**5. ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ СОЕДИНЕНИЙ.**

**Оксиды** –бинарные соединения кислорода, в которых он имеет степень окисления «-2». Связь ионная или ковалентная полярная.

Составим формулы высших оксидов элементов третьего периода. Тип связи от Na2O к Cl2O7 изменяется от ионного до ковалентной. При взаимодействии оксида с водой образуется соответствующий гидроксид с такой же степенью окисления и тем же типом связи, но в составе гидроксида уже атомы трёх элементов.

**Таблица 5.1**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **№ группы:** | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
| **элементы III периода:** | **Na 11 натрий** | **Mg 12 магний** | **Al 13 алюминий** | **Si 14 кремний** | **P 15 фосфор** | **S 16 сера** | **Cl 17 хлор** |
| **формула оксида** | **Na2O** | **MgО** | **Al2O3** | **SiO2** | **Р2O5** | **SO3** | **Cl2O7** |
| **формула гидроксида** | **NaOH** | **Mg(ОH)2** | **Al (OH)3** | **H2SiO3** | **H3РO4** | **H2SO4** | **HClO4** |
| **класс соединений** | **о с н о в а н и я** | | | **к и с л о т ы** | | | | |

Почему формулы одних гидроксидов (оснований) записываются с выделением группы ОН, а у других (кислот) формула начинается с атомов водорода? Дело в том, что при растворении в воде гидроксиды распадаются на ионы и об этом мы поговорим подробнее.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вода – особое вещество, молекулы воды имеют угловое строение. Это диполи, в которых за счёт полярности ковалентных связей, атомы кислорода имеют частичный отрицательный заряд, а атомы водорода - частичный положительный. | | |  |
| При растворении веществ, состоящих из ионов или полярных молекул, диполи воды положительным полюсом ориентируются к анионам, а отрицательным – к катионам. В результате связи в растворяемых веществах ослабевают и разрушаются. | | |  |
|  | Образуются гидратированные катионы и анионы. В растворах оснований появляются анионы ОН- и катионы металла. | | |
| Ковалентная полярная связь под действием дипольных молекул воды дополнительно поляризуется. | |  | |
| Далее происходит полный или частичный распад. В частности, кислоты распадаются на катионы Н+ и анионы, так называемых, кислотных остатков. | |

Растворимые основания и кислоты в воде находятся, в основном, в виде **гидратированных ионов** – ионов, окружённых молекулами воды. Растворы таких веществ, очевидно, проводят электрический ток и называются электролитами, а процесс распада на ионы под действием молекул воды – электролитической диссоциацией.  **Электролитическая диссоциация** - процесс распада вещества на ионы при растворении в воде. При плавлении также происходит распад вещества на ионы ̶ термическая диссоциация. **Электролиты -** вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Электролиты образованы ионными или сильно полярными ковалентными связями. Чем лучше вещество распадается на ионы, тем электролит сильнее. Вещества, у которых в воде лишь незначительная часть молекул распадается на ионы, относятся к слабым электролитам.

**Кислоты и основания с позиций теории электролитической диссоциации.**

Вода очень слабый электролит: H2O↔ Н+ + ОН- . Понятно, что число ионов Н+ и ОН-  здесь одинаково. Это нейтральная среда, вода - эталон нейтральности. Если в растворе количество Н+ и ОН- ионов разное, то среда либо кислая (Н+ > ОН-) либо (Н+ < ОН-) щелочная.

**Кислоты**  - электролиты, которые в водных растворах распадаются с образованием только катионов **Н+**. Именно по этой причине (таблица 5.1) в начале формул гидроксидов неметаллов стоит водород. В их растворах кислая среда(Н+ > ОН-). Это кислотные гидроксиды. Поэтому соответствующие им оксиды называются кислотными. Анионы кислот называются кислотными остатками. Таким образом, можно определить кислоты, каксложные вещества, содержащие атомы водорода и кислотные остатки.Кислоты могут быть и бескислородными: HCl, HBr, H2S…Они образуются при растворении водородных соединений некоторых неметаллов (хлороводорода, бромоводорода, сероводорода,..) и тоже диссоциируют с образование катионов **Н+.** Бескислородные кислоты, конечно, гидроксидами не являются. Названия бескислородных кислот: хлороводородная, бромоводородная, сероводородная,…

По числу атомов водорода, которое может дать кислота при диссоциации, кислоты делятся на одно, двух, трёх и более основные.

