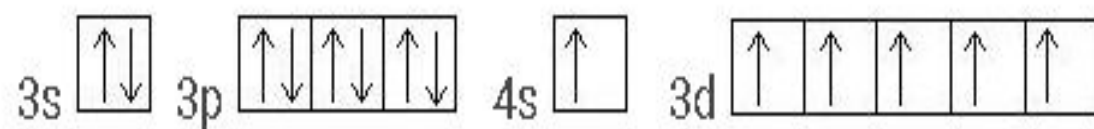
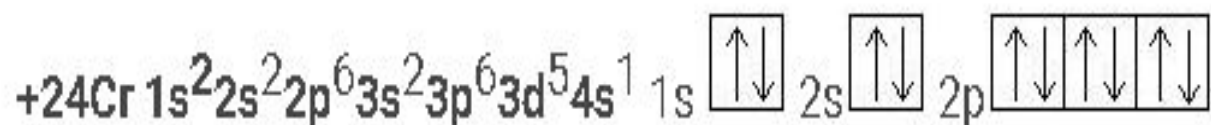


Побочная подгруппа 6 и 7 групп

Хром расположен в **6 группе** (или в **побочной подгруппе VI группы** в короткопериодной форме ПСХЭ) и в **четвертом периоде** периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

Электронное строение атома хрома

Электронная конфигурация хрома в **основном состоянии**:

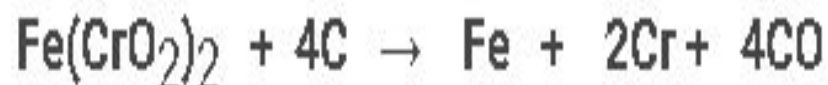


Хром – твердый металл голубовато-белого цвета. Очень чистый хром поддается механической обработке. В природе встречается в чистом виде и широко применяется в различных отраслях науки, техники и производства. Чаще всего хром применяется, как компонент сплавов, которые используются при изготовлении медицинского или химического технологического оборудования и приборов.

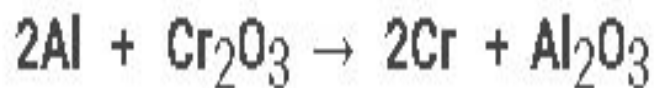
Температура плавления 1890°C , температура кипения 2680°C , плотность хрома $7,19 \text{ г/см}^3$.

Способы получения

Хром получают из хромита железа. Для восстановления используют кокс:



Еще один способ получения хрома: **восстановление из оксида алюминием** (алюмотермия):



Качественные реакции

Качественная реакция на ионы хрома +2 – взаимодействие **избытка солей хрома (II) с щелочами**. При этом образуется коричневый аморфный осадок гидроксида хрома (II).

Например, хлорид хрома (II) взаимодействует с гидроксидом натрия:



Качественная реакция на ионы хрома +3 – взаимодействие **избытка солей хрома (III) с щелочами**. При этом образуется серо-зеленый аморфный осадок гидроксида хрома (III).

Например, хлорид хрома (III) взаимодействует с гидроксидом калия:



При дальнейшем добавлении щелочи амфотерный гидроксид хрома (III) растворяется с образованием **комплексной соли**:



Химические свойства

- В соединениях хром может проявлять степени окисления от +1 до +6. Наиболее характерными являются соединения хрома со степенями окисления +3 и +6. Менее устойчивы соединения хрома со степенью окисления +2. Хром образует комплексные соединения с координационным числом 6.
- **1.** При комнатной температуре хром химически **малоактивен** из-за образования на его поверхности тонкой прочной оксидной пленки. **При нагревании** оксидная пленка хрома разрушается, и он реагирует практически со всеми неметаллами: кислородом, галогенами, серой, азотом, кремнием, углеродом, фосфором.

