ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ «СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ КОЛЛЕДЖ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ»

ЛЕКЦИЯ 5. ТЕМА 1.5. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

Неорганическая химия систематизирует соединения по составу и функциональным группам. Выделяют четыре основных класса: оксиды, основания, кислоты и соли. Ниже рассматриваются структура, номенклатура и химические свойства каждого класса в свете теории электролитической диссоциации (ТЭД) С. Аррениуса.

1. Кислоты и их свойства

Кислоты (с точки зрения ТЭД) — электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка. Общая формула кислот: H_nX, где n — основность кислоты.

Уравнение диссоциации:

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$$

По Аррениусу кислота — это вещество, поставляющее ионы H^+ в растворе. В современной теории кислот и оснований Брёнстеда–Лоури кислота рассматривается как донор протона; это уточнение не отменяет практических следствий ТЭД для водных растворов.

Классификация кислот

- **По наличию кислорода:** кислородсодержащие (H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4) и бескислородные (HCl, H_2S, HF, HBr, HI).
- **По основности** (число атомов водорода, способных к замещению): одноосновные (HCl, HNO_3), двухосновные (H_2SO_4, H_2CO_3), трёхосновные (H_3PO_4).
- **По силе электролита:** сильные — диссоциируют практически полностью (HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4 — по первой ступени, $HClO_4$); слабые — частично (H_2CO_3, H_2S, H_2SO_3, H_3PO_4, органические кислоты). Сила кислоты характеризуется константой диссоциации K_a: чем она больше, тем сильнее кислота.
- **По стабильности:** устойчивые (H_2SO_4) и неустойчивые, разлагающиеся при обычных условиях ($H_2CO_3 \rightleftharpoons CO_2 + H_2O$, H_2SO_3).
- **По летучести:** летучие (HCl, H_2S, HNO_3) и нелетучие (H_2SO_4, H_3PO_4).
- **По растворимости в воде:** растворимые и нерастворимые (кремниевая кислота H_2SiO_3).

ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ «СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ КОЛЛЕДЖ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ»

Химические свойства кислот в свете ТЭД

Свойства кислот обусловлены ионами H^+, которые их растворы содержат, поэтому все растворимые кислоты проявляют общие свойства:

1. **Действие на индикаторы:** лакмус — красный, метилоранж — красный, фенолфталеин — бесцветный.
2. **Взаимодействие с металлами**, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$

3. **Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами** (реакция нейтрализации с образованием соли и воды):

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

4. **Взаимодействие с основаниями** (нейтрализация):

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

В ионном виде: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.

5. **Реакции обмена с солями**, если образуется осадок, газ или слабый электролит:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$$

6. **Взаимодействие сильных кислот с солями слабых кислот** — кислоты более сильные вытесняют слабые:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

Особенности взаимодействия концентрированных серной и азотной кислот с металлами

Концентрированная серная кислота и все концентрированные (а также разбавленные) азотные кислоты являются **кислотами-окислителями**: ионы водорода в них не восстанавливаются, и водород не выделяется. Окислителем выступает кислотообразующий элемент в высшей степени окисления: S+6 или N+5

Механизм: металлы (кроме благородных) восстанавливают серу или азот из кислоты, а не ионы водорода. Продукты восстановления зависят от концентрации кислоты и активности металла.

- Концентрированная H_2SO_4 холодная пассивирует Al, Cr, Fe — на их поверхности образуется плотная оксидная плёнка, и реакция не идёт; при нагревании пассивация разрушается.

$$Cu + 2H_2SO_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t} CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$8Na + 5H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow 4Na_2SO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$$

- Концентрированная HNO_3 окисляет металлы до газообразных продуктов NO_2, NO; разбавленная — до NO, N_2O, N_2 или NH_4NO_3. На Al, Cr, Fe холодные концентрированные HNO_3 также оказывают пассивирующее действие.

$$Cu + 4HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$3Cu + 8HNO_3(\text{разб.}) \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

$$4Zn + 10HNO_3(\text{оченьразб.}) \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

Активные металлы (Li, Na, K) с концентрированной HNO_3 могут реагировать со взрывом; благородные металлы (Au, Pt) не растворяются в HNO_3 и $H_2SO_4(\text{конц.})$, но растворяются в «царской водке» — смеси концентрированных HNO_3 и HCl в соотношении 1:3.

