

# «ХИМИЯ»

## Тема №11: «Неорганическая химия»



# Классы неорганических соединений и их свойства

**1.Оксиды** - называются все соединения, состоящие из кислорода и какого-нибудь элемента.

*а) Основные оксиды – оксиды, гидроксиды которых являются основаниями. Основные оксиды образуются исключительно металлами.*

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно соединяются с водой, образуя растворимые в воде основания - щелочи.

Например:  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ ,  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ .

*б) Кислотные оксиды – оксиды, гидроксиды которых являются кислотами.*

Это главным образом оксиды неметаллов ( $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ), хотя некоторые высшие оксиды металлов тоже являются кислотными ( $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ).

Многие кислотные оксиды непосредственно соединяются с водой, образуя кислоты:

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  –кислотный гидроксид серы (VI) или серная кислота;

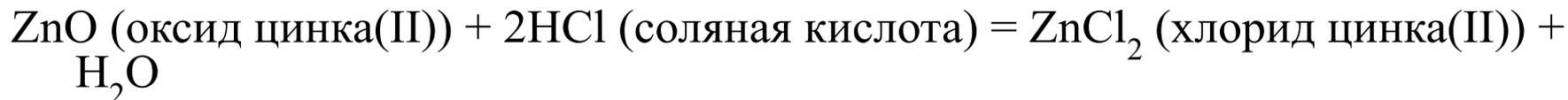
$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$  –кислотный гидроксид хрома (VI) или хромовая кислота.

С основаниями:  $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

С щелочами:  $\text{CO}_2$  (оксид углерода(II)) + 2NaOH(гидроксид натрия) =  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (карбонат натрия) +  $\text{H}_2\text{O}$

# Классы неорганических соединений и их свойства

**в) Амфотерные оксиды ( $Al_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $ZnO$  и др.) – обладают одновременно свойствами кислотных и основных оксидов. Они взаимодействуют с кислотами и щелочами, образуя соли, например:**



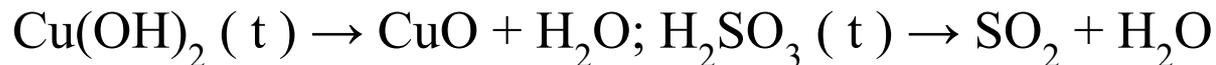
Все оксиды рассмотренных групп обладают свойством образовывать соли, поэтому их часто объединяют под общим названием солеобразующих оксидов.

**г) Безразличные оксиды – оксиды, которые ни прямым, ни косвенным путем не образуют гидроксидов и не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями (например,  $NO$ ,  $CO$ ).**

Большинство оксидов непосредственно или косвенным путем образуют с водой соединения, носящие название гидроксидов.



При нагревании гидроксиды, кроме гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов, разлагаются на оксид и воду:



# Классы неорганических соединений и их свойства

2. *Кислоты (кислотные гидроксиды)*. Соединяясь с водой, оксиды неметаллов образуют вещества, относящиеся к классу *кислот*.

- Кислородные (например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ )
- Бескислородные, не содержащие кислорода (например,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться атомами металлов, различают кислоты

- одноосновные (например,  $\text{HNO}_3$ ),
- двухосновные (например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
- трехосновные (например,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

Все кислоты взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды, например:



# Классы неорганических соединений и их свойства

**3. Основаниями** называются гидроксиды типичных металлов, взаимодействующие с кислотами с образованием солей. В состав молекулы любого основания входит атом металла и одна или несколько гидроксидных групп  $-\text{OH}$  ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ).

При действии кислоты с основанием гидроксидная группа  $\text{OH}-$  замещается кислотным остатком, и таким образом получается соль (реакция нейтрализации), например:  $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Большинство оснований нерастворимы в воде. Основания, образованные наиболее активными металлами и растворимые в воде, называются **щелочами** (например,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ).

**Амфотерные гидроксиды могут взаимодействовать как с кислотами (подобно основаниям), так и с основаниями (подобно кислотам), образуя в том и другом случае соли.**

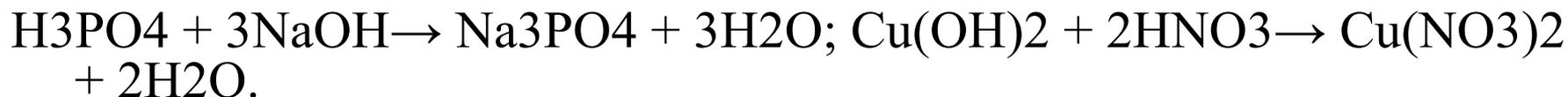
**Примером может служить  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ :**



# Классы неорганических соединений и их свойства

**Соли** – это продукты замещения атомов водорода в кислотах атомами металла или продукты замещения гидроксогрупп в основаниях кислотными остатками.

