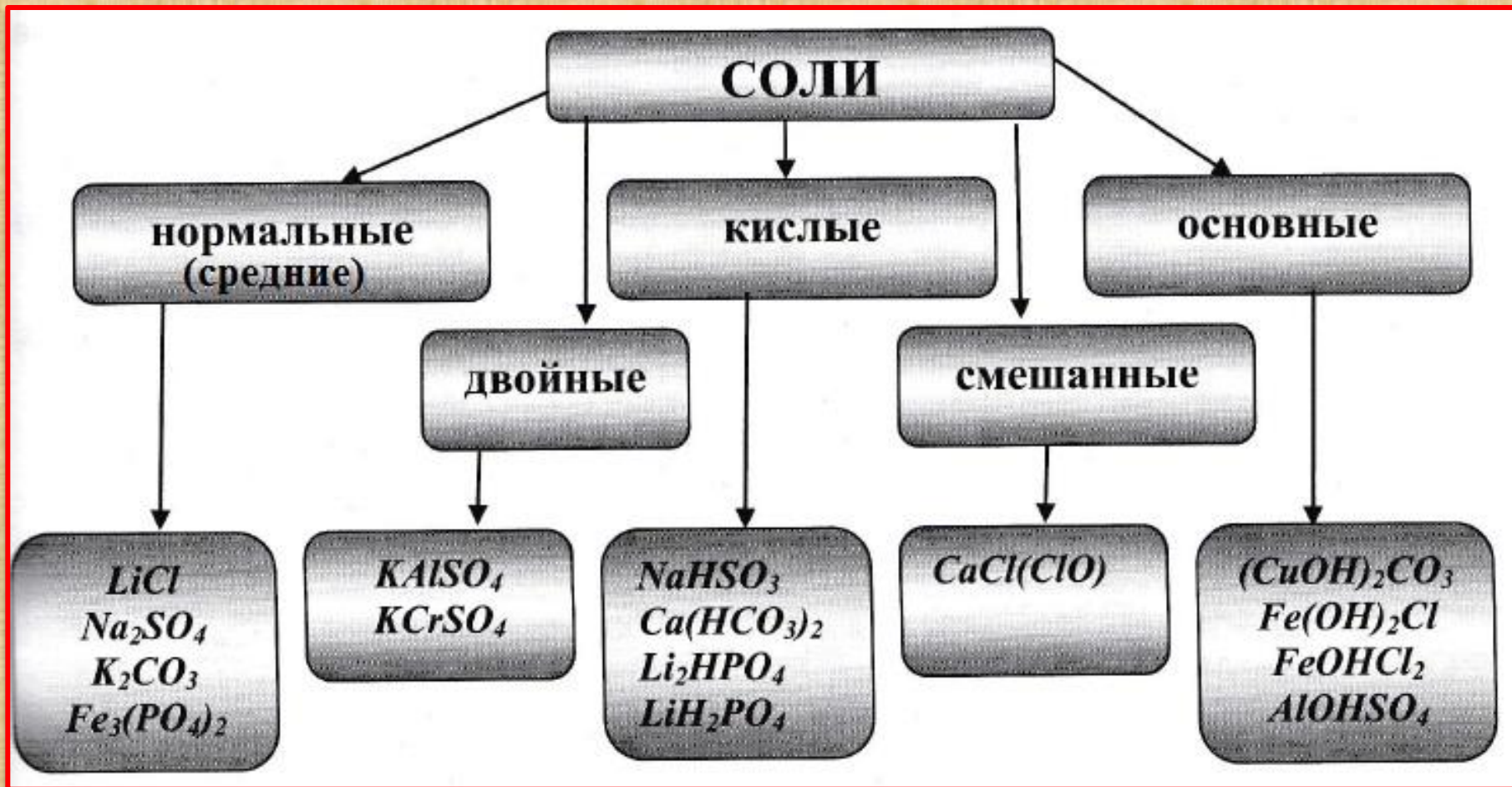
MgOHCl – хлорид гидроксомагния,

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – хлорид дигидроксоалюминия,

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия калия,

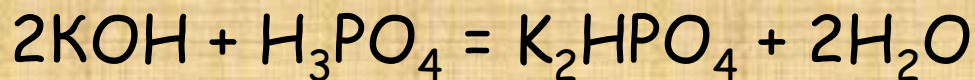
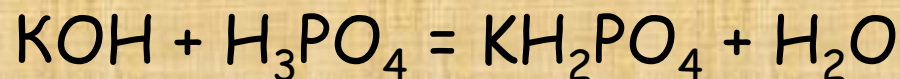
$\text{CaCl}(\text{ClO})$ – гипохлорит хлорида кальция.