Основные способы получения кислот

1. **Растворение кислотных оксидов в воде:** $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$; $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$.
2. **Прямой синтез из простых веществ с последующим растворением газа в воде:** $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$; $HCl(\text{г}) + H_2O \rightarrow HCl(\text{р}-\text{р})$.
3. **Реакции обмена между солью и другой кислотой (более сильной или менее летучей):**

$$NaCl(\text{тв.}) + H_2SO_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t} NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

4. **Окислительные реакции** (получение HNO_3 окислением аммиака кислородом на платиновом катализаторе с последующим поглощением NO_2 водой).
5. **Электролиз растворов солей** (получение HCl электролизом раствора NaCl).

2. Основания и их свойства

Основания (с точки зрения ТЭД) — электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются анионы гидроксогруппы OH^- и катионы металла (или ион аммония). Общая формула: $M(OH)_n$.

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

$$Ba(OH)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2OH^-$$

Классификация оснований

- **По растворимости в воде:** растворимые — щёлочи (NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ — малорастворимое) и нерастворимые ($Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ и др.).
- **По силе электролита:** сильные (щёлочи — диссоциируют полностью) и слабые (NH_4OH, нерастворимые основания).
- **По кислотности** (число гидроксогрупп): однокислотные (NaOH), двухкислотные ($Cu(OH)_2$), трёхкислотные ($Fe(OH)_3$).
- **По химическим свойствам:** типичные основания и амфотерные гидроксиды ($Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Be(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$), которые проявляют свойства и кислот, и оснований.

Химические свойства оснований в свете ТЭД

Растворимые основания содержат в растворе ионы OH^-, которые и определяют их общие свойства:

1. **Действие на индикаторы:** лакмус — синий, метилоранж — жёлтый, фенолфталеин — малиновый.
2. **Взаимодействие с кислотами** (нейтрализация): $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$; в ионном виде: $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$.
3. **Взаимодействие с кислотными оксидами:** $2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$.
4. **Взаимодействие с солями** (реакция обмена — образуется осадок или выделяется газ):

$$2NaOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$

$$NaOH + NH_4Cl \xrightarrow{t} NaCl + NH_3 \uparrow + H_2O$$

5. **Щёлочи взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами, а также с амфотерными металлами** (Al, Zn, Be):

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2 \uparrow$$

6. **Щёлочи взаимодействуют с неметаллами** (галогены, сера, фосфор, кремний): $2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$ (холодный раствор).

Нерастворимые основания не диссоциируют в воде, не меняют окраску индикаторов и не взаимодействуют с солями и кислотными оксидами в той мере, в какой это делают щёлочи.

Разложение нерастворимых в воде оснований

Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду — это их важнейшее отличие от щёлочей, которые термически устойчивы (кроме LiOH):

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$$

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Основные способы получения оснований

1. **Взаимодействие активных металлов с водой:** $2Na + 2H_2O \to 2NaOH + H_2\uparrow$; $Ca + 2H_2O \to Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$.
2. **Взаимодействие основных оксидов с водой:** $CaO + H_2O \to Ca(OH)_2$ (только для щелочноземельных металлов и щелочных металлов).
3. **Реакции обмена между солью и щёлочью** (основной способ получения нерастворимых оснований): $CuSO_4 + 2NaOH \to Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$.
4. **Электролиз водных растворов солей** (промышленный способ получения щелочей: электролиз раствора NaCl даёт NaOH, H_2 и Cl_2).

