

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. Cu, Ag

| | | |
|----------------|---------------------------------------|-----------|
| <u>Медь</u> Cu | [Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹ | 0, +1, +2 |
|----------------|---------------------------------------|-----------|

| | | |
|------------|---------------------------------------|-----------|
| Серебро Ag | [Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹ | 0, +1, +3 |
|------------|---------------------------------------|-----------|



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 $400-500^{\circ}\text{C}$: $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$;

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) $\text{Cu} + \text{Br}_2 = \text{CuBr}_2$

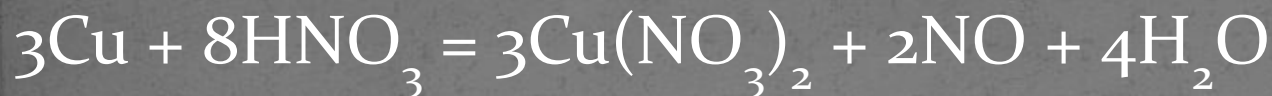
с йодом – образуется йодид меди (I): $2\text{Cu} + \text{I}_2 = 2\text{CuI}$

Медь не реагирует с водородом, азотом, углеродом и кремнием

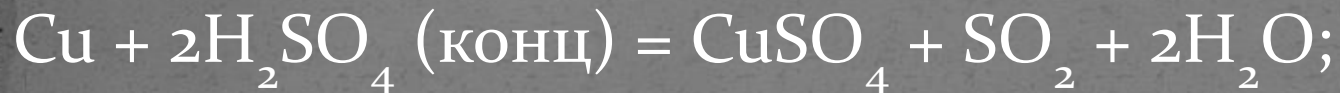
В присутствии углекислого газа и паров воды её поверхность покрывается зелёным налётом, представляющим собой основной карбонат меди(II)
 $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

Химические свойства меди

Растворяется в разбавленной азотной кислоте:



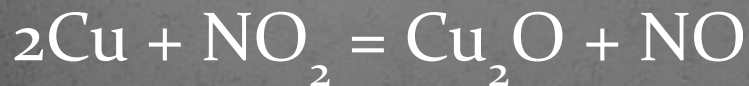
Реагирует с концентрированными кислотами-окислителями:



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



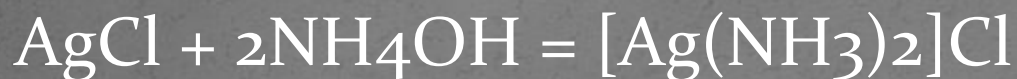
Химические свойства серебра

- 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
 $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- Реагирует с концентрированными кислотами-окислителями:
 - $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 \text{ (конц)} = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Качественная реакция на Ag^+

- Образование белого творожистого осадка

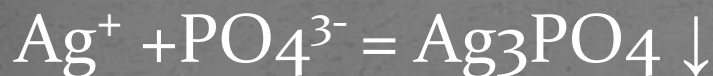
$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$, растворимого в гидрате аммиака



- 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).

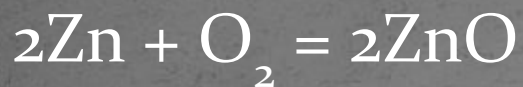
- Ртуть $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$

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

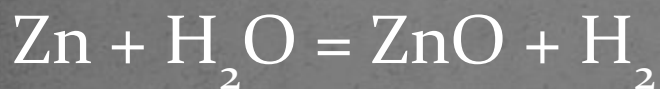


Химические свойства цинка

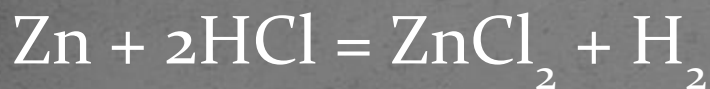
- На воздухе покрывается оксидной пленкой, при сильном нагреве горит голубоватым пламенем



- При н.у. $\text{Zn} + \text{Cl}_2 = \text{ZnCl}_2$
- С парами воды при температуре красного каления