По тому, на сколько легко распадаются кислоты при диссоциации, различают сильные и слабые кислоты. Сильными являются три бескислородные кислоты: HCl, HBr, HI и кислородсодержащие (кислотные гидроксиды), где кислотообразующий элемент находится в высоких степенях окисления: +7, +6, +5 ( только HNO3 и HClO3). Сильные кислоты диссоциируют практически полностью:НСl → Н+ + Сl –; НСlО4 → Н+ + СlО4 –. Слабые кислоты диссоциируют лишь частично, обратимо и ступенчато: *первая ступень:* H2S↔ Н+ + HS-  *вторая ступень:* HS- *↔* Н+*+*S2-

Если в кислотном гидроксиде (кислородсодержащей кислоте) элемент находится в высшей степени окисления, то название формируется по русскому названию этого элемента:

НСl+7О4 – хлорная кислота, НMn+7О4 – марганцевая кислота, Н2S+6О4 – серная кислота, Н2Сr+6О4 – хромовая кислота, НN+5О3 – азотная кислота, НС+4О3 – угольная кислота.

Если степень окисления кислотообразующего элемента не высшая, то используются различные суффиксы, например:

Н2S+4О3 – сернистая кислота, НN+3О2 – азотистая кислота, НСl+5О3 – хлорноватая кислота,

НСl+3О2 – хлористая кислота, НСl+1О – хлорноватистая кислота. Более подробно рассмотрим номенклатуру соединений в следующем разделе.

**Основания** – сложные вещества, состоящие из катионов (обычно катионов металла) и гидроксид- ионов – ОН- .

Это электролиты, которые в водных растворах распадаются с образованием только анионов **ОН–** : NaOH *↔* Na++OH-. Таким образом, растворимые основания обогащают раствор ионами **ОН–** (Н+ < ОН-)и среда становится щелочной. Поэтому формулы основных гидроксидов (оснований) записываются с выделением группы **ОН** (таблица 5.1).

Большинство оксидов, которым соответствуют основания, являются, соответственно, основными. Многие основания в воде не растворяются. Растворимые основания - щелочи – это гидроксиды нескольких металлов: щелочных (IA группа) и щелочноземельных (Ca, Sr,Ba). Все щёлочи - сильные электролиты.

По числу ОН-групп в составе основания делятся на одно (NaOH), двух (Mg(ОH)2), и более (Al(ОH)3) кислотные. В названии оснований сохраняется термин «гидроксид»: гидроксид натрия - NaOH, гидроксид магния - Mg(ОH)2, … Если степень окисления элемента переменная, то её величина указывается в конце: Fe(ОH)2- гидроксид железа(II), Fe(ОH)3- гидроксид железа(III),…

**Реакция нейтрализации: основание + кислота = соль + вода.**

Как происходит взаимодействие оснований и кислот в растворе?

При добавлении растворов щелочей к растворам кислот NaOH + HCl фактически происходит смешение соответствующих ионов: Na+ + OH- + H+ + Cl- . Ионы OH- и H+ связываются, образуя молекулы слабого электролита - воды, а в растворе остаются ионы натрия и хлора: Na+ Cl-. Если из такого раствора выпарить воду, то будут видны кристаллы вещества состава NaCl. Это соль – ещё один класс сложных веществ.

**Соли** – сложные вещества, состоящие из катионов (обычно катионов металла) и кислотных остатков. Делятся на средние(K2SO4), кислые (K**Н**SO4) и основные (Al**OH**Cl2).

