**Лекция 1**

**Классы неорганических соединений**

 Вещества бывают простыми и сложными.

 ***Простые вещества*** *–* это вещества, молекулы которых состоят из атомов одного элемента. В химических реакциях они не могут разлагаться с образованием других веществ. Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Типмчные металлы расположены в левом нижнем углу периодической таблицы Менделеева Д.И., неметаллы – в верхнем правом углу. Резкой границы между металлами и неметаллами нет, т.к. есть простые вещества, проявляющие двойственные свойства. Простые вещества образованы за счет ковалентной неполярной или металлической связей.

***Аллотропия*** *–* это способность некоторых химических элементов образовывать несколько простых веществ, различающихся по строению и, следовательно, по свойствам. Например,

С *–* алмаз, графит, карбин;

O *–* кислород, озон;

S – сера ромбическая, моноклинная, пластическая;

P – фосфор белый, красный, чёрный.

***Сложные вещества или химические соединения*** – это вещества, молекулы которых состоят из атомов различных химических элементов. В химических реакциях они разлагаются с образованием нескольких других веществ.

Состояние атома в веществе характеризуется его степенью окисления.

***Степень окисления*** – это формальный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

***Правила определения степени окисления***

1. Степень окисления простых веществ равна нулю (О20, N20, P0, Fe0).
2. Степень окисления кислорода в соединениях равна минус два: -2 (исключение Н2О2-1).
3. Степень окисления водорода в соединениях равна плюс один: +1 (исключение гидриды металлов, например, NaH-1).
4. Степень окисления элементов I, II, III групп главных подгрупп постоянна, положительна и равна номеру группы:

Na2+1O, Ba+2O, Al2+3O3.

1. *Максимальная* степень окисления элементов IV, V, VI, VII групп главных подгрупп равна номеру группы и положительна,

*промежуточная* – на два меньше,

*минимальная* отрицательна и равна 8 минус номер группы:

S+6 – H2SO4,

S+4 – H2SO3,

S-2 – H2S.

1. Степень окисления элементов побочных подгрупп (металлов):

максимальная – положительна и равна номеру группы,

минимальная – плюс два (если элемент стоит в периодической таблице в I группе, тогда плюс один).

Например, степень окисления марганца в соединениях:

HMn+7O4 и Mn+2(OH)2.

1. Сумма степеней окисления атомов в молекулах равна нулю.

**Задания для самостоятельной проверки:** Определите степень окисления подчеркнутых элементов в соединениях:

KMnO4, H3AsO4, К2Cr2O7, WO, WO3.

Химический состав сложных веществ представлен ***классами неорганических соединений.***

***Оксиды***– это соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. Все оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие.

*Несолеобразующих оксидов* немного: СО, NO, N2O и др. Они не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями с образованием соли.

*Солеобразующие оксиды* подразделяются на *основные, кислотные, амфотерные*.

*Основными* называются *оксиды,* которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами; при прямом или косвенном взаимодействии с водой получаются основания, то есть *основным оксидам соответствуют основания*. Основные оксиды образуют катионы металлов в степени окисления +1 (Nа2O, Cs2O) и +2 (СаО, BaO).

*Кислотными* называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами, иначе они называются *ангидридами*. Присоединяя прямо или косвенно воду, кислотные оксиды образуют кислоты, то есть *кислотным оксидам соответствуют кислоты.* Кислотные оксиды образуют неметаллы, а также металлы в степени окисления +5, +6, +7 (V2O5, WO3, Mn2O7). Основным оксидам соответствуют основания, кислотным – кислоты.

Химические свойства основных и кислотных оксидов представлены в табл. 1.

Таблица 1

**Химические свойства оксидов**

|  |  |
| --- | --- |
| Основные оксиды | Кислотные оксиды |
| 1. Na2O + H2O = 2 NaOH | 1. SO2 + H2O = H2SO3 |
| 2. Na2O + H2SO4 = Na2SO4 + H2O | 2. SO2 + 2 NaOH = Na2SO3 + H2O |
| 3. MgO + CO2 = MgCO3 | 3. СаО + СО2 = СаСО3 |

*Амфотерными* называются такие *оксиды*, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями, то есть в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства. К ним относятся: ZnO, BeO, SnO, PbO, Al2O3, Cr2O3, Fe2O3, SnO2, PbO2 и др.

Амфотерные оксиды с водой непосредственно не взаимодействуют. Их образуют металлы в степени окисления (+2), +3, +4.

Амфотерные оксиды реагируют с кислотами и основаниями:

ZnO + 2 HCl = ZnCl2 + H2O;

t

ZnO + 2 NaOH → Na2ZnO2 + H2O;

ZnO + 2 NaOH + Н2О → Na2[Zn(OH)4].

***Оксиды получают следующими способами.***

1. Взаимодействием простых веществ с кислородом.

2 Mg + О2 = 2 MgO;

S + О2 = SO2.

2. Разложением сложных веществ:

а) разложением оснований:

t

Ва(ОН)2 → ВаО + Н2О;

 б) разложением кислот:

Н2СО3 = Н2О + СО2 ↑;

4 НNO3 = 4 NO2 + 2 H2O + O2;

 в) разложением солей:

t

СаСО3 → СаО + СО2 ↑;

2 Pb(NO3)2 = 2 PbO + 4 NO2 + O2.

3. Взаимодействием кислот, обладающих окислительными свойствами с металлами.

