

Металлы побочных подгрупп

Подготовил ученик 11 “А” класса Калюжный Михаил

Металлы побочных подгрупп

- Подгруппа меди (медь, серебро, золото)
- Подгруппа цинка (цинк, кадмий, ртуть)
- Переходные металлы (хром, марганец, молибден, вольфрам и др.)
- Подгруппа железа (железо, кобальт, никель)
- Платиновая группа
(рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина)

Подгруппа меди. Медь, Серебро.



Особенностью является наличие заполненного предвнешнего d-подуровня, достигаемое за счёт перескока электрона с внешнего s-подуровня. Причина такого явления заключается в высокой устойчивости полностью заполненного d-подуровня.

Химические свойства меди

- при $400\text{--}500^\circ\text{C}$: $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$;
- при 1000°C : $4\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{Cu}_2\text{O}$
- при 400°C : $\text{Cu} + \text{S} = \text{CuS}$;
- при выше 400°C : $2\text{Cu} + \text{S} = \text{Cu}_2\text{S}$

при нагревании с фтором, хлором, бромом образуются галогениды меди (II) $\text{Cu} + \text{Br}_2 = \text{CuBr}_2$

с йодом – образуется йодид меди (I): $2\text{Cu} + \text{I}_2 = 2\text{CuI}$

Медь не реагирует с водородом, азотом, углеродом и кремнием

В присутствии углекислого газа и паров воды её поверхность покрывается зелёным налётом, представляющим собой основной карбонат меди(II)



Химические свойства меди

Растворяется в разбавленной азотной кислоте:



Реагирует с концентрированными кислотами-окислителями:



Медь растворяется в водном растворе аммиака в присутствии кислорода воздуха с образованием гидроксида тетраамминмеди (II):



Медь окисляется оксидом азота (IV)



и хлоридом железа(III) $\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 = \text{CuCl}_2 + 2\text{FeCl}_2$



Качественная реакция на Cu^{2+}

- Соли Cu^{2+} обычно окрашены в голубой или зеленоватый цвет.



- Образование нерастворимого гидроксида меди (II) голубого цвета:



- Образование красно-бурого осадка гексациано феррата (II) меди
- $$2\text{Cu} + \text{Fe}(\text{CN})_6 = \text{CuFe}(\text{CN})_6$$

Химические свойства серебра

* При обычных условиях реагирует с серой, образуя сульфид серебра (I): $2\text{Ag} + \text{S} = \text{Ag}_2\text{S}$,

при нагревании с галогенами образуются галогениды серебра (I): $2\text{Ag} + \text{Br}_2 = 2\text{AgBr}$.

Серебро не реагирует с кислородом, водородом, азотом, углеродом и кремнием.

Растворяется в разбавленной азотной кислоте



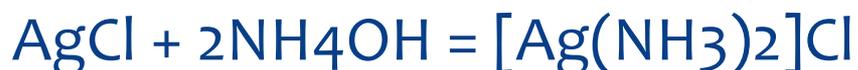
Реагирует с концентрированными кислотами-окислителями:



Качественная реакция на Ag^+

- Образование белого творожистого осадка

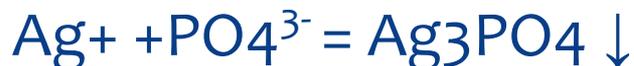
$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$, растворимого в гидрате аммиака



- Образование красного осадка



- Образование желтого осадка



- Образование белого-чернеющего осадка



Подгруппа цинка. Zn, Hg

- Цинк $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$

хрупкий переходный металл голубовато-белого цвета (тускнеет на воздухе, покрываясь тонким слоем оксида цинка).

- Ртуть $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$

один из двух химических элементов (и единственный металл), простые вещества которых при нормальных условиях находятся в жидком агрегатном состоянии



Химические свойства цинка

- На воздухе покрывается оксидной пленкой, при сильном нагреве горит голубоватым пламенем



- С парами воды при температуре красного каления



- Вытесняет водород из разбавленных кислот



- С разбавленной HNO_3



- С концентрированными кислотами-окислителями



Химические свойства цинка

Типичный переходный элемент.



- Оксид цинка:



- Гидроксид цинка:



Качественная реакция на Zn^{2+}

Образование нерастворимого основания



осадок белого цвета, растворимый в избытке щелочи



Хром

Эл. Конфигурация $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$



| Степень окисления | Оксид | Гидроксид | Характер | Преобладающие формы в растворах | Примечания |
|-------------------|-----------------------------------|---|------------------|--|--|
| +2 | CrO (чёрный) | $\text{Cr}(\text{OH})_2$ (желтый) | Основный | Cr^{2+} (соли голубого цвета) | Очень сильный восстановитель |
| +3 | Cr_2O_3 (зелёный) | $\text{Cr}(\text{OH})_3$ (серо-зеленый) | Амфотерный | Cr^{3+} (зеленые или лиловые соли) $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$ (зелёный) | |
| +4 | CrO_2 | не существует | Несолеобразующий | - | Встречается редко, малохарактерна |
| +6 | CrO_3 (красный) | H_2CrO_4 $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | Кислотный | CrO_4^{2-} (хроматы, желтые) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (дихроматы, оранжевые) | Переход зависит от pH среды. Сильнейший окислитель, гигроскопичен, очень ядовит. |