3. Соли и их свойства

Соли (с точки зрения ТЭД) — электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла (или иона аммония) и анионы кислотного остатка:

$$Na_2SO_4 \rightleftharpoons 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

$$Cu(NO_3)_2 \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2NO_3^-$$

Классификация солей

- **Средние (нормальные)** соли — продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток: $NaCl$, $CuSO_4$, K_3PO_4.
- **Кислые соли** — продукт неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте; содержат водород в кислотном остатке: $NaHSO_4$, $NaHCO_3$, $Ca(H_2PO_4)_2$. Диссоциируют ступенчато: $NaHCO_3 \rightleftharpoons Na^+ + HCO_3^-$, далее $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$.
- **Основные соли** — продукт неполного замещения гидроксогрупп в многокислотном основании: $MgOHCl$, $CuOHCl$, $(CuOH)_2CO_3$. Содержат гидроксогруппу в катионной части: $MgOHCl \rightleftharpoons MgOH^+ + Cl^-$.
- Существуют также **двойные соли** ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — алюмокалиевые квасцы) и **комплексные соли** ($K_3[Fe(CN)_6]$, $Na_2[Zn(OH)_4]$).

ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ «СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ КОЛЛЕДЖ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ»

Химические свойства солей в свете ТЭД

1. **Взаимодействие с металлами** (реакция замещения — более активный металл вытесняет менее активный из раствора соли): $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$. Условие — металл активнее металла в соли.
2. **Взаимодействие с кислотами** (реакция обмена; идёт, если образуются осадок, газ или слабый электролит, а также если сильная кислота вытесняет слабую):

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$$

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

3. **Взаимодействие с щелочами** — образуется осадок (для растворимых солей): $FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$.
4. **Взаимодействие между двумя солями** — реакция ионного обмена, идущая при образовании осадка:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$$

5. **Термическое разложение солей:** $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 \uparrow$; $2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2 \uparrow$.

Способы получения солей

1. **Реакция нейтрализации:** $KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$ (основной способ для растворимых солей).
2. **Взаимодействие металлов с кислотами:** $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2 \uparrow$.
3. **Взаимодействие металлов с неметаллами** (безводные соли): $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$.
4. **Взаимодействие основного оксида с кислотой:** $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$.
5. **Взаимодействие кислотного оксида со щёлочью:** $CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$.
6. **Реакции обмена между двумя солями, между солью и кислотой, между солью и основанием.**
7. **Получение кислых солей** — избыток кислоты при взаимодействии с основанием: $NaOH + H_2SO_4(\text{изб.}) \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$.
8. **Получение основных солей** — недостаток кислоты или неполная нейтрализация: $Cu(OH)_2 + HCl \rightarrow CuOHCl + H_2O$.

Гидролиз солей

Гидролиз — реакция обменного разложения воды ионами соли, приводящая к изменению кислотности раствора. Сущность процесса: ионы слабого электролита связывают ионы H^+ или OH^- воды, смещая равновесие диссоциации воды и нарушая нейтральность раствора.

Возможны четыре случая:

- **Соль сильного основания и сильной кислоты** ($NaCl$, KNO_3, $BaCl_2$) — гидролизу не подвергается, среда нейтральная ($pH = 7$).
- **Соль сильного основания и слабой кислоты** (Na_2CO_3, K_2S, CH_3COONa) — гидролиз по аниону; среда щелочная ($pH > 7$):

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

- **Соль слабого основания и сильной кислоты** ($AlCl_3$, $CuSO_4$, NH_4Cl) — гидролиз по катиону; среда кислая ($pH < 7$):

$$Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons AlOH^{2+} + H^+$$

- **Соль слабого основания и слабой кислоты** (Al_2S_3, $Fe_2(CO_3)_3$, CH_3COONH_4) — гидролиз по катиону и по аниону; такие соли в растворе гидролизуются необратимо и часто разлагаются до конца: $Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$.

Гидролиз усиливается при нагревании и разбавлении раствора; подавляется добавлением кислоты или щёлочи в зависимости от характера соли. Гидролиз имеет большое практическое значение: в текстильной промышленности, при очистке воды коагулянтами ($Al_2(SO_4)_3$), в почвоведении и биохимии.

4. Оксиды и их свойства

Оксиды — бинарные соединения, состоящие из двух элементов, один из которых — кислород в степени окисления −2.