1.1. При взаимодействии хрома с галогенами образуются галогениды:



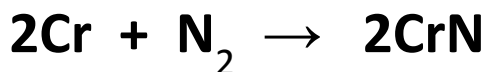
1.2. Хром реагирует с серой с образованием сульфида хрома:



1.3. Хром взаимодействует с фосфором. При этом образуется бинарное соединение – фосфид хрома:



1.4. С азотом хром реагирует при нагревании до 1000°C с образованием нитрида:



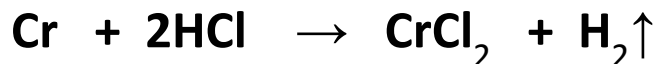
1.5. Хром не взаимодействует с водородом.

1.6. Хром взаимодействует с кислородом с образованием оксида:

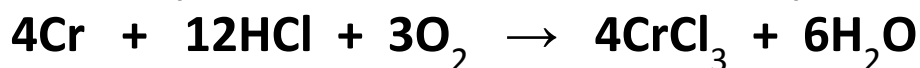


2.2. В ряду напряжений хром находится левее водорода и поэтому в отсутствие воздуха может вытеснить водород из растворов **минеральных кислот** (соляной и разбавленной серной кислоты), образуя соли хрома (II).

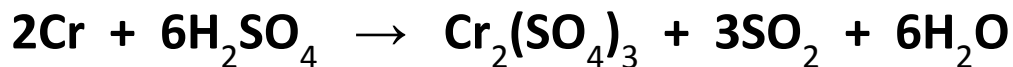
Например, хром бурно реагирует с **соляной кислотой**:



В присутствии кислорода образуются соли хрома (III):



2.3. При обычных условиях хром **не реагирует с концентрированной серной кислотой** из-за **пассивации** – образования плотной оксидной пленки. При нагревании реакция идет, образуются **оксид серы (IV), сульфат хрома (III) и вода**:



2.4. Хром не реагирует при обычных условиях с **концентрированной азотной кислотой** также из-за **пассивации**.

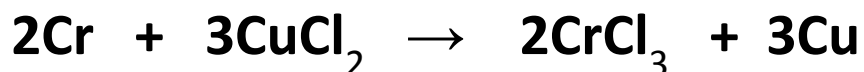
Только при сильном нагревании концентрированная азотная кислота растворяет хром:



2.5. Растворы **щелочей** на хром практически не действуют.

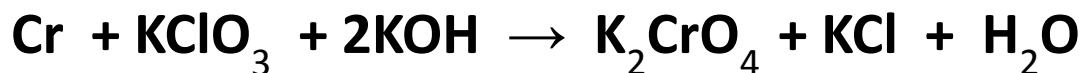
2.6. Однако хром способен вытеснять многие **металлы**, например **медь, олово, серебро** и др. из растворов их **солей**.

Например, хром реагирует с хлоридом меди с образованием хлорида хрома (III) и меди:

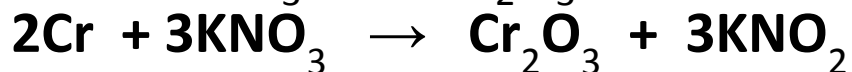
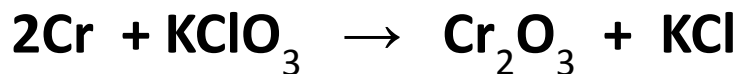


Восстановительные свойства хрома также проявляются при взаимодействии его с сильными окислителями: **пероксидом натрия, нитратами и нитритами, хлоратами** в щелочной среде.

Например, при сплавлении хрома с хлоратом калия в щелочи хром окисляется до хромата калия:



Хлорат калия и нитрат калия также окисляют хром:

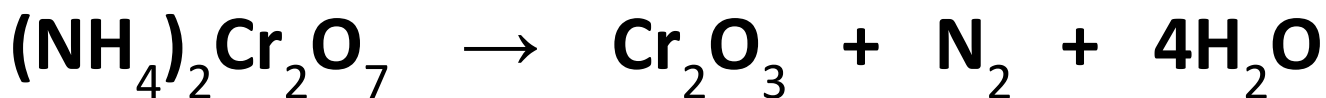


Оксид хрома (III) можно получить различными методами:

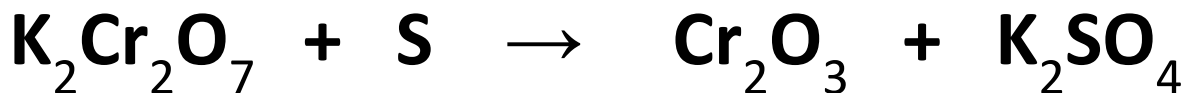
1. Термическим разложением гидроксида хрома (III):



2. Разложением дихромата аммония:



3. Восстановлением дихромата калия углеродом (коксом) или серой:

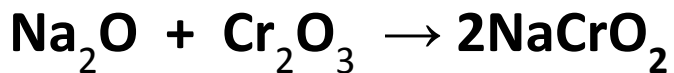


Химические свойства

Оксид хрома (III) – типичный **амфотерный оксид**. При этом оксид химически довольно инертен. В высокодисперсном состоянии с трудом взаимодействует с кислотами и щелочами.

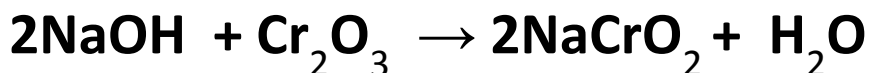
1. При сплавлении оксида хрома (III) с **основными оксидами** активных металлов образуются соли-хромиты.

Например, оксид хрома (III) взаимодействует с оксидом натрия:



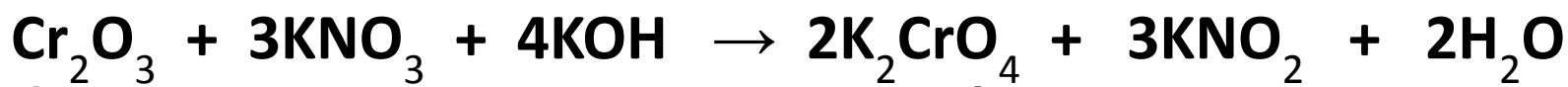
2. Оксид хрома (III) взаимодействует с **растворимыми основаниями (щелочами)**. При этом в расплаве образуются соли—хромиты, а в растворе реакция практически не идет. При этом оксид хрома (III) проявляет **кислотные свойства**.

Например, оксид хрома (III) взаимодействует с гидроксидом натрия в расплаве с образованием хромита натрия и воды:

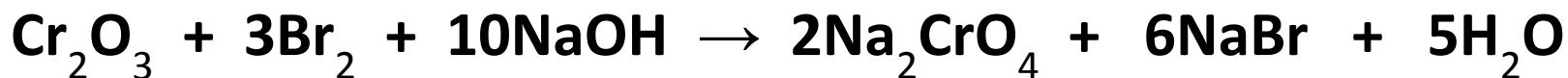


4. Оксид хрома (III) проявляет слабые **восстановительные свойства**. В щелочных расплавах окислителей окисляется до соединений хрома (VI).

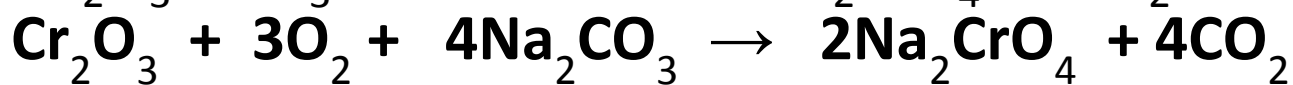
Например, оксид хрома (III) взаимодействует с **нитратом калия** в щелочной среде:



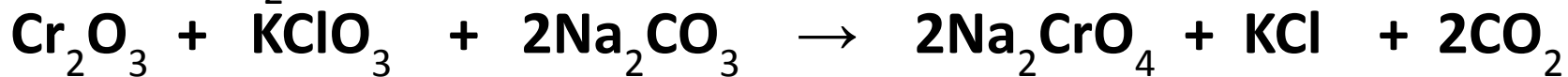
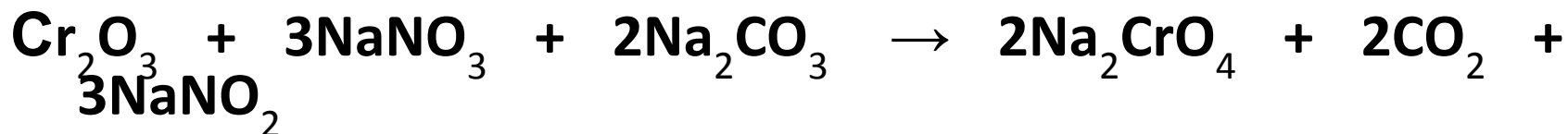
Оксид хрома (III) окисляется **бромом** в присутствии гидроксида натрия:



Озоном или кислородом:

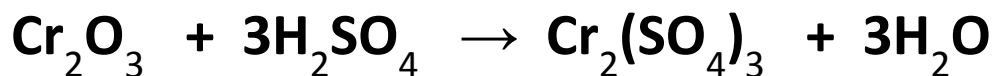


Нитраты и хлораты в расплаве щелочи также окисляют оксид хрома (III):



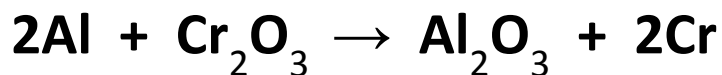
5. Оксид хрома (III) в высокодисперсном состоянии при сильном нагревании взаимодействует с **сильными кислотами**.

Например, оксид хрома (III) реагирует с **серной кислотой**:



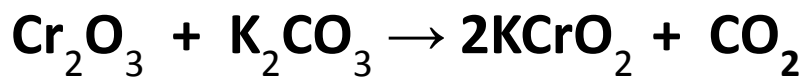
6. Оксид хрома (III) проявляет слабые **окислительные свойства** при взаимодействии с более активными металлами.

Например, оксид хрома (III) реагирует с **алюминием (термит)**:



7. Оксид хрома (III) – твердый, нелетучий. А следовательно, он **вытесняет более летучие оксиды** (как правило, углекислый газ) **из солей** при сплавлении.

Например, из **карбоната калия**:



Оксид хрома (II)

Химические свойства

Оксид хрома (II) имеет основной характер, ему соответствует гидроксид хрома (II), обладающий основными свойствами.

1. При обычной температуре устойчив на воздухе, выше 100°C окисляется **кислородом**. Все соединения хрома (II) – сильные восстановители.



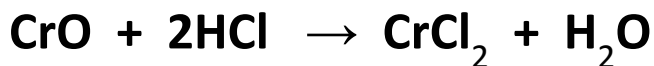
2. При высоких температурах оксид хрома (II) **диспропорционирует**:



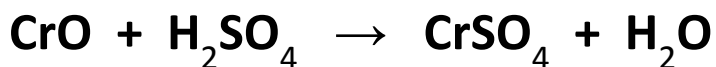
3. Оксид хрома (II) не взаимодействует с **водой**.

4. Оксид хрома (II) проявляет **основные свойства**. Взаимодействует с сильными **кислотами** и **кислотными оксидами**.

Например, оксид хрома (II) взаимодействует с **соляной кислотой**:

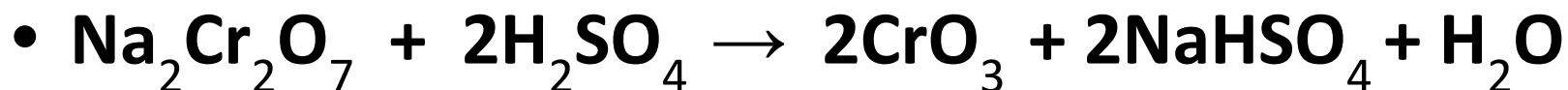


И с **серной кислотой**:



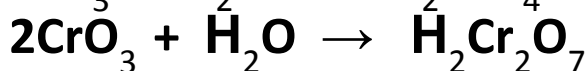
Оксид хрома (VI) CrO_3 – темно-красное кристаллическое вещество. Гигроскопичен, расплывается на воздухе, малоустойчив, разлагается при нормальных условиях.