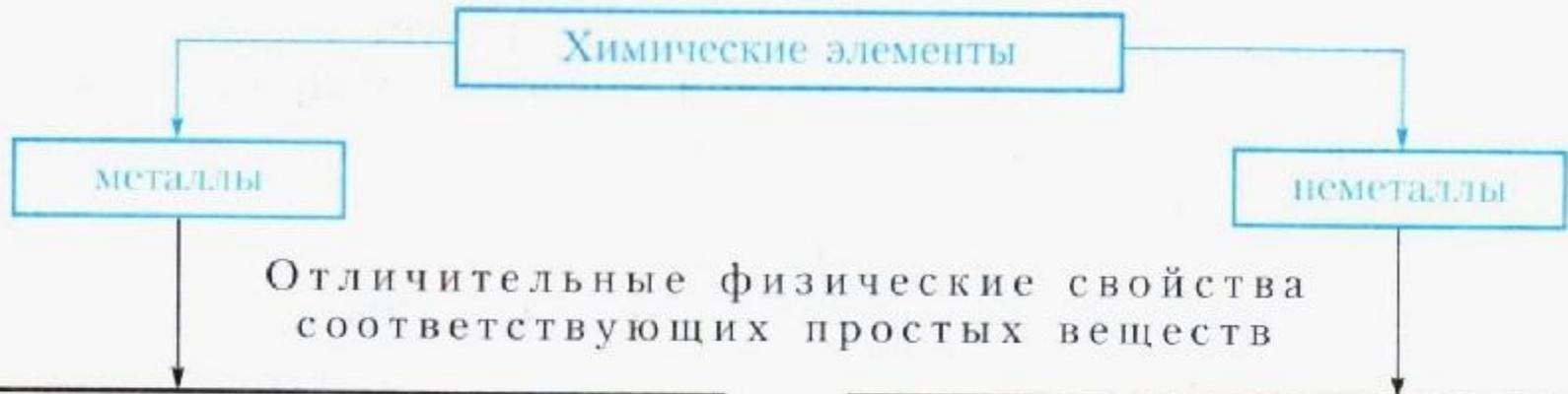
**Нормальные соли** – продукты полного замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов или гидроксидных групп в молекулах оснований на кислотные остатки.



**Кислые соли** – продукты неполного замещения атомов водорода в кислотах на атомы металлов. Кислые соли содержат в своем составе водород, способный замещаться металлом.  *$\text{KH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат калия,  $\text{NaHSO}_4$  – гидросульфат натрия. Кислые соли образуются двух или трехосновными кислотами.*

**Основные соли** – продукты неполного замещения гидроксидных групп в основаниях на кислотные остатки. Например,  $\text{CuOHCl}$  – гидроксохлорид меди (II),  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  – гидроксокарбонат меди (II).

# Металлы и неметаллы.



Железо Fe, медь Cu, алюминий Al, ртуть Hg, золото Au, серебро Ag и др.

1. Твердые вещества (исключение — ртуть).
2. Металлический блеск.
3. Хорошие проводники теплоты и электричества.
4. Ковкие.

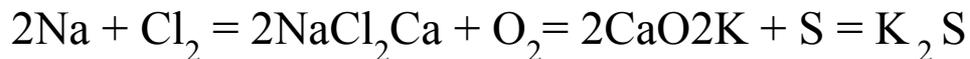
Уголь C, сера S, фосфор P, иод I<sub>2</sub>, кислород O<sub>2</sub>, водород H<sub>2</sub> и др.

1. Твердые, жидкие (бром) и газообразные вещества.
2. Металлическим блеском не обладают (исключение — иод).
3. Изоляторы.
4. Хрупкие.

Неметаллы – это химические элементы, которые образуют в свободном виде простые вещества, не обладающие физическими свойствами металлов.

***Химические свойства неметаллов:***

1. Взаимодействуя с металлами, типичные неметаллы образуют соединения с ионной связью, например, хлорид натрия NaCl, оксид кальция CaO, сульфид калия K<sub>2</sub>S.



- Итак, неметаллы могут реагировать с металлами, проявляя при этом свойства окислителей.

2. В определенных условиях неметаллы могут взаимодействовать *друг с другом*:



3. Неметаллы могут взаимодействовать *со сложными веществами*

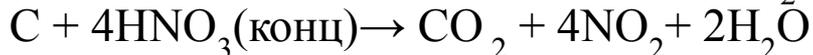
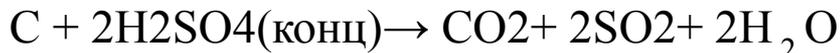
а) с водой:  $\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}_2$  (на свету, или темп.)

б) с солями:  $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$  (комн. то)

в) со щелочами, при этом сера выступает в роли окислителя и восстановителя:



г) с кислотами – окислителями при нагревании:



Следует отметить, что для неметаллов скорее характерно различие, чем общность свойств.