Солеобразующие и несолеобразующие оксиды

- **Несолеобразующие (индифферентные) оксиды** не образуют солей при взаимодействии с водой, кислотами или щелочами: CO, NO, N_2O, SiO (с некоторыми оговорками).
- **Солеобразующие оксиды** при соответствующих реакциях дают соли. Они делятся на три группы: основные, амфотерные и кислотные.

Классификация солеобразующих оксидов

- **Основные оксиды** — образуются типичными металлами в низших степенях окисления (+1, +2): Na_2O, CaO, MgO, CuO, FeO. Им отвечают основания: $Na_2O \leftrightarrow NaOH$; $CaO \leftrightarrow Ca(OH)_2$.
- **Кислотные оксиды** — образуются неметаллами (а также металлами в высших степенях окисления): CO_2, SO_2, SO_3, P_2O_5, N_2O_5, SiO_2, CrO_3, Mn_2O_7. Им отвечают кислоты: $SO_3 \leftrightarrow H_2SO_4$; $N_2O_5 \leftrightarrow HNO_3$; $P_2O_5 \leftrightarrow H_3PO_4$.
- **Амфотерные оксиды** — взаимодействуют и с кислотами, и со щелочами, проявляя свойства основных и кислотных: ZnO, Al_2O_3, BeO, Cr_2O_3, Fe_2O_3, PbO, SnO.

Зависимость характера оксида от степени окисления металла

С увеличением степени окисления металла кислотный характер его оксида усиливается, а основный — ослабевает. Классический пример — соединения хрома:

Оксид	Степень окисления Cr	Характер	Соответствующий гидроксид
CrO	+2	основной	$Cr(OH)_2$
Cr_2O_3	+3	амфотерный	$Cr(OH)_3$
CrO_3	+6	кислотный	H_2CrO_4

Аналогично для марганца: MnO — основный, MnO_2 — амфотерный, Mn_2O_7 — кислотный. Для неметаллов закономерность та же: SO_2 даёт H_2SO_3 (кислота средней силы), SO_3 — H_2SO_4 (сильная кислота); NO и N_2O — несолеобразующие, N_2O_3 и NO_2 — кислотные.

Химические свойства оксидов

Основные оксиды:

1. Взаимодействие с водой (для оксидов щелочных и щелочноземельных металлов): $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$.
2. Взаимодействие с кислотами: $MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$.
3. Взаимодействие с кислотными оксидами: $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$.

Кислотные оксиды:

1. Взаимодействие с водой (кроме SiO_2): $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$.
2. Взаимодействие с основаниями: $SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$.
3. Взаимодействие с основными оксидами: $SO_3 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4$.

Амфотерные оксиды реагируют и с кислотами, и со щелочами:

$$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$

Общие свойства солеобразующих оксидов: взаимодействие основных с кислотными и взаимные превращения оксид ↔ гидроксид ↔ соль составляют основу окислительно-восстановительных и обменных циклов в неорганической химии.

Получение оксидов

1. **Горение простых веществ:** $C + O_2 \rightarrow CO_2$; $S + O_2 \rightarrow SO_2$; $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$.
2. **Горение сложных веществ** (полное сгорание): $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$.
3. **Разложение оснований при нагревании:** $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$.
4. **Разложение кислот** (для некоторых): $H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$.
5. **Разложение солей** (карбонатов, нитратов и др.): $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow$; $2Zn(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2ZnO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$.
6. **Окисление низших оксидов до высших:** $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{кат.} 2SO_3$.
7. **Восстановление высших оксидов и руд металлов** (получение низших оксидов): $Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{t} 2FeO + CO_2$.

Рассмотренная классификация показывает, что четыре класса неорганических соединений связаны между собой цепочкой взаимных превращений: металл → основный оксид → основание → соль; неметалл → кислотный оксид → кислота → соль. Теория электролитической диссоциации придаёт этой системе единый язык: свойства кислот сводятся к свойствам иона H^+, основания — к свойствам иона OH^-, а солей — к свойствам их ионов в растворе. Знание этих закономерностей позволяет не только объяснять, но и предсказывать протекание реакций обмена и окислительно-восстановительных процессов, что и составляет практическую ценность общей схемы классификации неорганических соединений.