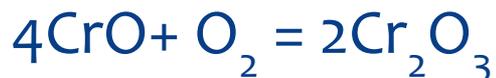
В свободном виде — голубовато-белый металл с

Соединения хрома Cr²⁺

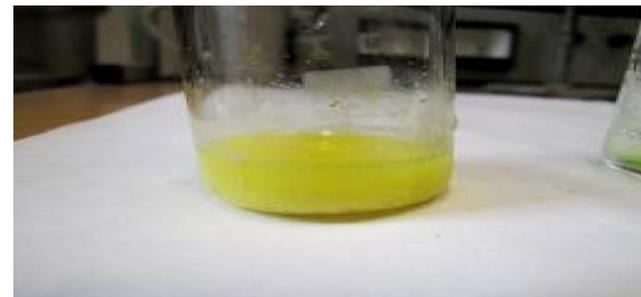
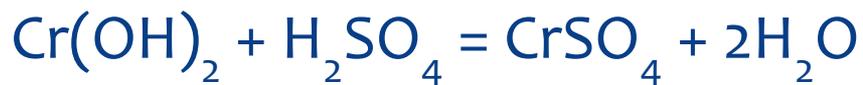
- Оксид хрома(2) - CrO – твердое ярко – красное вещество, типичный основной оксид (ему соответствует гидроксид хрома (2) - Cr(OH)₂), не растворяется в воде, но растворяется в кислотах:



окисляется на воздухе:



- Гидроксид хрома(2) - Cr(OH)₂ – вещество желтого цвета, плохо растворимо в воде, с ярко выраженным основным характером, поэтому взаимодействует с кислотами:



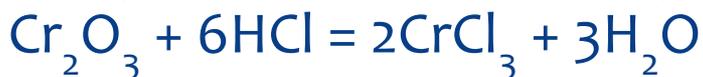
Соединения хрома Cr³⁺



Наиболее устойчивая с.о. хрома.

- Оксид хрома(3) - Cr₂O₃ нерастворим в воде, тугоплавкий, по твёрдости близок к корунду, имеет амфотерный характер, однако в кислотах и щелочах растворяется плохо.

С концентрированными растворами кислот и щелочей взаимодействует с трудом:

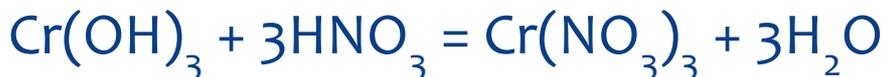


- Гидроксид хрома (3) Cr(OH)₃ получают:



Легко взаимодействует с кислотами и щелочами,

т.е. проявляет амфотерные свойства:



Соединения хрома Cr⁶⁺

Оксид хрома (6) - CrO₃ – темно – красное кристаллическое вещество,

хорошо растворимо в воде,
типичный кислотный оксид.

Этому оксиду соответствует две кислоты:

CrO₃ + H₂O = H₂CrO₄ (хромовая кислота – образуется при избытке воды)

CrO₃ + H₂O = H₂Cr₂O₇ (дихромовая кислота – образуется при большой концентрации оксида хрома (3)).

Оксид хрома (6) – очень сильный окислитель



Хромат и дихромат

Хроматы и их растворы имеют желтую окраску, дихроматы – оранжевую. Хромат - ионы CrO_4^{2-} и дихромат – ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ легко переходят друг в друга при изменении среды растворов



В кислой среде раствора хроматы переходят в дихроматы:



В щелочной среде дихроматы переходят в хроматы:



Окислительные свойства Cr^{6+}

Дихроматы – сильные окислители.

Под действием восстановителей в кислой среде переходят в соли хрома (III)



Качественные реакции на хромат-

и



Марганец

Электронная конфигурация $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$

Простое вещество **марганец** — металл серебристо-белого цвета. Наряду с железом и его сплавами относится к чёрным металлам.

