

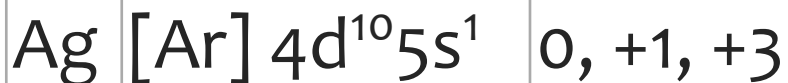
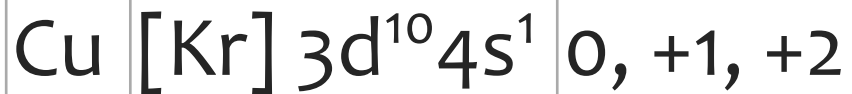
# Металлы побочных подгрупп

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

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 $\text{Cu}^{2+}$

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



- Образование нерастворимого гидроксида меди (II) голубого цвета:



- Образование красно-бурого осадка гексациано феррата (II) меди



# 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



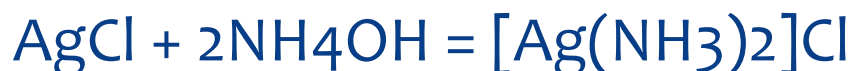
Реагирует с концентрированными кислотами-окислителями:



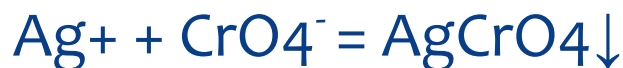
# Качественная реакция на $\text{Ag}^+$

- Образование белого творожистого осадка

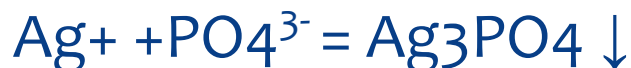
$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$ , растворимого в гидрате аммиака



- 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).

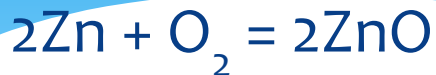
- Ртуть  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$

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  $\text{HNO}_3$



- С концентрированными кислотами-окислителями

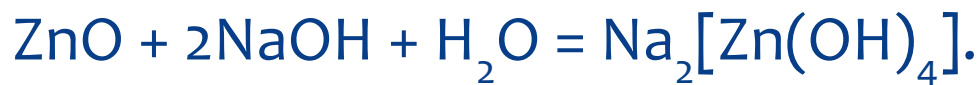
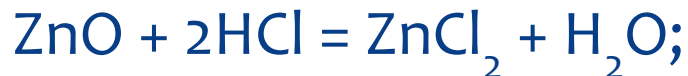


# Химические свойства цинка

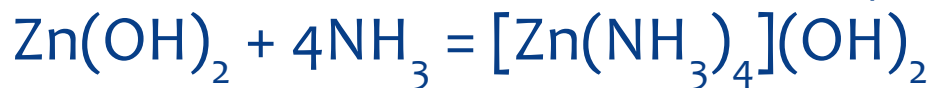
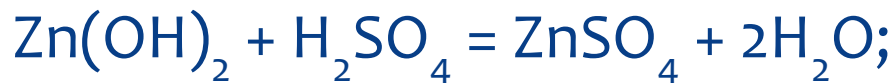
Типичный переходный элемент.



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

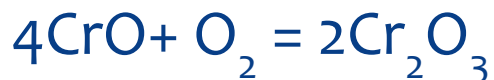
В свободном виде — голубовато-белый металл с

# Соединения хрома Cr<sup>2+</sup>

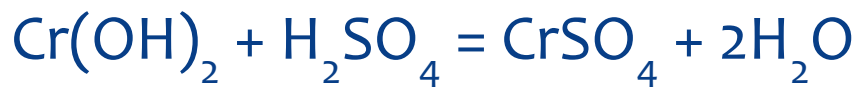
- Оксид хрома(2) - CrO – твердое ярко – красное вещество, типичный основной оксид (ему соответствует гидроксид хрома (2) - Cr(OH)<sub>2</sub>), не растворяется в воде, но растворяется в кислотах:



окисляется на воздухе:



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



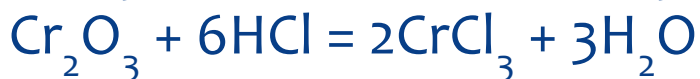
# Соединения хрома Cr<sup>3+</sup>



Наиболее устойчивая с.о. хрома.