Средние соли диссоциируют на ионы металла и кислотного остатка; кислые - на ионы металла, водорода(**Н+**) и кислотного остатка; основные - на ионы металла, гидроксид-иона(**ОН-**) и кислотного остатка. Соли -ионные соединения. Традиционные названия солей состоят из названий анионов в [именительном падеже](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%98%D0%BC%D0%B5%D0%BD%D0%B8%D1%82%D0%B5%D0%BB%D1%8C%D0%BD%D1%8B%D0%B9_%D0%BF%D0%B0%D0%B4%D0%B5%D0%B6) и названий катионов в [родительном падеже](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%BE%D0%B4%D0%B8%D1%82%D0%B5%D0%BB%D1%8C%D0%BD%D1%8B%D0%B9_%D0%BF%D0%B0%D0%B4%D0%B5%D0%B6). В зависимости от степени окисления элемента в анионе, приняты различные суффиксы и приставки. Сопоставьте самостоятельно используемый суффикс со степенью окисления элемента в анионе (кислотном остатке):

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| степени окисления | | |
| высшая | промежуточная | низшая |
| К2S**+6**O4  — [сульф**ат**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D1%83%D0%BB%D1%8C%D1%84%D0%B0%D1%82%D1%8B) калия | К2S**+4**O3  — [сульф**ит**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B5%D0%BE%D1%80%D0%B3%D0%B0%D0%BD%D0%B8%D1%87%D0%B5%D1%81%D0%BA%D0%B8%D0%B5_%D1%81%D1%83%D0%BB%D1%8C%D1%84%D0%B8%D1%82%D1%8B) калия | К2S**-2** — [сульф**ид**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B5%D0%BE%D1%80%D0%B3%D0%B0%D0%BD%D0%B8%D1%87%D0%B5%D1%81%D0%BA%D0%B8%D0%B5_%D1%81%D1%83%D0%BB%D1%8C%D1%84%D0%B8%D1%82%D1%8B) калия |
| LiN**+5**O3  — [нитр**ат**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B8%D1%82%D1%80%D0%B0%D1%82%D1%8B) лития | LiN**+3**O2  — [нитр**ит**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B8%D1%82%D1%80%D0%B8%D1%82%D1%8B) лития | Li3N**-3** — [нитр**ид**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B8%D1%82%D1%80%D0%B8%D1%82%D1%8B) лития |

Если элемент может принимать несколько промежуточных степеней окисления, для используют различные приставки. Названия кислых солей и основных солей образуются путём добавления приставок *гидро*- для *гидроксо*-, соответстветственно:

КНS**+6**O4  — *гидро*[сульф**ат**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D1%83%D0%BB%D1%8C%D1%84%D0%B0%D1%82%D1%8B) калия, КНS**-2**  — *гидро*[сульф**ид**](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D1%83%D0%BB%D1%8C%D1%84%D0%B0%D1%82%D1%8B) калия

[NaHCO3](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%B8%D0%B4%D1%80%D0%BE%D0%BA%D0%B0%D1%80%D0%B1%D0%BE%D0%BD%D0%B0%D1%82_%D0%BD%D0%B0%D1%82%D1%80%D0%B8%D1%8F) — гидрокарбонат натрия,  [NaH2P**+5**O4](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%94%D0%B8%D0%B3%D0%B8%D0%B4%D1%80%D0%BE%D1%84%D0%BE%D1%81%D1%84%D0%B0%D1%82_%D0%BD%D0%B0%D1%82%D1%80%D0%B8%D1%8F) — *дигидро*фосф**ат** натрия.

Fe(OH)N**+5**O3 — *гидроксо*нитр**ат** железа(II), Al(OH) 2Cl**-1**— *дигидроксо*хлор**ид** алюминия.

При взаимодействии основных оксидов и гидроксидов с кислотными всегда образуется соль, то есть соль можно получить взаимодействием:

1. основания и кислоты: 2KOH + H2SO4  = K2SO4 + H2O
2. основного оксида и кислоты: K2O + H2SO4 = K2SO4 + H2O
3. основного оксида и кислотного оксида: KOH + H2SO4  = K2SO4 + H2O
4. основания и кислотного оксида: K2O + SO3 = K2SO4

а также другими способами, всё самое интересное ещё впереди.

В таблице растворимости кислоты занимают первый столбик, основания -первую строчку, всё остальное-это соли.