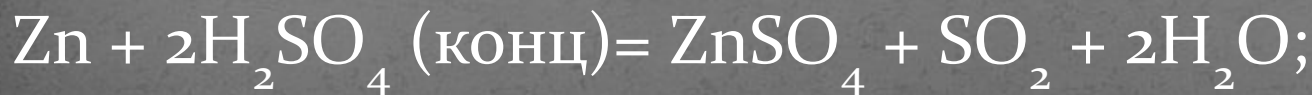
- Вытесняет водород из разбавленных кислот



- С разбавленной HNO_3



- С концентрированными кислотами-окислителями



Химические свойства цинка

Типичный переходный элемент.

- $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$
- $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Оксид цинка:

- $\text{ZnCO}_3 = \text{ZnO} + \text{CO}_2$
- $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4].$

Гидроксид цинка:

- $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$

Качественная реакция на Zn^{2+}

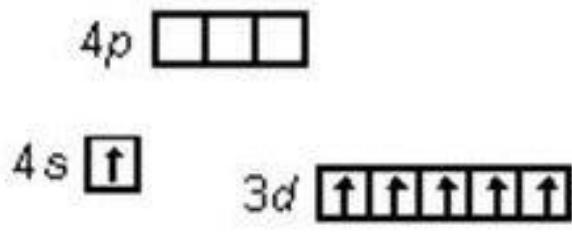
Образование нерастворимого основания



осадок белого цвета, растворимый в избытке щелочи



Хром



Эл. Конфигурация [Ar] 3d⁵ 4s¹

| Степень окисления | Оксид | Гидроксид | Характер | Преобладающие формы в растворах | Примечания |
|-------------------|--|--|------------------|---|--|
| +2 | CrO (чёрный) | Cr(OH) ₂ (желтый) | Основный | Cr ²⁺ (соли голубого цвета) | Очень сильный восстановитель |
| +3 | Cr ₂ O ₃ (зелёный) | Cr(OH) ₃ (серо-зеленый) | Амфотерный | Cr ³⁺ (зеленые или лиловые соли) [Cr(OH) ₄] ⁻ (зелёный) | |
| +4 | CrO ₂ | не существует | Несолеобразующий | - | Встречается редко, малохарактерна |
| +6 | CrO ₃ (красный) | H ₂ CrO ₄ H ₂ Cr ₂ O ₇ | Кислотный | CrO ₄ ²⁻ (хроматы, желтые) Cr ₂ O ₇ ²⁻ (дихроматы, оранжевые) | Переход зависит от pH среды. Сильнейший окислитель, гигроскопичен, очень ядовит. |

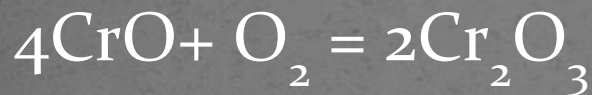
В свободном виде — голубовато-белый металл с кубической решеткой, один из самых твердых чистых металлов

Соединения хрома Cr 2+

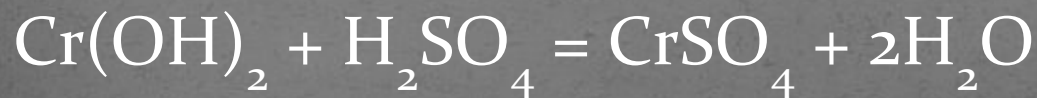
Оксид хрома (2) - CrO – твердое ярко – черное вещество, типичный основной оксид (ему соответствует гидроксид хрома (2) - Cr(OH)₂), не растворяется в воде, но растворяется в кислотах:



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:

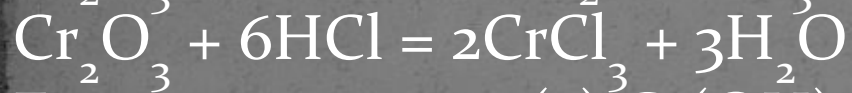


Соединения хрома Cr 3+

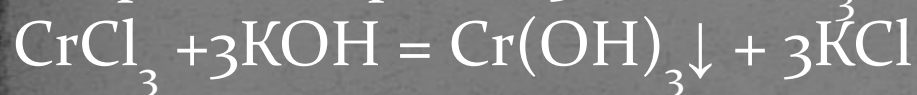
Наиболее устойчивая с.о. хрома.