- Оксид хрома(3) - Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 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:

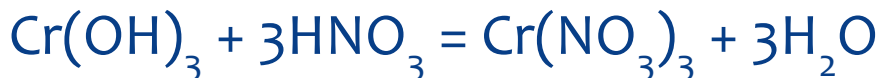


- Гидроксид хрома (3) Cr(OH)<sub>3</sub> получают:



Легко взаимодействует с кислотами и щелочами,

т.е. проявляет амфотерные свойства:



# Соединения хрома Cr<sup>6+</sup>

Оксид хрома (6) - CrO<sub>3</sub> – темно – красное кристаллическое вещество,

хорошо растворимо в воде,  
типичный кислотный оксид.

Этому оксиду соответствует две кислоты:

CrO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O = H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> (хромовая кислота – образуется при избытке воды)

CrO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O = H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (дихромовая кислота – образуется при большой концентрации оксида хрома (3)).

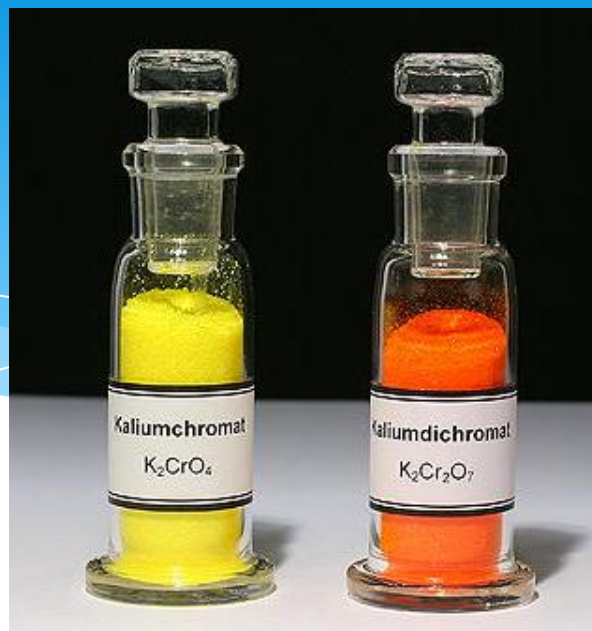
Оксид хрома (6) – очень сильный окислитель





# Хромат и дихромат

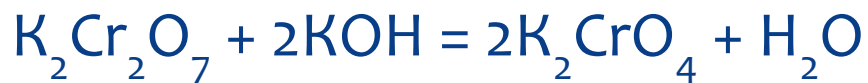
Хроматы и их растворы имеют желтую окраску, дихроматы – оранжевую. Хромат - ионы  $\text{CrO}_4^{2-}$  и дихромат – ионы  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  легко переходят друг в друга при изменении среды растворов



В кислой среде раствора хроматы переходят в дихроматы:



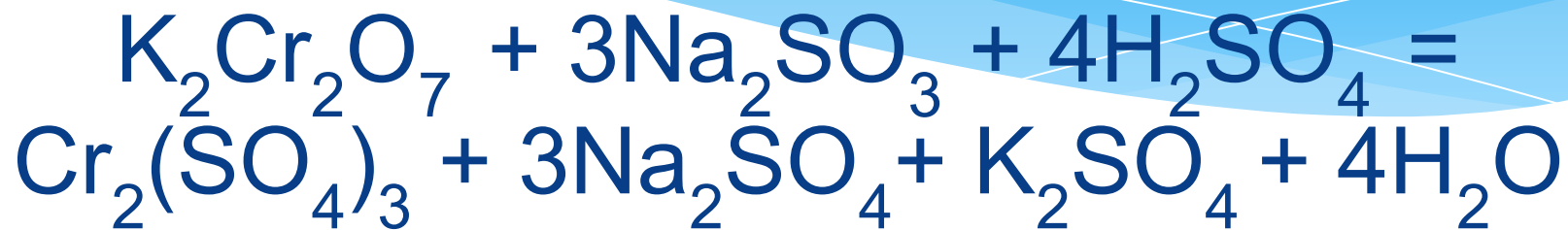
В щелочной среде дихроматы переходят в хроматы:



# Окислительные свойства $\text{Cr}^{6+}$

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

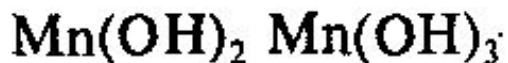
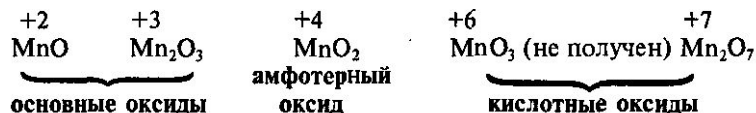
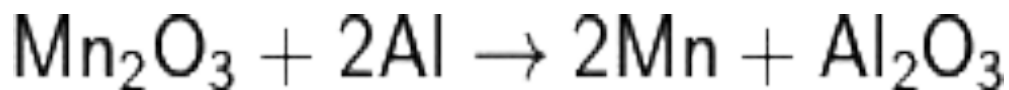
Один из основных минералов марганца — пиролюзит ( $\text{MnO}_2$ ), родохрозит (марганцевый шпат, малиновый шпат)  $\text{MnCO}_3$

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

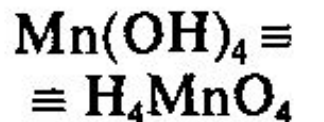


# Получение марганца

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



**основания**



**амфотерный гидроксид**



**кислоты**

# Соединения Mn<sup>4+</sup>

Наиболее устойчивым соединением марганца является темно-бурый диоксид марганца MnO<sub>2</sub> (главный компонент важнейшего природного соединения марганца – пиролюзита). В кислой среде MnO<sub>2</sub> 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.



$MnCl_2$

$MnSO_4$

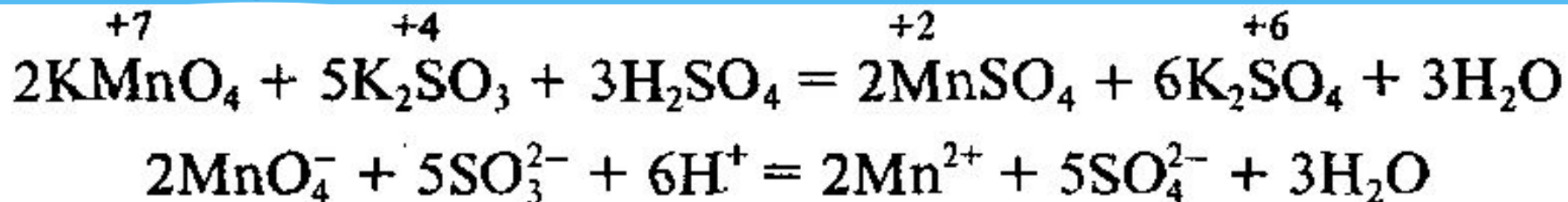
# Соединения Mn<sup>7+</sup>

**Марганцевая кислота** — сильная, нестабильная, неорганическая кислота фиолетово-красного цвета с химической формулой  $\text{HMnO}_4$ . В чистом виде не выделена, существует в виде раствора. Соли марганцевой кислоты называются перманганатами. Анион  $\text{MnO}_4^-$  окрашивает соли в интенсивный малиново-фиолетовый цвет. Самым известным производным марганцевой кислоты является перманганат калия (марганцовка).

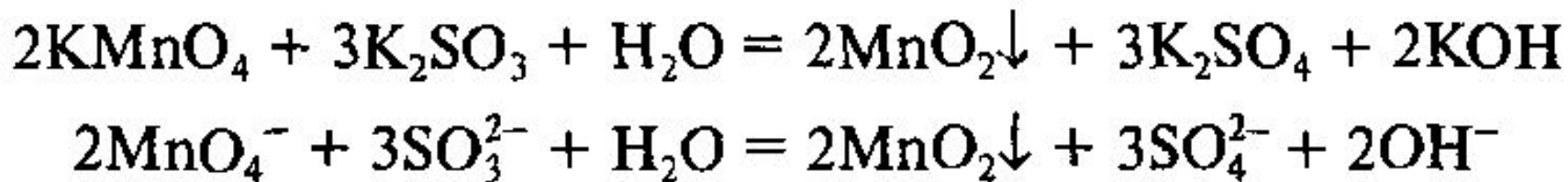


# Окислительные свойства перманганата

- Кислая среда



- Нейтральная среда



- Щелочная среда

