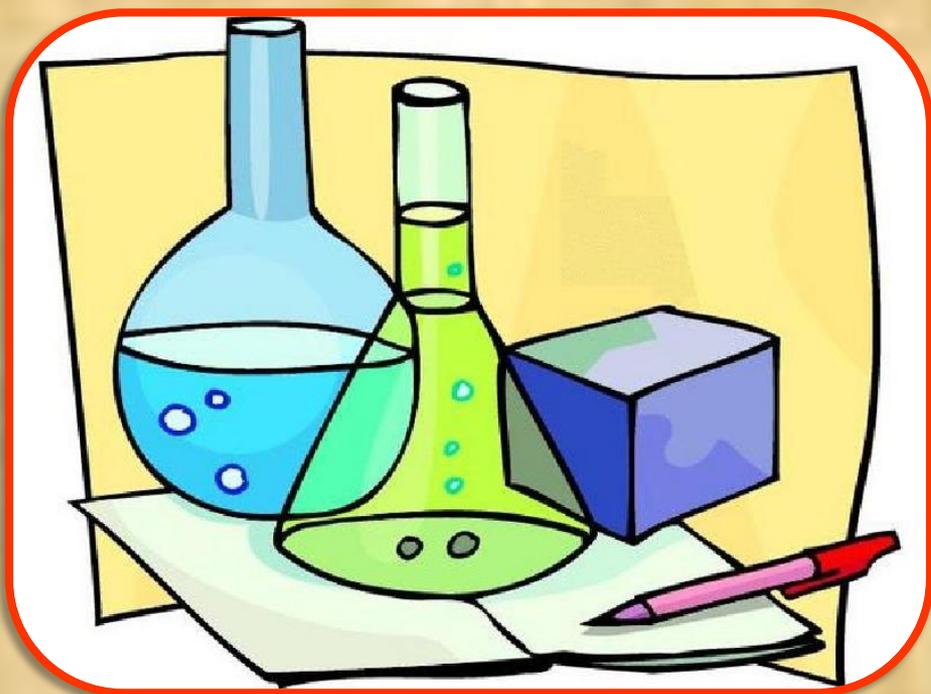


Основные классы неорганических соединений. Гидроксиды



Преподаватель:
Ассистент ОЕН ШБИП
к.х.н. Абрамова Полина
Владимировна

email: bozhkopv@tpu.ru

ПЛАН ЗАНЯТИЯ

I. Основания

II. Кислоты

ХИМИЯ

ХИМИЯ



I. Основания



✓ **Основания** – это 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).

I. 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



I. 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 + $\text{Mg}(\text{OH})_2$

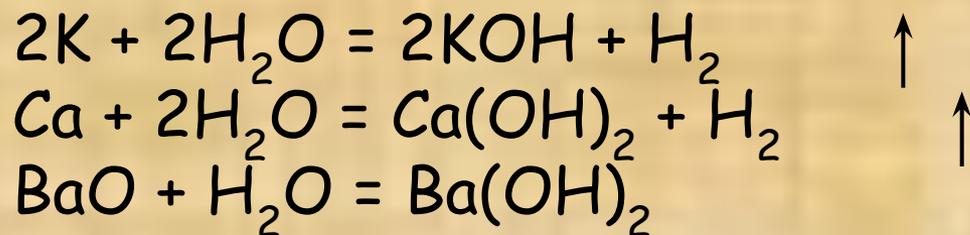
✓ **Амфотерные основания** (нерастворимые в воде) - образуются металлами в степени окисления +3, +4, например $\text{Al}(\text{OH})_3$ (иногда в степени окисления +2 - $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$)

I. Основания. Получение.

1. Некоторые щелочи получают электролизом растворов солей:



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

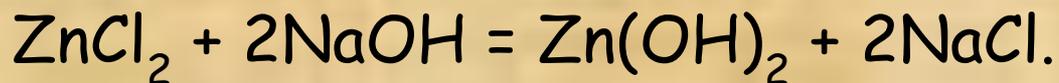


I. Основания. Получение.

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



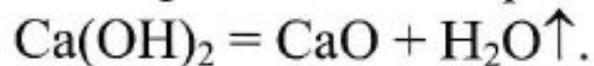
4. Общим способом получения амфотерных гидроксидов является действие щелочи на соль соответствующего металла, например:



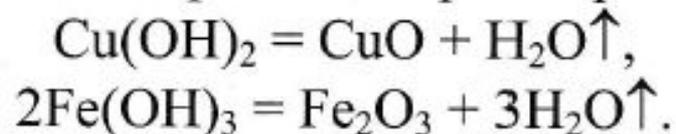
I. Основания.