Известны пять аллотропных модификаций марганца

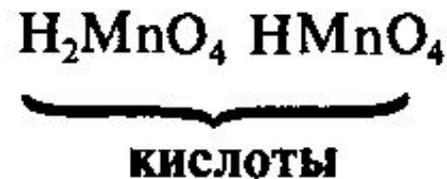
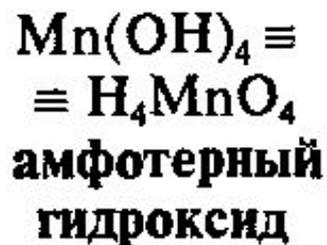
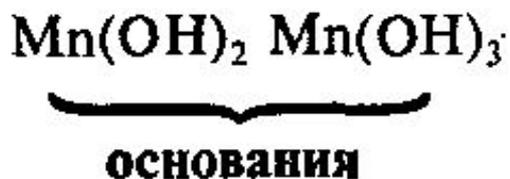
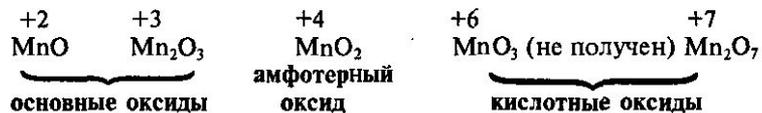
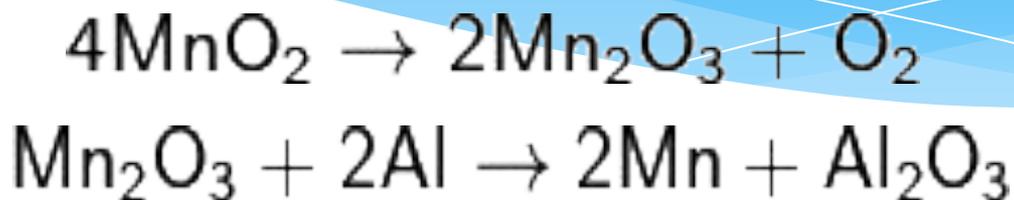
Один из основных минералов марганца — пиролюзит (MnO_2), родохрозит (марганцевый шпат, малиновый шпат) MnCO_3

Характерные степени окисления марганца: 0, +2, +3, +4, +6, +7 (+1, +5 мало характерны)



Получение марганца

Алюминотермическим методом, восстанавливая оксид Mn_2O_3 , образующийся при прокаливании пиролюзита:



Соединения Mn⁴⁺

Наиболее устойчивым соединением марганца является темно-бурый диоксид марганца MnO₂ (главный компонент важнейшего природного соединения марганца – пиролюзита). В кислой среде MnO₂ является достаточно сильным окислителем. Это его свойство используют при получении хлора:



Соли Mn^{2+}

$Mn(OH)_2 + 2HCl = MnCl_2 + 2H_2O$. Соли марганца (II) образуются при растворении марганца в разбавленных кислотах: $Mn + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2$ - при нагревании. или при действии кислот на различные природные соединения марганца, например: $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$. В твердом виде соли марганца (II) розового цвета, растворы этих солей почти бесцветны.



$MnCl_2$

$MnSO_4$

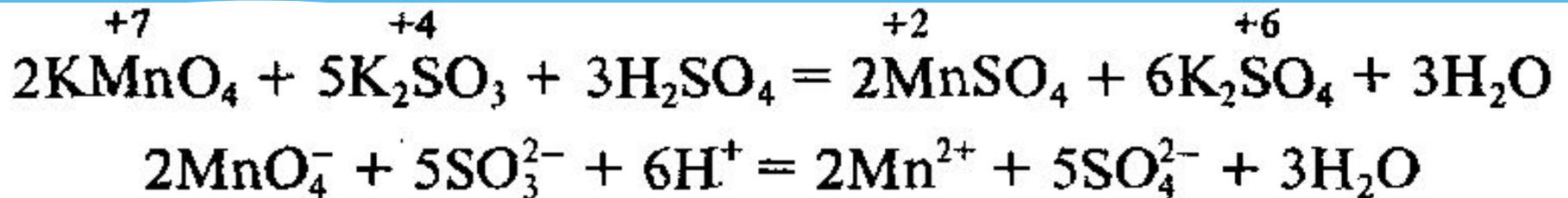
Соединения Mn⁷⁺

Марганцевая кислота — сильная, нестабильная, неорганическая кислота фиолетово-красного цвета с химической формулой HMnO_4 . В чистом виде не выделена, существует в виде раствора. Соли марганцевой кислоты называются перманганатами. Анион MnO_4^- окрашивает соли в интенсивный малиново-фиолетовый цвет. Самым известным производным марганцевой кислоты является перманганат калия (марганцовка).

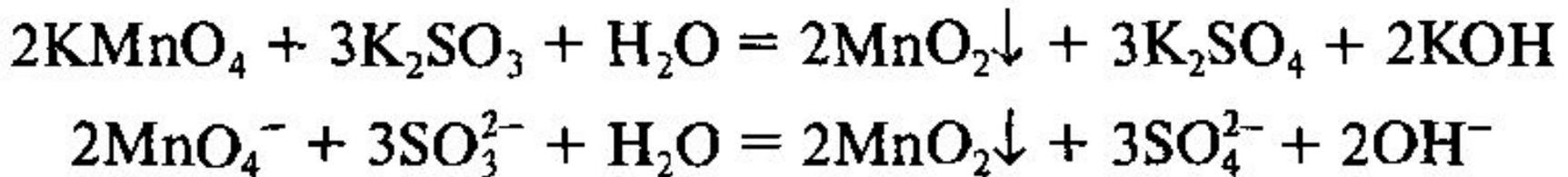


Окислительные свойства перманганата

- Кислая среда



- Нейтральная среда



- Щелочная среда

