

### 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### Теоретическое введение

Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды (основания и амфотерные), кислоты, соли (см. на схемах 1-2 классификацию с примерами).

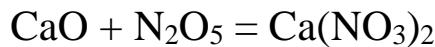
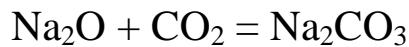
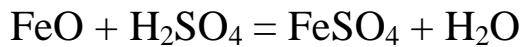
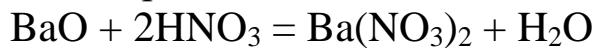
Схема 1



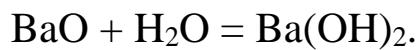
**Оксиды.** Оксидами называют вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород в степени окисления (с.о.) –2. Оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие (схема 2). Несолеобразующие (или безразличные) – это оксиды, которые не образуют солей. К ним относятся  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ . Солеобразующие – это оксиды, которые образуют соли при

взаимодействии с кислотами или основаниями. Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные, амфотерные.

*Основными* называют оксиды металлов в с.о. +1, +2, гидраты которых являются основаниями (например  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ). Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей:

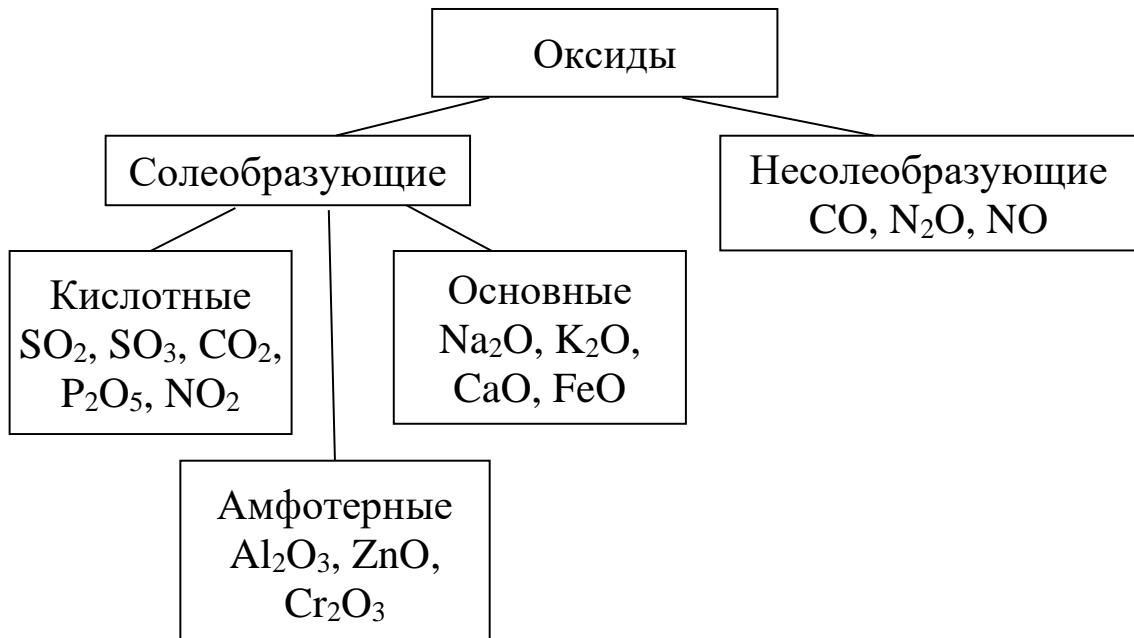


Оксиды щелочных металлов (главная подгруппа I группы) и щелочноземельных металлов (главная подгруппа II группы, кроме  $\text{Be}$  и  $\text{Mg}$ ) периодической системы непосредственно взаимодействуют с водой с образованием щелочи:



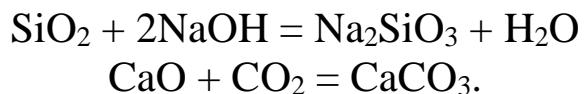
*Схема 2*

### Классификация оксидов

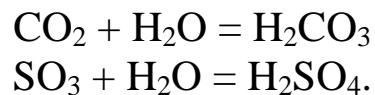


*Кислотными* называют оксиды, гидраты которых являются кислотами. Кислотные оксиды образуют неметаллы, а также некоторые металлы побочных подгрупп, проявляющими высокую с.о. +6, +7 (например,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ ). Кислотные оксиды

