

## Лекция № 13. Основные классы неорганических соединений

По своим химическим свойствам элементы подразделяются на металлы, полуметаллы (B, Si, Ge, As, Se), неметаллы. Полуметаллы являются пограничными элементами, проявляющими свойства как металла, так и неметалла.

Полуметаллы в большинстве случаев имеют металлическую и неметаллическую аллотропные модификации. Существование химического элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией, а вещества, образованные одним и тем же элементом, – аллотропическими видоизменениями этого элемента: C – алмаз, графит; O – кислород (O<sub>2</sub>), озон (O<sub>3</sub>); S – аморфная, моноклинная, ромбовидная; P – белый, красный, чёрный, фиолетовый.

Химический элемент существует в следующих формах:

- Одиночные атомы (обычно при высоких температурах);
- Простые вещества (состоят из атомов одного и того же элемента);
- Сложные вещества (состоят из атомов разных элементов).

Химические элементы являются «кирпичиками», из которых построены вещества. Все вещества (цинк, азот, серная кислота, бензол, воздух, кремний, природная вода) делятся на чистые и смеси. Чистые вещества состоят из одинаковых молекул (цинк, азот, серная кислота, бензол). Смеси веществ состоят из разных молекул (воздух, природная вода). Чистые вещества делятся на простые вещества (цинк, азот, кремний) и сложные вещества или химические соединения (серная кислота, бензол).

Химические вещества принято делить на две группы: немногочисленную группу простых веществ (их, с учетом аллотропных модификаций, насчитывается около 400) и очень многочисленную группу сложных веществ. Простые вещества делятся на металлы (цинк), полуметаллы (кремний), неметаллы (азот).

*Химические соединения* делятся на органические или соединения углерода и неорганические. К неорганическим относятся соединения остальных (кроме углерода) элементов периодической системы.

*Сложные вещества* обычно делят на четыре важнейших класса: *оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли*. Рассмотрим далее более подробно отдельные классы неорганических соединений.

### **Оксиды**

Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Многие элементы проявляют переменную валентность и дают оксиды различного состава, что учитывается по международной номенклатуре указанием степени окисления элемента римскими цифрами, например: CrO – оксид хрома (II), Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – оксид хрома (III), CrO<sub>3</sub> — оксид хрома (VI).

Оксиды делят на две группы: *солеобразующие* и *несолеобразующие*. Свойства не солеобразующих оксидов мы не будем рассматривать; наиболее важные из них (CO, NO, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) описаны в разделах, посвященных химии соответствующих элементов.

Солеобразующие оксиды принято делить на три группы: *основные, амфотерные, кислотные*.

#### **1.1 Основные оксиды**

К основным относятся оксиды типичных металлов, им соответствуют гидроксиды, обладающие свойствами оснований.

#### Получение основных оксидов

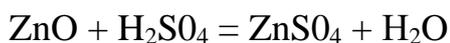
1. Окисление металлов, например:  $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$   
Этот метод неприменим для щелочных металлов, которые при окислении дают пероксиды.
2. Обжиг сульфидов, например:  $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 = 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$
3. Разложение гидроксидов тяжелых металлов:  $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

4. Разложение солей кислородсодержащих кислот. Этот способ особенно легко осуществляется для нитратов и карбонатов:

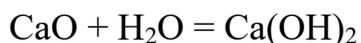


#### Свойства основных оксидов

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



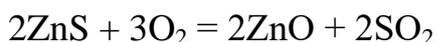
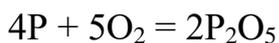
Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно реагируют с водой:



Основные оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции (ОВР), например:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$

### 1.2 Кислотные оксиды

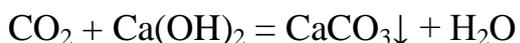
*Кислотные оксиды* — оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления, которые могут быть получены методами, аналогичными методам получения основных оксидов, например:



#### Свойства кислотных оксидов

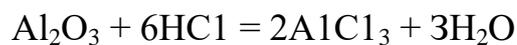
Большинство кислотных оксидов взаимодействует с водой с образованием кислот, например:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

Наиболее типичными для кислотных оксидов являются их реакции с основными и амфотерными оксидами, со щелочами:



### 1.3 Амфотерные оксиды

*Амфотерные оксиды* способны к реакциям, в которые вступают как основные, так и кислотные оксиды, например:



К числу амфотерных оксидов относятся оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , оксид бериллия  $\text{BeO}$ , оксид цинка  $\text{ZnO}$ , оксид железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Идеально амфотерным оксидом является вода  $\text{H}_2\text{O}$ , что ярко проявляется при гидролизе солей.