Cu + 4 HNO3 (K) = Cu(NO3)2 + 2 NO2 + 2 H2O.

***Кислоты*** *–* это вещества, состоящие из ионов водорода, способного замещаться на металл, и кислотного остатка:

HCl, HNO3, H2CO3, H2S.

Все кислоты делятся: на кислородсодержащие и бескислородные; сильные и слабые; одноосновные, двух-. *Основность кислоты* определяется числом атомов водорода, содержащихся в молекуле кислоты и способных замещаться атомами металла. Единственной *твердой кислотой* является кремниевая кислота H2SiO3↓.

***Кислоты обладают следующими химическими свойствами.***

1. Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода с выделением свободного водорода.

Zn + H2SО4 = ZnSО4 + H2 ↑.

2. Кислоты, являющиеся сильными окислителями (HNO3, H2SО4), реагируют практически со всеми металлами, но при этом выделяется не водород, а оксид неметалла:

Zn + 4 HNO3 (КОНЦ) = Zn(NO3)2 + 2 NO2 + 2 H2О.

3. Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:

CuO + H2SО4 = CuSО4 + H2O;

Al2O3 + H2SО4 = Al2(SО4)3 + H2O.

Кислоты не взаимодействуют с кислотными оксидами:

СО2 + H2SО4 ≠ .

4. Кислоты взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды:

Cu(OН)2 + H2SО4 = CuSО4 + 2 H2O.

5. Кислоты взаимодействуют с солями с образованием соли и кислоты:

Ва(NO3)2 + H2SО4 = ВаSО4 ↓ + 2 HNO3.

***Получают кислоты:***

- при растворении ангидридов в воде:

SО3 + Н2О = H2SО4;

GrO3 + Н2О = H2GrO4;

- при взаимодействии солей с другими кислотами:

ВаСl2 + H2SО4 = BaSО4 ↓ + 2 HCl;

Na2SiО3 + 2 HCl = NaCl + H2SiО3↓;

- при соединении Н2 и неметалла с последующим растворением продукта в воде образуются бескислородные кислоты:

Н2  + Cl2 = 2 HCl.

***Основания***– это вещества, состоящие из катионов металла и гидроксид-ионов ОН- или гидроксильных групп (имеющих степень окисления равную минус один):

NaOH, Mg(OH)2, Al(OH)3.

Растворимые в воде основания называются *щелочами.* Их образуют металлы I, II групп главных подгрупп. *Кислотность основания* определяется количеством гидроксильных групп ОН-.

***Получают основания:***

- при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с водой:

2 Na + 2 H2O = 2 NaOH + H2 ↑;

-. при взаимодействии основных оксидов с водой:

Na2О + H2O = 2 NaOH;

- при взаимодействии солей со щелочами с образованием нерастворимых оснований:

NiSO4 + 2 NaOH = Na2SO4 + Ni(OH)2 ↓.

***Основания обладают следующими химическими свойствами.***

1. Основания взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:

2 NaOH + СО2 = Na2СО3 + Н2О;

NaOH +ZnO = Na2ZnO2 + H2O.

Основания не взаимодействуют с основными оксидами:

NaOH +СаO ≠.

2. Основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):

NaOH + HCl = NaCl + H2O.

3. Основания взаимодействуют с солями с образованием соли и основания:

NaOH + CuCl2 = 2 NaCl + Cu(OH)2 ↓.

4. Основания взаимодействуют с амфотерными основаниями с образованием комплексных солей:

KOH + Al(OH)3 = K[Al(OH)4].

***Солью*** называют продукт замещения водорода в кислоте на металл или гидроксид-ион основания на кислотный остаток. ***Соли бывают средние (нормальные), кислые, основные, комплексные, двойные***.

***Средние соли*** в основном образуются в результате реакции нейтрализации:

Ва(ОН)2 + H2SО4 = BaSО4↓ + 2 H2О.

***Кислые соли*** – это продукты неполного замещения ионов водорода многоосновных кислот катионами металлов. Их получают:

а) при взаимодействии средних солей со «своими» кислотами:

СаСО3 + Н2СО3 = Са(НСО3)2;

б) при гидролизе солей многоосновных кислот:

Na2СО3 + Н2О = NaНСО3 + NaОН;

в) реакцией нейтрализации с избытком кислоты:

Ва(ОН)2 + H2SО4 (изб.) = Ba(НSО4)2 ↓ + 2 H2О.

***Основные соли*** – это продукты неполного замещения гидроксильных групп оснований многовалентных металлов кислотными остатками. Их получают:

а) при взаимодействии средних солей с основаниями:

CuCl2 + NaOH (изб.) = CuOHCl + NaCl;

б) при гидролизе средних солей многовалентных металлов:

AlCl3 + H2O = AlOHCl2 + HCl;

в) реакцией нейтрализации с избытком основания:

Ва(ОН)2(изб.) + H2SО4 = (BaОН)2SО4 ↓ + 2 H2О.