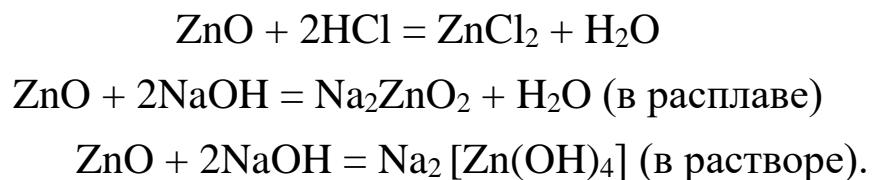
взаимодействуют с основаниями, основными и амфотерными оксидами:



Многие кислотные оксиды (кроме  $\text{SiO}_2$ ) взаимодействуют с водой с образованием кислоты:

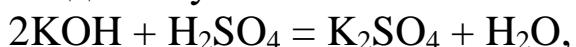


*Амфотерные* оксиды – это оксиды, которые в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства. Амфотерными являются оксиды  $\text{BeO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{PbO}$ , а также оксиды металлов в с.о. +3, +4:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ . Такие оксиды могут взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами:

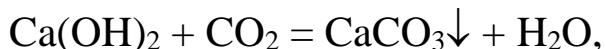


**Основания (основные гидроксиды)** – соединения гидроксогрупп  $\text{OH}$  с металлами в с.о. +1, +2. Основанием также является гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  (или  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), образующийся при растворении амиака  $\text{NH}_3$  в воде. *Щелочи* – это растворимые сильные основания. К ним относятся гидроксиды щелочных металлов (ЩМ):  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ; и гидроксиды щелочно-земельных металлов (ЩЗМ):  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . В воде основания диссоциируют с образованием гидроксид-анионов  $\text{OH}^-$ .

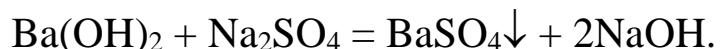
Основания взаимодействуют с кислотами:



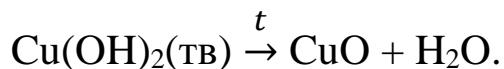
с кислотными оксидами:



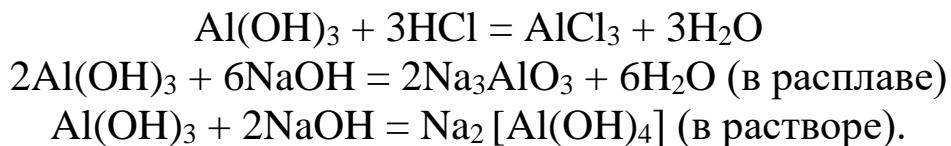
Щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами, а также с растворами солей (если образуется осадок или газ):



Нерастворимые основания разлагаются при нагревании:

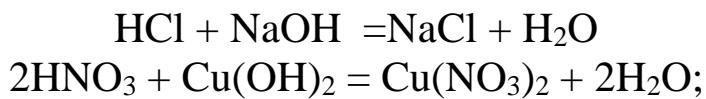


**Амфотерные гидроксиды** проявляют свойства как слабых оснований, так и слабых кислот. К ним относятся гидроксиды, соответствующие амфотерным оксидам, а именно:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_3$ . Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с кислотами (сильными), так и со щелочами:

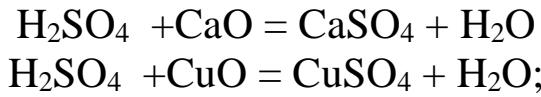


**Кислоты** – соединения атомов Н с кислотным остатком. При растворении в воде кислоты диссоциируют с образованием катионов водорода  $\text{H}^+$ . Различают кислоты кислородсодержащие ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) и бескислородные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ). Число ионов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на ионы металлов, определяет основность кислоты. Так,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$  – одноосновные,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  – двухосновные,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  – трехосновные кислоты. Названия и формулы кислот, а также их кислотных остатков приведены в таблице Приложения 1.