#### Основания (гидроксиды металлов)

*Основаниями* называются вещества (частицы), связывающие протоны (Бренстед). К основаниям относятся аммиак, амины (анилин), гидроксиды металлов.



Частным случаем оснований являются *гидроксиды*.

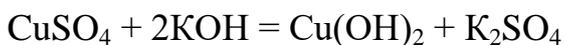
Химические соединения, содержащие атом металла, связанный с гидроксильными группами (ОН), называются гидроксидами металлов  $[\text{Me}(\text{OH})_n]$ . С точки зрения теории электролитической диссоциации гидроксиды представляют собой электролиты, образующие в водных растворах в качестве анионов только гидроксид-ионы (ОН<sup>-</sup>).

Кислотность *гидроксидов* определяется числом *гидроксильных групп*, способных замещаться на кислотные остатки с образованием солей. По современной номенклатуре их принято называть *гидроксидами* элементов с указанием степени окисления: KOH — гидроксид калия,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  — гидроксид стронция,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  — гидроксид хрома (II).

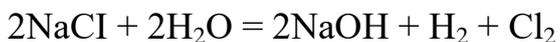
*Гидроксиды* металлов делят на две группы: растворимые в воде — *щёлочи* (образованные *щёлочными* и *щёлочноземельными* металлами) и нерастворимые в воде.

## Получение оснований

Нерастворимые основания обычно получают реакцией обмена:



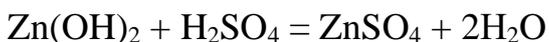
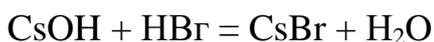
Щелочи в технике получают электролизом водных растворов хлоридов:



В лаборатории щелочи получают взаимодействием соответствующих металлов или их оксидов с водой.

## Химические свойства гидроксидов металлов

Все нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются с образованием оксидов. Самой типичной реакцией гидроксидов является реакция нейтрализации с кислотами. В нее вступают как щелочи, так и нерастворимые основания:



## Кислоты

*Кислоты* - сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. (С точки зрения теории электролитической диссоциации: кислоты - электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют только  $\text{H}^+$ ).

Классификация

По составу: бескислородные и кислородсодержащие.

По числу атомов водорода, способных замещаться на металл: одно-, двух-, трёхосновные...

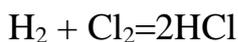
	Бескислородные:	Кислородсодержащие:
одноосновная	HCl, HBr, HI, HF	HNO <sub>3</sub>
двухосновная	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>
трёхосновная		H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>

## Получение

1. Взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):



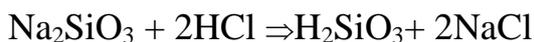
2. Взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):



Реакциями обмена соли с кислотой



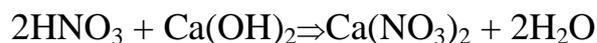
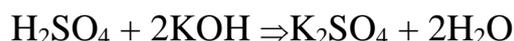
в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:



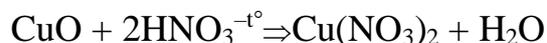
## Химические свойства

1. Действие на индикаторы: лакмус – красный; метилоранж – розовый.

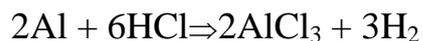
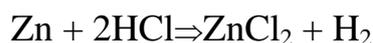
2. Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации):



3. Взаимодействие с основными оксидами:

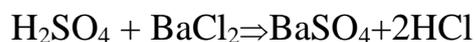


4. Взаимодействие с металлами:



(металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, кислоты – неокислители).

5. Взаимодействие с солями (реакции обмена), при которых выделяется газ или образуется осадок:





## Соли

*Соли* - сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков. Это наиболее многочисленный класс неорганических соединений.

### Классификация

СОЛИ:

Средние, Кислые, Основные;

Двойные, Смешанные, Комплексные

#### Средние.

При диссоциации дают только катионы металла (или  $\text{NH}_4^+$ )



#### Кислые.

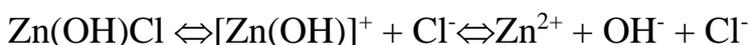
При диссоциации дают катионы металла ( $\text{NH}_4^+$ ), ионы водорода и анионы кислотного остатка.



Продукты неполного замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы металла.

#### Основные.

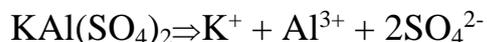
При диссоциации дают катионы металла, анионы гидроксила и кислотного остатка.