VI. Соли. Классификация.

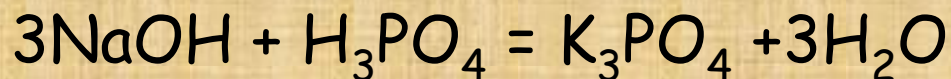
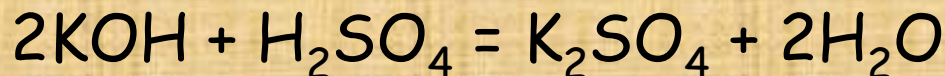


VI. Соли. Классификация.

✓ **Кислые соли** - продукты неполного замещения катионами основания катионов водорода в кислоте.



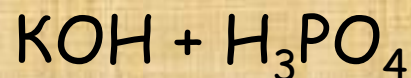
✓ **Средние соли** - продукты полного замещения катионами основания катионов водорода в кислоте.



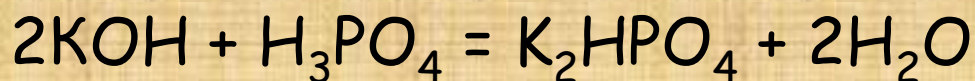
VI. Соли. Классификация.

✓ **Кислые соли** - продукты неполного замещения катионами основания ~~металлов~~ водорода в кислоте.

Дигидрофосфат калия

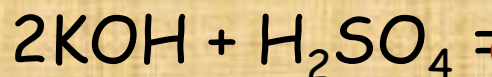


Гидрофосфат калия

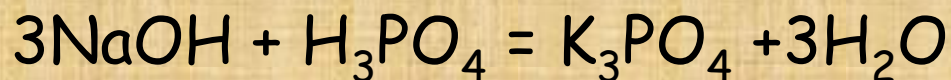


✓ **Средние соли** - продукты полного замещения катионами основ ~~металлов~~ водорода в кислоте.

Сульфат калия

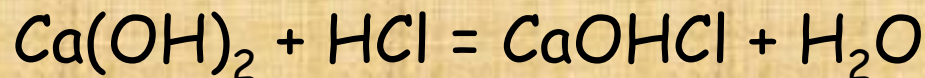
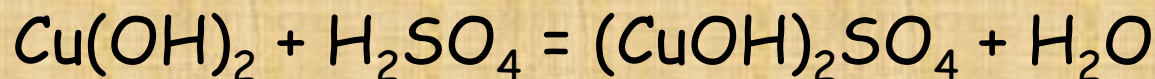


Фосфат калия



VI. Соли. Классификация.

✓ **Основные соли** - продукты неполного замещения анионами кислоты гидроксогрупп основания.



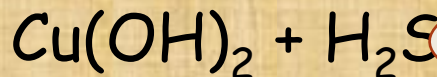
✓ **Двойные соли** - сложные вещества, состоящие из атомов 2-х различных металлов и остатка одной кислоты.

Например, KNaCl_2 ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$) - хлорид калия, натрия (сильвинит), $\text{KAl(SO}_4)_2$ - сульфат калия, алюминия.

VI. Соли. Классификация.

✓ **Основные соли** - продукты неполного замещения анионами кислотных гидроксогрупп основания.

Сульфат гидроксомеди (II)



Хлорид гидроксокальция



✓ **Двойные соли** - сложные вещества, состоящие из атомов 2-х различных металлов и остатка одной кислоты.

Например, KNaCl_2 ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$) - хлорид калия, натрия (сильвинит), $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ - сульфат калия, алюминия.

VI. Соли. Классификация.

✓ **Смешанные соли** – сложные вещества, состоящие из атомов одного металла и остатков двух различных кислот.

Например: $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ – хлорид-гипохлорит кальция.