Оксид хрома (3) - Cr_2O_3 нерастворим в воде, тугоплавкий, по твёрдости близок к корунду, имеет амфотерный характер, однако в кислотах и щелочах растворяется плохо.

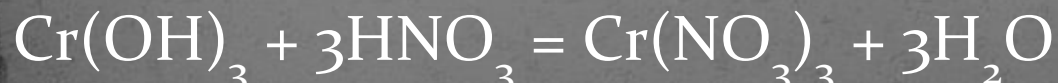
С концентрированными растворами кислот и щелочей взаимодействует с трудом:



Гидроксид хрома (3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ 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:

$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$ (хромовая кислота – образуется при избытке воды)

$2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (дихромовая кислота – образуется при большой концентрации оксида хрома (6)).

Оксид хрома (6) – очень сильный окислитель

Хромат и дихромат

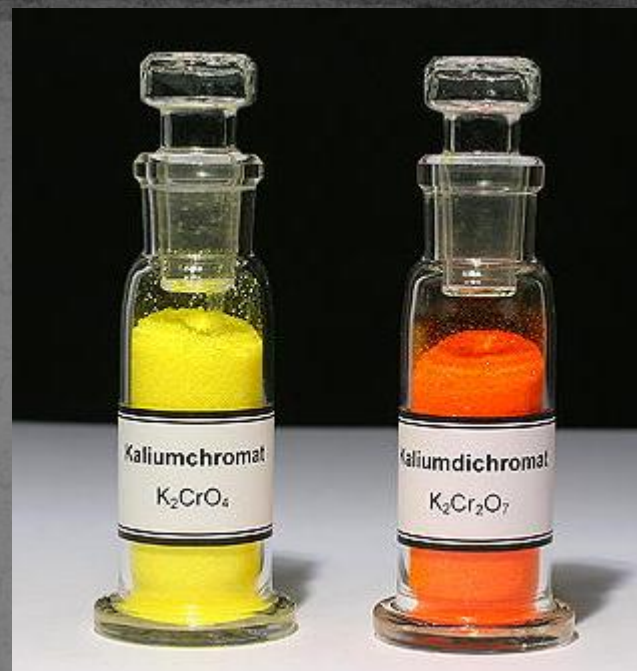
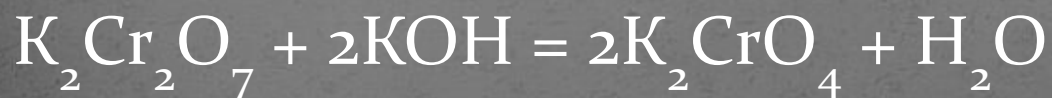
Хроматы и их растворы имеют желтую окраску, дихроматы – оранжевую. Хромат - ионы CrO_4^{2-} и дихромат – ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ легко переходят друг в друга при изменении среды

растворов

В кислой среде раствора хроматы переходят в дихроматы:



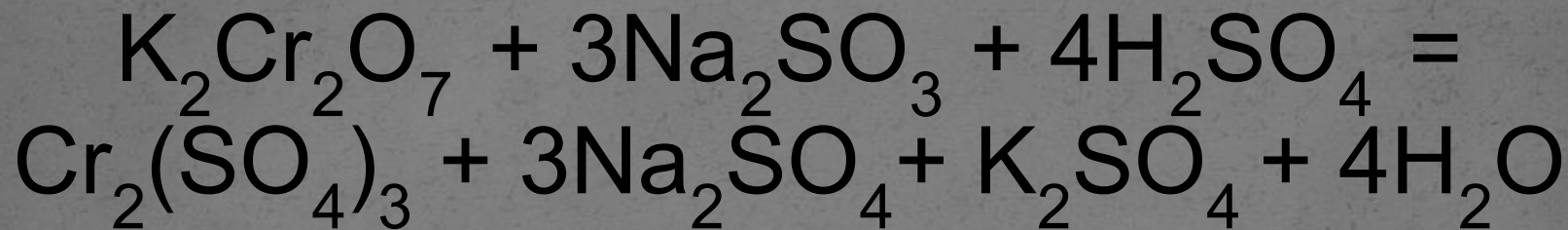
В щелочной среде дихроматы переходят в хроматы:



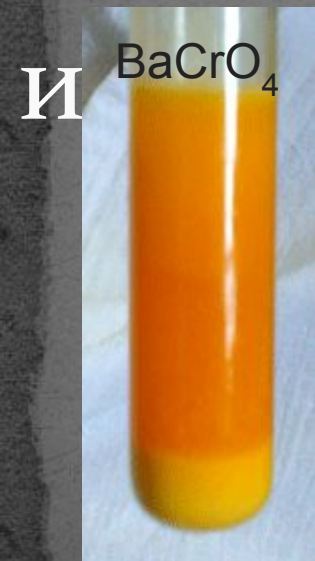
Окислительные свойства Cr 6+

Дихроматы – сильные окислители.

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



Качественные реакции на хромат-



Марганец

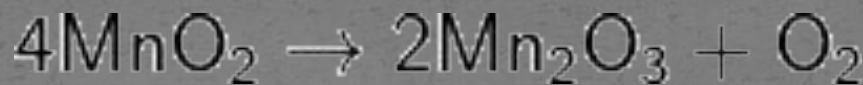
| | |
|----|-------------|
| 25 | Mn |
| | МАРГАНЕЦ |
| 2 | 54,938 |
| 13 | |
| 8 | |
| 2 | $3d^5 4s^2$ |

- 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)

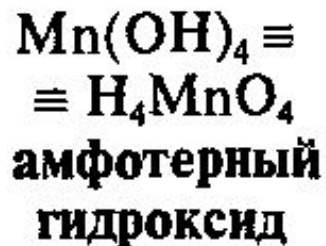
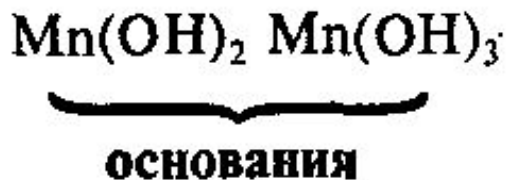
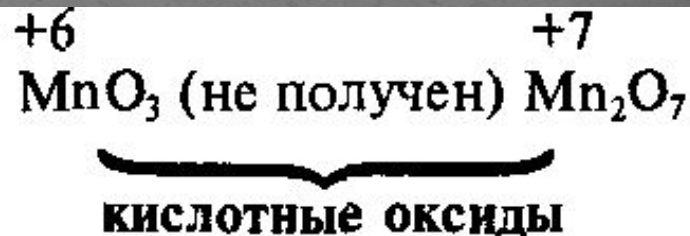
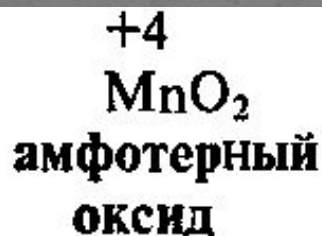
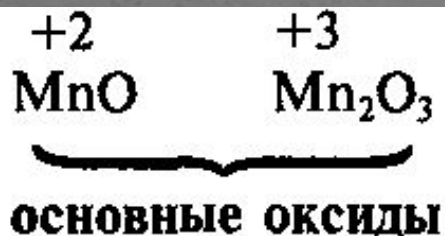