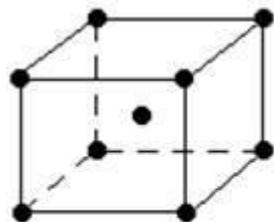
Металл – это элемент, который во всех соединениях проявляет положительную степень окисления. Из известных в настоящее время 109 элементов 86 являются металлами.

Типичная структура кристалла металлов:

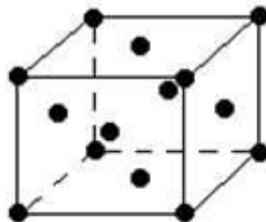
а – кубическая объемноцентрированная;

б – кубическая гранецентрированная;

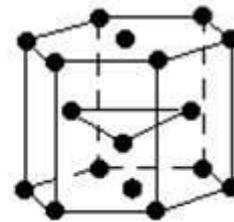
в – плотная гексагональная



а



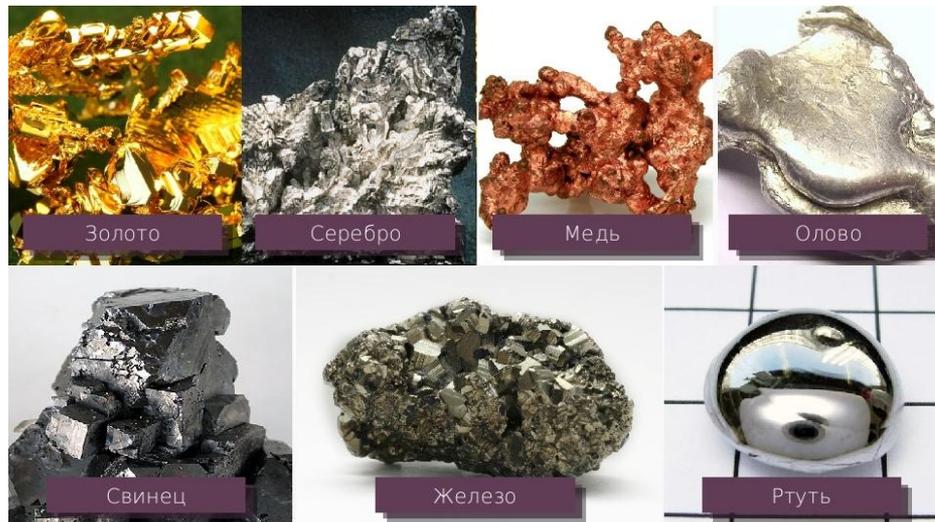
б



в

# Группы металлов

- Черные металлы (Fe);
- Тяжелые цветные металлы (Cu, Pb, Zn, Ni, Sn, Co, Sb, Bi, Hg, Cd),
- Легкие металлы с плотностью менее 5 г/см<sup>3</sup> (Al, Mg, Ca и т.д.),
- Драгоценные металлы (Au, Ag и платиновые металлы)
- Редкие металлы (Be, Sc, In, Ge и некоторые другие).



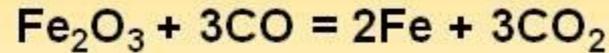
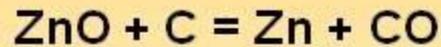
# ХИМИЯ

## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

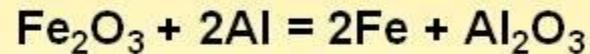
	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H <sub>2</sub> )	Cu	Hg	Ag	Pt	Au							
Восстановительная способность металлов в свободном состоянии																										
Взаимодействие с кислородом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре				Окисляются при комнатной t° только с поверхности		Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании								При нагревании		Не окисляются									
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H <sub>2</sub> и образуется гидроксид				При нагревании выделяется H <sub>2</sub> и образуются оксиды														H <sub>2</sub> из воды не вытесняет							
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород из разбавленных кислот (кроме HNO <sub>3</sub> )														Реагирует с конц. и разб. HNO <sub>3</sub> и с конц. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> при нагревании		С кислотами не реагируют, растворяются в "царской воде"									
Нахождение в природе	Только в соединениях									В соединениях и					в свободном виде		Главным образом в свободном виде									
Способы получения	Электролиз расплавов						Восстановление углем, оксидом углерода(II); электролиз водных растворов солей													Алюминотермия						
Окислительная способность ионов металла																										
	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	(H) <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>							

# Способы получения металлов

Восстановление  
из оксидов (C, CO, H<sub>2</sub>)

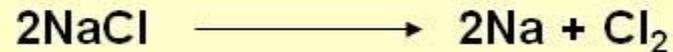


Восстановление из  
оксидов активными Me

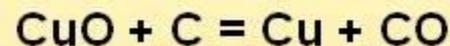
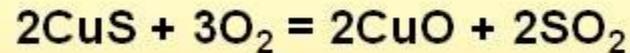


Электролиз расплавов

электролиз



Обжиг сульфидов и  
восстановление оксидов



**Металлургия** – наука о промышленных способах получения металлов из природного сырья.