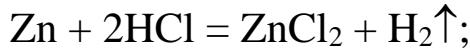
Кислоты взаимодействуют с гидроксидами (реакция нейтрализации):



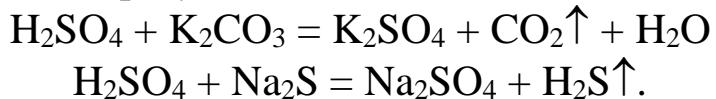
с основными и амфотерными оксидами:



с металлами по ряду напряжений:



с солями, если образуется осадок или газ:

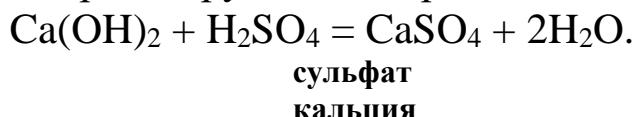


**Соли** – это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов (отличных от  $\text{H}^+$ ) и анионов (отличных от  $\text{OH}^-$ ). Соли образуются при замещении водорода в кислоте на металл; и при замещении гидроксогруппы в гидроксиде на

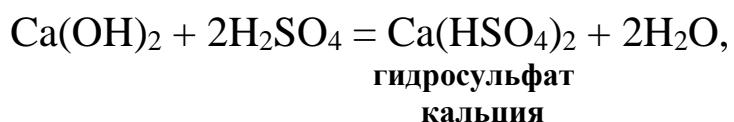
кислотный остаток. Тривиальные названия некоторых солей приведены в Приложении 2.

Соли бывают следующих типов.

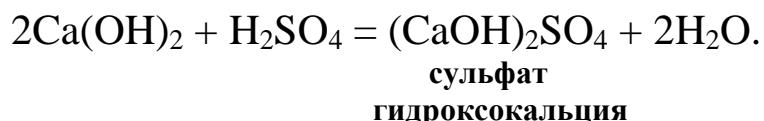
*Нормальные (или средние)* соли состоят из катионов металла (или  $\text{NH}_4^+$ ) и анионов кислотного остатка, продукт полного замещения, например  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – карбонат натрия,  $\text{K}_3\text{PO}_4$  – фосфат калия,  $\text{CuSO}_4$  – сульфат меди. Нормальные соли образуются, если происходит полное замещение водорода в молекуле кислоты и полное замещение гидроксогруппы в гидроксида:



*Кислые* соли – продукт неполного замещения ионов водорода в кислоте, например  $\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  – гидрофосфат калия,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат калия. В названии кислой соли к названию кислотного остатка прибавляется приставка «гидро-» и «дигидро-» (по числу атомов водорода в составе соли). Кислые соли образуются при избытке двух- или трехосновной кислоты, если не все атомы водорода в кислоте замещаются на металл:



*Основные* соли – это продукт неполного замещения ионов  $\text{OH}^-$  в молекуле гидроксида, например,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  – карбонат гидроксомеди,  $\text{ZnOHCl}$  – хлорид гидроксоцинка (к названию металла прибавляется приставка «гидроксо-» или «дигидроксо-» по числу OH-групп). Основные соли при избытке двух- или трехкислотного гидроксида, если не все гидроксогруппы замещаются на кислотный остаток:



*Двойные* соли содержат два катиона и один анион, например,  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  – карбонат кальция-магния,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  – сульфат калия-алюминия. *Смешанные* – содержат один катион и два аниона, например,  $\text{CaCl}_2\text{O}$  или  $\text{CaCl}(\text{ClO})$  хлорид-гипохлорит кальция.

Комплексные соли (рис. 6) содержат сложный комплексный анион (реже катион), состоящий из металло-комплексообразователя и нескольких лигандов (отрицательно заряженных ионов или молекул аммиака или воды), например,  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  – тетрагидроксоцинкат натрия,  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  – тетрагидроксоалюминат натрия,  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$  – гексагидроксоалюминат натрия,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексацианоферрат (III) калия,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексацианоферрат (II) калия.

Гидраты представляют собой сухие соли, содержащие молекулы воды, встроенные в кристаллическую решетку (кристаллизационная вода), например,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – пентагидрат сульфата меди.



Рисунок 6 – Строение комплексных соединений

Для солей характерны следующие химические реакции:  
взаимодействие с кислотами, щелочами и раствором другой соли, если в результате образуется осадок или газ;

взаимодействие раствора соли с металлами (по ряду напряжений: более активный металл вытесняет менее активный из раствора соли);

перевод кислых и основные солей в нормальные:

