

Краткий курс повторения неорганической химии.

Автор: учитель химии и биологии Петухова Г.А.

Химия- наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Классификация неорганических веществ.

Металлы- Li,Na,K,Rb,Cs,Cu,Ag,Mg,Ca,Zn,Ba,Hg,Al,Fe,Co,Ni,W

Неметаллы: H₂, Be, B, C, Si, N₂, P,As, O₂, S, Se, F₂, Cl₂, Br₂, J₂, As, He, Ne, Ar, Kr, Xe

Вещества

сложные:

1)

Оксиды и типы оксидов:

несолеобразующие – CO, NO, N₂O;

кислотные оксиды: B₂O₃, CO₂, SiO₂, N₂O₃, N₂O₅, P₂O₅, SO₂, SO₃, CrO₃, Mn₂O₇;

основные оксиды: Li₂O, Na₂O, K₂O, CuO, MgO, CaO, BaO, MnO, FeO, CrO;

амфотерные оксиды: Al₂O₃, ZnO, Fe₂O₃, Mn₂O₃, Cr₂O₃

2) Основания –

2 типов: *щелочи*- растворимые в воде основания: LiOH, NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂

не растворимые в воде основания: Zn(OH)₂, Cu(OH)₂, Pb(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, Al(OH)₃

3) Кислоты –

HCl (*соляная или хлороводородная*), HClO₄ (*хлорная*), HNO₂ (*азотистая*), HNO₃ (*азотная*), H₂S (*сероводородная*), H₂SO₃ (*сернистая*), H₂SO₄ (*серная*), H₂CO₃ (*угольная*), H₂SiO₃ (*кремневая*), H₃PO₄ (*фосфорная или ортофосфорная*), HMnO₄ (*марганцовая*), HF (*плавиковая или фтороводородная*), HBr (*бромоводородная*), HI (*иодоводородная*), H₃BO₃ (*борная*), H₂ZnO₂ (*цинковая*), HAlO₂ (*алюминиевая*), H₂CrO₄ (*хромовая*)

4) Соли – MeCl (*хлориды*), MeClO₄ (*хлораты*), MeNO₂ (*нитриты*), MeNO₃ (*нитраты*), MeS (*сульфиды*), MeSO₃ (*сульфиты*), MeSO₄ (*сульфаты*), MeCO₃ (*карбонаты*), MeSiO₃ (*силикаты*), MePO₄ (*фосфаты или ортофосфаты*), MeF (*фториды*), MeBr (*бромиды*), MeI (*иодиды*), MeBO₃ (*бораты*), MeZnO₂ (*цинкаты*), MeAlO₂ (*алюминаты*), MeCrO₄ (*хроматы*)

Химические свойства веществ:

1) Металл (от Li...до Hg в ряду активности металлов) + O₂ = **основной оксид**



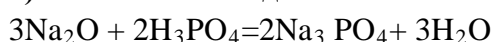
2) Основной оксид + вода = основание Na₂O + 2H₂O = 2NaOH



3) Основной оксид + кислотный оксид = соль



4) Основной оксид + кислота = соль + вода



5) Неметалл + O₂ = кислотный оксид

6) Кислотный оксид + вода = кислота

7) Кислотный оксид + щелочь = соль + вода

8) Кислота+ Me (от Li...до Pb в ряду ак-ти металлов) = соль+ H₂ **исключение: Cu, Hg, Ag реагируют с конц. и разб. HNO₃, конц. H₂SO₄ при нагревании: Cu+ 2H₂SO₄ (конц.) = CuSO₄ +SO₂+2H₂O _____ 3Cu+8HNO₃(разб.) = 3Cu(NO₃)₂+2NO +4H₂O**
Cu+4HNO₃конц.=Cu(NO₃)₂+2NO₂ +2H₂O; (Pt, Au с «цар. водкой»)_9)
кислота+основание =соль+вода (реакция нейтрализации)

10) кислота+соль = новая кислота+новая соль

11) основание (щелочь) + соль = новое основание + новая соль

12) нераств. основание = основной оксид + вода

13) соль+соль = новая соль + новая соль

14) нераств соль = основной оксид + вода

15) соль + металл (более активный, чем металл в составе соли) = новая соль + металл

Генетическая связь веществ:

Металл- основной оксид- основание- соль (Na -Na₂O -NaOH - Na₂SO₃) **Неметалл – кислотный оксид – кислота – соль** (S – SO₂ – H₂SO₃ - Na₂SO₃)

Типы химических связей:

1) **Ковалентная неполярная** – атомы в молекуле одинаковы:N₂, O₂, O₃, Cl₂,Br₂, J₂,F₂ (ЭО одинакова) 2)**Ковалентная полярная** - атомы в молекуле состоят из разных атомов неметаллов – ЭО отличается незначительно, появляется смещение электронной пары к более ЭО элементу - кислотные оксиды, например: N₂O₅, P₂O₅, SO₂, H₂O , все кислоты H₂S, HCl 3)**ионная связь**- между ионами: металла и неметалла- ЭО резко отличается, металл отдает электрон неметаллу (основные оксиды CaO, щелочи, н-р NaOH, соли н-р, NaCl 4)**металлическая связь**

Кристаллические решетки:

1)атомные – в узлах атомы, это вещества с ковалентной связью, с высокой температурой плавления, твердые- алмаз, графит (C), SiO₂ 2)молекулярные- в узлах молекулы, это газы, жидкости, низкая тем. пл. и кипения, хрупкие (иод), твердые - сера 3) ионные, с высокой темпер. плавления, твердые –это соли 4) металлические

Получение газов:

Кислород разложение перманганата калия при нагревании: 2KMnO₄= K₂ MnO₄ +MnO₂ + O₂ (выт-ем воздуха или воды, в сосуд, расположенный вниз дном, проверка- тлеющая лучина загорается). **Водород получают: цинк + кислота**, пробирка перевернута вверх дном, H₂ горит со звуком «па» Zn+ 2HCl= ZnCl₂ +H₂ **Аммиак NH₃ получают, собирая в пробирку вверх дном, нагревая соль аммония и твердую щелочь, выт-ем воздуха, лакмус синее, среда щелочная 2NH₄Cl+Ca(OH)₂=CaCl₂+2NH₃+2H₂O; Углекислый газ CO₂ мрамор + кислота CaCO₃+ 2HCl=CaCl₂+ H₂O+CO₂ лучина гаснет, пробирка вниз дном, помутнение известковой воды.**

Строение атома

Атом состоит из из: (+) **ядра** и (-) **электронов**, образующих электронную оболочку атомов. Масса ядра атома зависит от числа протонов и нейтронов, а его заряд- только от числа протонов. **Число нейтронов**= атомная масса – порядковый номер элемента.

Порядковый номер элемента = заряду ядра, общему числу электронов (e). Электроны распределены по энергетическим **уровням**, число которых совпадает с **номером периода**. +1H 1e; +2 He 2e,+3Li 2e1e, +4Be 2e2e, +5B 2e3e, +6C 2e4e, +7N 2e5e, +8O 2e6e, +9F 2e7e, +10Ne 2e8e, +11Na 2e8e1e, +12 Mg 2e8e2e, +13Al 2e8e3e, +14 Si 2e8e4e, +15 P 2e8e5e, +16 S 2e8e6e, +17Cl 2e8e7e, +18Ar 2e8e8e, +19 K 2e8e8e1e, +20Ca 2e8e8e2e

Число внешних электронов совпадает с номером группы

в периоде: слева на право 1) возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне 2) увеличивается заряд ядра 3) число энергетических уровней не меняется 4)уменьшается радиус атома, в результате металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические усиливаются, например, во 2 периоде К –щелочной металл, Ве-амфотерный, а остальные неметаллы. В начале периодов элементы образуют основные оксиды, потом амфотерные, заканчиваются кислотными.

В главных подгруппах: 1)число электронов на внешнем энергетическом уровне одинакова 2)число энергетических уровней увеличивается 3)радиус атома увеличивается, в результате усиливаются металлические свойства, а неметаллические ослабевают, например, в 1 гр. главной подгруппе металлические свойства от Li к Cs усиливаются.

Качественные реакции.

1)**Чтобы определить соли**, содержащие катион бария Ba^{2+} , надо добавить анион сульфата SO_4^{2-} , образуется **белый осадок $BaSO_4$**

2) на анион хлора Cl^- - катион серебра Ag^+ , **белый осадок $AgCl$**

3)на катион меди Cu^{2+} нужна **щелочь**, н-р, NaOH, образуется **голубой студенистый осадок гидроксида меди $Cu(OH)_2$**

4)на **карбонаты $MeCO_3$ – кислота**, образуется углекислый газ CO_2 в **виде пены**, при пропускании его через прозрачный раствор известковой воды $Ca(OH)_2$ наблюдается помутнение, т.к. образуется карбонат кальция. $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$

5)**кислоту и щелочь** определяем по изменению цвета индикаторов: в **кислоте лакмус краснеет**, а в **щелочи синее**, фенолфталеин в кислоте прозрачный, а в щелочи малиновый. **В нейтральных средах** (соли, образуемые щелочью и сильной кислотой, н-р, Na_2SO_4 , KNO_3 , $LiCl$ и в воде) индикаторы **не меняет цвета**.

б)на **ион железа –щелочь**, будет **зеленый осадок** гидроксида железа, **цинк с щелочью - белый осадок**, алюминий с щелочью- **белый желеобразный осадок**, **на соли аммония – щелочь**, выделится газ с **резким запахом аммиака NH_3**

7)на **фосфат** действуем ионом Ag^+ , образуется **желтый осадок фосфата серебра**
 $3AgNO_3 + H_3PO_4 = Ag_3PO_4 + 3HNO_3$

Соли, имеющие кислую среду, в своем составе имеют анион сильной кислоты, а катион нерастворимого основания н-р, CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, AgCl , ZnF_2 , PbSO_4 , -лакмус **красный**

Соли, имеющие щелочную среду, в своем составе имеют катион щелочи, анион слабой кислоты, н-р, K_2CO_3 , Na_2S , Li_2SO_3 , CaSiO_3 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, лакмус **синее**, фенолфталеин **малиновый**

Решение химических задач

1) Расчет массовой доли элемента в веществе.