Получение марганца

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

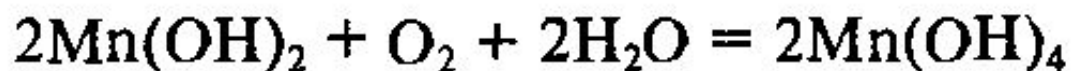


Степени окисления и соединения



Соли Mn 2+

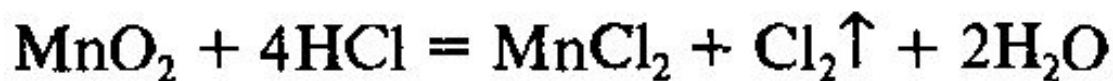
Соли Mn (II) получают при растворении марганца в разбавленных кислотах. Растворы этих солей практически бесцветны. При действии на них растворов щелочей выпадает белый осадок гидроксида марганца (II), который на воздухе быстро темнеет, окисляясь в бурый гидроксид марганца (IV):



MnCl₂
MnSO₄

Соединения Mn 4+

Наиболее устойчивым соединением марганца является темно-бурый диоксид марганца MnO_2 (главный компонент важнейшего природного соединения марганца — *пирролюзита*). В кислой среде MnO_2 является достаточно сильным окислителем. Это его свойство используется, в частности, при получении хлора:



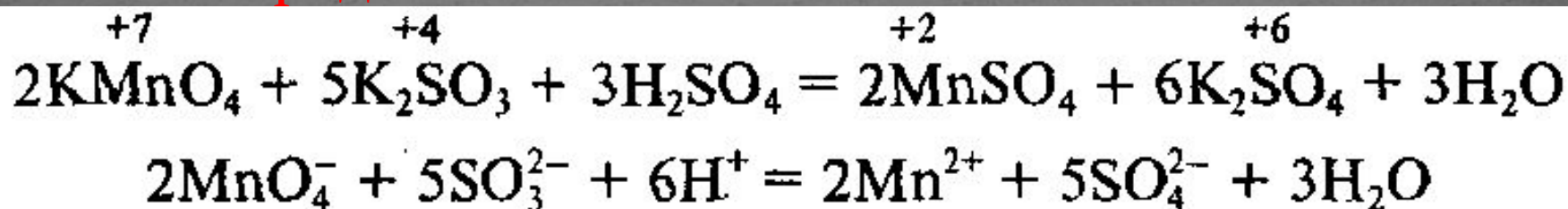
Соединения Mn 7+

Марганцовая кислота является очень сильной кислотой, которая существует только в водном растворе. Самая известная и широко применяемая соль этой кислоты — **перманганат калия** KMnO_4 . Это кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета, умеренно растворимое в воде. Растворы KMnO_4 имеют темно-малиновый, а при больших концентрациях — фиолетовый цвет, свойственный ионам MnO_4^- . Перманганат калия — сильный окислитель, легко окисляет многие органические и неорганические вещества.

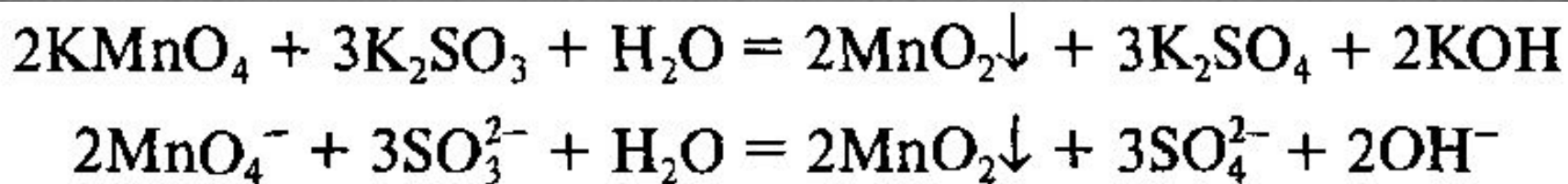


перманганата, в зависимости от среды реакции

- **Кислая среда**



- **Нейтральная среда**



- **Щелочная среда**