ВАЖНО ЗНАТЬ:

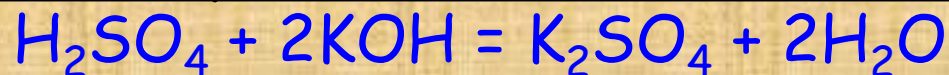
Существует еще 2 вида солей:

- 1) Комплексные соли - $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ – гексагидроксоалюминат натрия;
- 2) Оксосоли - $\text{BiO}(\text{NO}_3)_2$ – хлорид оксовисмута (III).

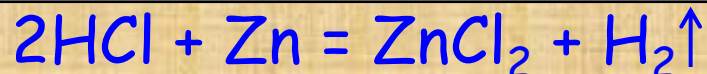
VI. Соли. Получение.

Существует большое количество способов получения солей, вот некоторые из них:

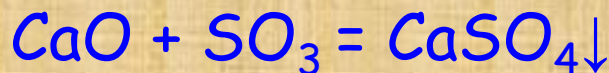
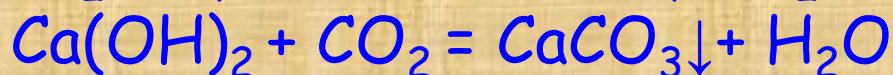
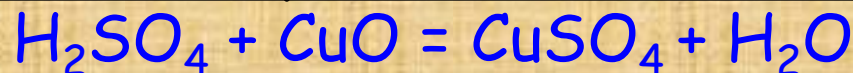
1. Реакция нейтрализации (кислота + основание)



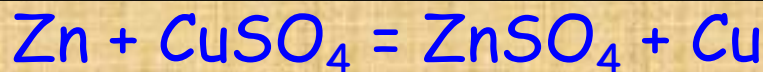
2. Реакция металлов с кислотами



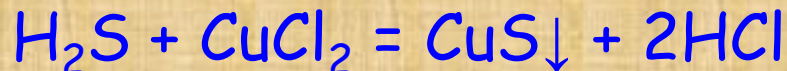
3. Реакции с различными оксидами



4. Взаимодействие неметаллов с металлами



5. Реакции кислот с солями



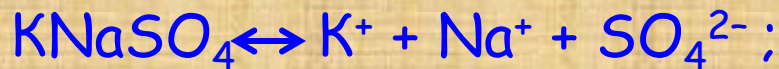
VI. Соли. Физические свойства.



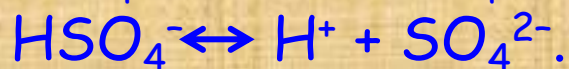
Соли – это белые кристаллические вещества, большинство из них имеет белый цвет, некоторые окрашены в другой цвет, например, $K_2Cr_2O_7$ – оранжевый, K_2CrO_4 – желтый, $NiSO_4$ – зеленый, $CoCl_3$ – розовый, CuS – черный. Многие соли имеют высокие температуры плавления и кипения. По растворимости соли делятся на растворимые ($NaCl$, KCl и др.), малорастворимые ($PbCl_2$, $CaSO_4$ и др.) и практически нерастворимые ($BaSO_4$, $PbSO_4$, PbS , $CaCO_3$ и др.).

VI. Соли. Химические свойства.

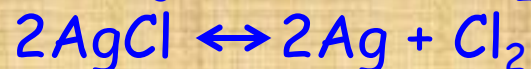
1. Диссоциация



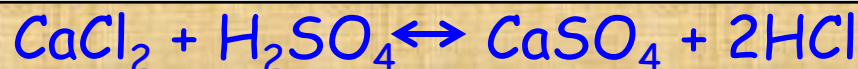
Ступенчато:



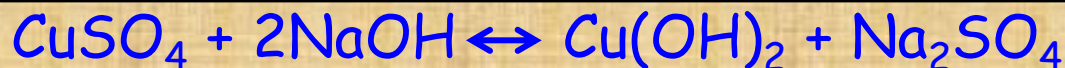
2. Разложение при нагревании



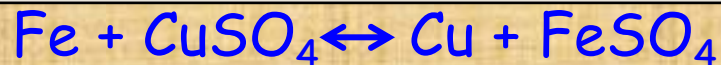
3. Реакции с кислотами



4. Взаимодействие со щелочами



5. Взаимодействие с металлами



6. Взаимодействие друг с другом (ионообменные реакции)