- **Оксид хром (VI)** можно получить действием концентрированной серной кислоты на сухие хроматы или дихроматы:



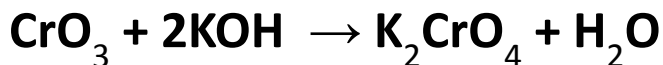
Оксид хрома (VI) – кислотный. Сильно ядовит. Оксиду хрома (VI) соответствуют хромовая (H_2CrO_4) и дихромовая ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) кислоты.

1. При взаимодействии оксида хрома (VI) с **водой** образуются хромовые кислоты:



2. Оксид хрома (VI) проявляет **кислотные свойства**. Взаимодействует с **основаниями** и **основными оксидами**.

Например, оксид хрома (VI) взаимодействует с **гидроксидом калия** с образованием хромата калия:

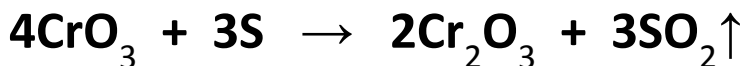


Или с **оксидом лития** с образованием **хромата лития**:

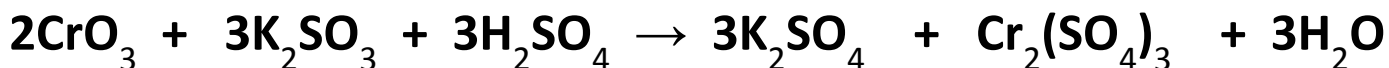


3. Оксид хрома (VI) – очень сильный **окислитель**: окисляет углерод, серу, иод, фосфор, превращаясь при этом в оксид хрома (III).

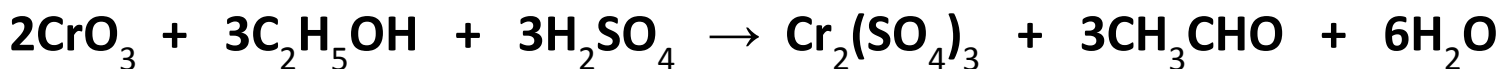
Например, сера окисляется до оксида серы (IV):



Оксид хрома (VI) также окисляет сложные вещества, **например, сульфиты**:



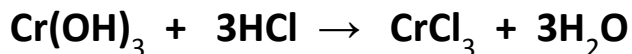
И некоторые органические веществ, **например, этанол**:



Гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – это твердое вещество серо-зеленого цвета.

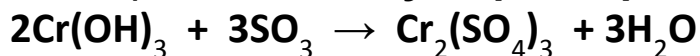
1. Гидроксид хрома (III) реагирует с **растворимыми кислотами**. При этом образуются **средние соли**.

Например, гидроксид хрома (III) взаимодействует с соляной кислотой с образованием **хлорида хрома (III)**:



2. Гидроксид хрома (III) взаимодействует с **кислотными оксидами сильных кислот**.

Например, гидроксид хрома (III) взаимодействует с оксидом серы (VI) с образованием **сульфата хрома (III)**:

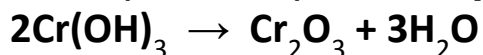


3. Гидроксид хрома (III) взаимодействует с **растворимыми основаниями (щелочами)**. При этом в **растворе** образуются **комплексные соли**. При этом гидроксид хрома (III) проявляет **кислотные свойства**.

Например, гидроксид хрома (III) взаимодействует с избытком гидроксидом натрия с образованием **гексагидрохромата**:



4. Гидроксид хрома (III) **разлагается** при нагревании:

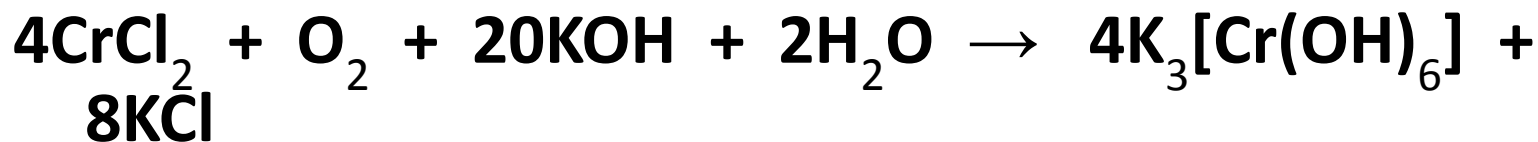


5. Под действием **окислителей** в щелочной среде переходит в хромат.