Определить массовую долю алюминия в его оксиде.

Сначала рассчитаем молекулярную массу вещества по таблице Менделеева (сумма атомных масс), потом атомную массу умножаем на число атомов элемента и делим на молекулярную массу вещества. $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \times 2 + 16 \times 3 = 102$

$$w(\text{Al}) = \frac{27 \times 2}{102} = 0,53 \text{ или } 53\%$$

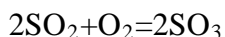
2) Расчет массовой доли вещества в растворе

в 100г воды растворили 15 г гидроксида натрия. Какой будет массовая доля растворенного вещества в растворе?

Определяем массу раствора = масса воды + масса растворенного вещества, т.е. $m(\text{р-ра}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{NaOH}) = 100\text{г} + 15\text{г} = 115\text{г}$

$$w(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{р-ра})} = \frac{15}{115} = 0,13 \text{ или } 13\%$$

3) Определить количество вещества кислорода, необходимого для окисления 7 моль оксида серы (IV)

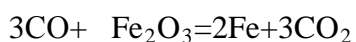


по уравнению реакции 2 моль SO_2 взаимодействует с 1 моль O_2

по условию задачи 7 моль SO_2 взаимодействует с x моль O_2

$$x = \frac{7 \text{ моль} \times 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 3,5 \text{ моль кислорода.}$$

4) Какой объем оксида углерода (II) требуется для полного восстановления 0,2 моль оксида железа(III)

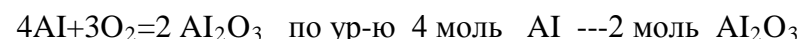


по уравнению реакции: 3 моль CO взаимодействует с 1 моль Fe_2O_3

по условию задачи: x моль CO взаимодействует с 0,2 моль Fe_2O_3 x = 0,6 моль;

$$V(\text{CO}) = V_m \times n(\text{CO}) = 22,4 \text{ л/моль} \times 0,6 = 13,44 \text{ л}$$

5) Определить массу оксида алюминия, образовавшегося при взаимодействии с кислородом 12 моль алюминия



по условию задачи 12 моль Al ---- x моль Al_2O_3 x = 6 моль

$$\text{молярная масса } M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль } m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 6 \times 102 = 612 \text{ г}$$

6) Какой объем углекислого газа образуется при разложении 400г карбоната кальция?

$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ молярная масса $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \times 3 = 100$

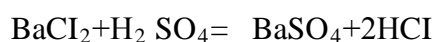
$x(\text{CaCO}_3) = m \text{ CaCO}_3 : M(\text{CaCO}_3) = 400 \text{ г} : 100 \text{ г} \backslash \text{моль} = 4 \text{ моль}$

по урав-ию: 1 моль --- 1 моль

по условию 4 моль --- x моль $x = 4 \text{ моль } (\text{CO}_2)$

$V = V_m \cdot n(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л} \backslash \text{моль} \times 4 \text{ моль} = 89,6 \text{ л } (\text{CO}_2)$

7) Определите массу осадка, образовавшегося при сливании 520г 12% раствора хлорида бария с серной кислотой



а) определим массу хлорида бария в растворе, для этого массу раствора умножаем на массовую долю растворенного вещества: $m(\text{BaCl}_2) = m_{\text{р-ра}}(\text{BaCl}_2) \cdot w(\text{BaCl}_2) =$

$0,12 \times 520 \text{ г} = 62,4 \text{ г}$

б) определяем количество данного вещества: $n(\text{BaCl}_2) = m(\text{BaCl}_2) : M(\text{BaCl}_2) = 62,4 \text{ г} : 208 \text{ г} \backslash \text{моль} = 0,3 \text{ моль}$

по таблице Менделеева $M(\text{BaCl}_2) = 208$, $M(\text{BaSO}_4) = 233$

по уравнению 1 моль BaCl_2 --- 1 моль BaSO_4

по условию 0,3 моль BaCl_2 --- x моль BaSO_4 $x = 0,3 \text{ моль } \text{BaSO}_4$

в) определяем массу осадка BaSO_4 $m = 0,3 \times 233 \text{ г} \backslash \text{моль} = 69,9 \text{ г}$

Использованная литература.

1. Габриелян О.С., Воскобойникова Н.П., Яшукова А.В. Настольная книга учителя. Химия. 9 класс.: Методическое пособие. – М.: Дрофа, 2003г.
2. Химия 9 класс.: Контрольные и проверочные работы к учебнику О.С. Габриеляна «Химия.9»/ О.С. Габриелян, П.Н. Берёзкин, А.А. Ушакова и др. – М.: Дрофа, 2010.
3. Габриелян О.С., Смирнова Т.В. Изучаем химию в 9 кл.: Дидактические материалы. – М.: Блик плюс, 2004.