**Растворимость кислот, оснований и солей в воде при t=25 0C (фрагмент)**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| катионы | H+ | Li+ | Na+ | K+ | Rb+ | Ba2+ | | Sr2+ | | Ca2+ | Mg2+ |
| анионы |
| **OH­­­ ‾** | р | р | р | р | р | р | м | | м | | м |
| **F‾** | р | м | р | р | р | м | н | | н | | н |
| **Cl‾** | р | р | р | р | р | р | р | | р | | р |
| **Br‾** | р | р | р | р | р | р | р | | р | | р |
| **I‾** | р | р | р | р | р | р | р | | р | | р |
| **NO3‾** | р | р | р | р | р | р | р | | р | | р |
| **NO2‾** | р | р | р | р | р | р | р | | р | | р |
| **S 2‾** | м | р | р | р | р | р | м | | м | | н |
| **SO4 2‾** | р | р | р | р | р | н | н | | м | | р |
| **SO3 2‾** | р | р | р | р | р | н | н | | н | | м |
| **CO3 2‾** | р | р | р | р | р | н | н | | н | | н |
| **SiO3 2‾** | н | н | р | р | р | н | н | | н | | н |
| **CrO4 2‾** | р | р | р | р | р | н | н | | р | | р |
| **PO4 3‾** | р | м | р | р | р | н | н | | н | | н |

Есть группа ковалентных оксидов, которые не взаимодействуют ни с водой, ни с кислотами, ни с основаниями, а значит им не соответствуют никакие гидроксиды из них нельзя получить соли. Это несолеобразующие оксиды, которые легко запомнить: CO SiO N2O NO. Все остальные оксиды являются (кислотные, основные, амфотерные) солеобразующими. В амфотерных оксидах и гидроксидах смешенный характер связи (ионный + ковалентный) и они проявляют в зависимости от конкретных условий кислотные либо основные свойства. Это мы рассмотрим очень подробно в специальном разделе.

В заключении две таблицы, которые помогут систематизировать материал.

**Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные свойства.**

***Таблица 5.2***

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Тип  связи | Элементы и их степени окисления в составе оксида | Примеры | Характер  оксидов | Соответствующие гидроксиды | | |
| ковалентная | неМе:  C+2 Si+2 N+1 N+2 | CO SiO N2O NO | несоле-  образующие | ─ |  |
| неМе, кроме указанных выше | SO2  SO3  Cl2O7 | кислотные (ангидриды соответствующих кислот) | H2CO3  H2SO4  HClO4 | кислоты |
| Ме+5; Ме+6; Ме+7 | V2O5  CrO3  Mn2O7 | HVO3  H2CrO4 HMnO4 |
| ионная | Ме+2; Ме+1 | FeO BaO K2O | основные | Fe(OH)2  Ba(OH)2  KOH | основания |
| ионная  + ков. | Ме+3  Ме+2 | Al2O3 Cr2O3  Fe2O3  BeO ZnO  PbO SnO | амфотерные | Al(OH)3  Cr(OH)3  Fe(OH)3  Be(OH)2  Zn(OH)2  Pb(OH)2  Sn(OH)2 |

Сложные вещества делятся на основные **классы:**

***Таблица 5.3***

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **оксиды** | | | **кислоты** | **основания** | **соли** | |
| несолеобразующие**→** | солеобразующие | |
| кислотные | N2O5  SO3  Cl2O7  CrO3 | HNO3  H2SO4 НClO4  H2CrO4 |  | NaNO3  BaSO4  КClO4  AlCl3 | средние |
| основные | Na2O  BaO  FeO  CrO |  | NaOH  Ba(OH)2  (растворимые-щёлочи) |  |  |
| Fe(OH)2 Cr(OH)2  (нерастворимые) | NaHSO4  KH2PO4  NaHCO3 | кислые |
| CO  SiO N2O NO | амфотерные | ZnO  Al2O3  Cr2O3 |  | Zn(OH)2 Al(OH)3 Cr(OH)3  (все нерастворимы) |  |  |
|  |  |  | HF, HCl,  HBr, HI,  H2S, H2Se |  | ZnОНBr, AlОНSO4 | основные |

**Задания :**

1. Назовите все вещества, формулы которых приведены в таблицах 5.2 и 5.3.
2. Приготовьте вопросы по теории данного раздела.