Продукты неполного замещения групп  $\text{OH}$  соответствующего основания на кислотные остатки.

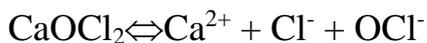
#### Двойные.

При диссоциации дают два катиона и один анион.



### **Смешанные.**

Образованы одним катионом и двумя анионами:



### **Комплексные.**

Содержат сложные катионы или анионы.



## **Средние соли**

### **Получение**

Большинство способов получения солей основано на взаимодействии веществ противоположными свойствами:

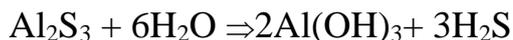
металла с неметаллом:	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \Rightarrow 2\text{NaCl}$
металла с кислотой:	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
металла с раствором соли менее активного металла	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \Rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
основного оксида с кислотным оксидом:	$\text{MgO} + \text{CO}_2 \Rightarrow \text{MgCO}_3$
основного оксида с кислотой	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{-t^\circ} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
основания с кислотным оксидом	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \Rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
основания с кислотой:	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
соли с кислотой:	$\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
раствора основания с раствором соли:	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 2\text{NaOH} + \text{BaSO}_4$
растворов двух солей	$3\text{CaCl}_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaCl}$

## Свойства.

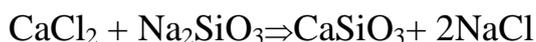
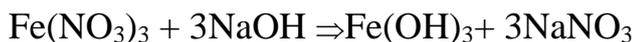
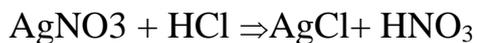
1. Термическое разложение.



2. Гидролиз.



3. Обменные реакции с кислотами, основаниями и другими солями.



4. Окислительно-восстановительные реакции, обусловленные свойствами катиона или аниона.



## Кислые соли

*Получение.*

Взаимодействие кислоты с недостатком основания	$\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие основания с избытком кислотного оксида	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 \Rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
Взаимодействие средней соли с кислотой	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

*Химические свойства.*

1. Термическое разложение с образованием средней соли



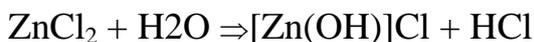
2. Взаимодействие со щёлочью. Получение средней соли.



### Основные соли

*Получение.*

1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



2. Добавление (по каплям) небольших количеств щелочей к растворам средних солей металлов



3. Взаимодействие солей слабых кислот со средними солями



*Химические свойства.*

Термическое разложение.	$[\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{CO}_3(\text{малахит}) \Rightarrow 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с кислотой: образование средней соли.	$\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl} \Rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

### Комплексные соли

*Строение.*



$\text{K}_4$ – Внешняя сфера

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – Внутренняя сфера

$\text{Fe}$ – Комплексообразователь (центральный атом)

6 – Координационное число

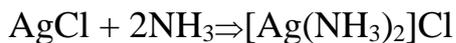
$(\text{CN})$ – Лиганд

Центральными атомами обычно служат ионы металлов больших периодов Co, Ni, Pt, Hg, Ag, Cu);

типичными лигандами являются  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NH}_3$ , CO,  $\text{H}_2\text{O}$ ; они связаны с центральным атомом донорно-акцепторной связью.

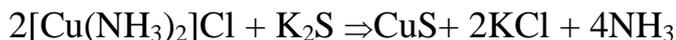
*Получение.*

Реакции солей с лигандами:



*Химические свойства.*

1. Разрушение комплексов за счёт образования малорастворимых соединений:



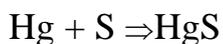
2. Обмен лигандами между внешней и внутренней сферами.



### **Связь между различными классами соединений**

Примеры

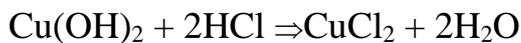
1. металл + неметалл  $\Rightarrow$  соль



2. основной оксид + кислотный оксид  $\Rightarrow$  соль

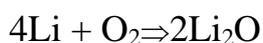
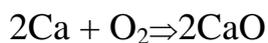


3. основание + кислота  $\Rightarrow$  соль

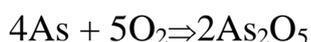


солькислотасолькислота

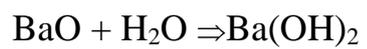
4. металл  $\Rightarrow$  основной оксид



5. неметалл  $\Rightarrow$  кислотный оксид



6. основной оксид  $\Rightarrow$  основание



7. кислотный оксид  $\Rightarrow$  кислота