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.

I. 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	
-	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

I. Основания.

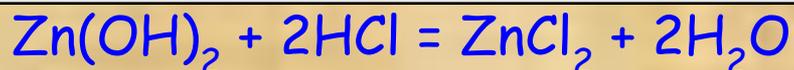
Химические свойства.

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 (амфотерные гидроксиды)

1. Взаимодействие с кислотами



2. Взаимодействие с расплавами щелочей



3. Взаимодействие с растворами щелочей



II. Кислоты



где X^{n-} кислотный остаток

✓ **Кислоты** – это 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).

II. 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

II. Кислоты. Номенклатура.

Классификация.

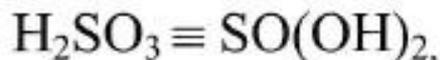
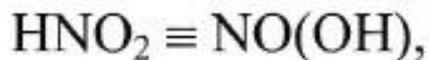
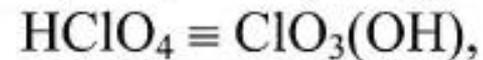
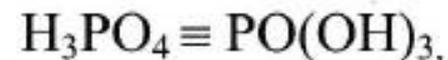
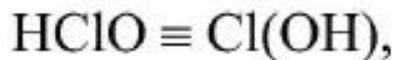
1) наличие или отсутствие атомов кислорода:

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

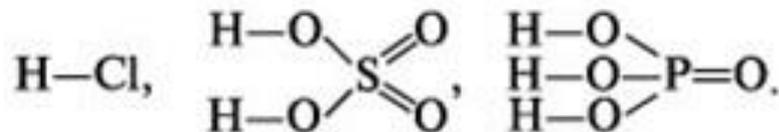
II. Кислоты. Классификация.

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:



II. 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.

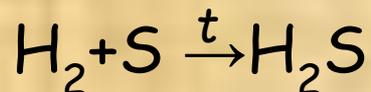
3) по силе:

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 .

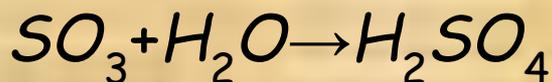
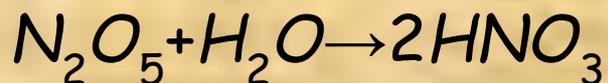
б) **слабые**: кислоты, не указанные в пункте «а».

II. Кислоты. Получение.

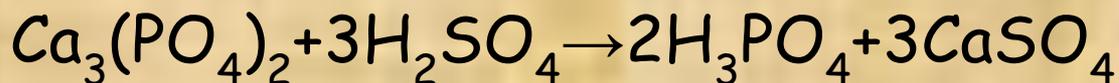
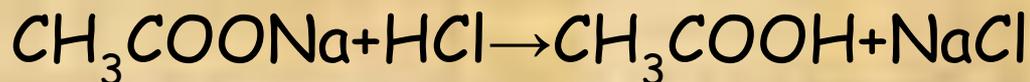
1. Взаимодействие неметаллов с водородом:



2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



3. Взаимодействие солей с кислотами:



II. 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.

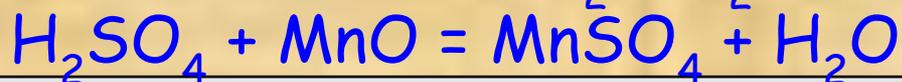
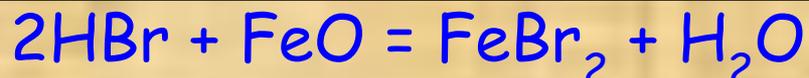
Запах. Некоторые кислоты являются летучими и в концентрированном виде имеют резкий запах.

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

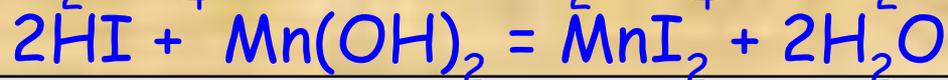
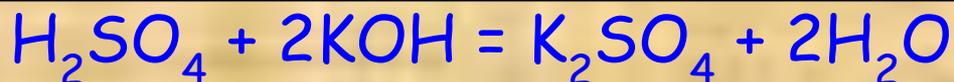
Растворимость кислот в воде. В подавляющем большинстве, кислоты хорошо растворяются в воде. Практически нерастворимой является кремниевая кислота H_2SiO_3 . Плохо растворяется в воде борная кислота H_3BO_3 .

II. 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