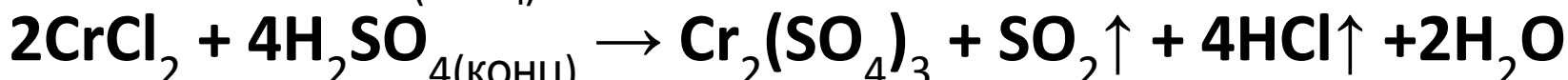
Например, при взаимодействии с бромом в щелочной среде гидроксид хрома (III) окисляется до хромата: $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 6\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{O}$

Все соли хрома (II) – **сильные восстановители**. В растворах окисляются даже кислородом воздуха.

Например, хлорид хрома (II) окисляется кислородом в растворе в присутствии щелочи до соединений хрома (III):



Концентрированные кислоты-окислители (азотная и серная) также окисляют соединения хрома (II):



Соли хрома (III)

Хром с валентностью III образует два типа солей:

Соли, в которых хром (III) является катионом. **Например**, хлорид хрома (III) CrCl_3 .

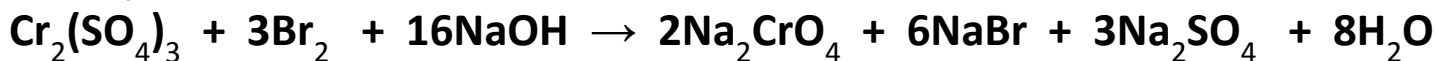
Соли, в которых хром (III) входит в состав кислотного остатка – хромиты и гидроксокомплексы хрома (III). **Например**, хромит калия, KCrO_2 . или гексагидроксохромат (III) калия $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

1. Соли хрома (III) проявляют слабые **восстановительные свойства**. окисляются под действием **сильных окислителей** в щелочной среде.

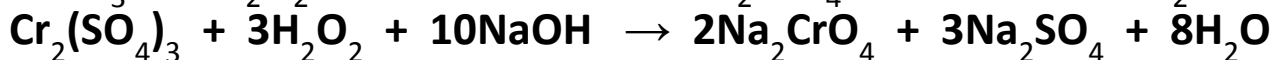
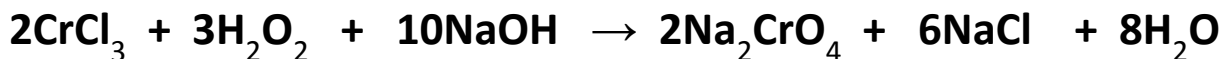
Например, бром в присутствии гидроксида калия окисляет хлорид хрома (III):



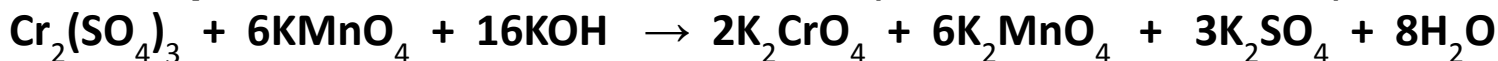
или сульфат хрома (III):



Пероксид водорода в присутствии щелочи также окисляет соли хрома (III):

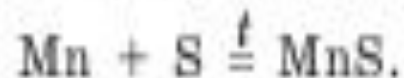
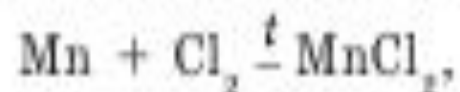


Даже **перманганат калия** в щелочной среде окисляет соли хрома (III):

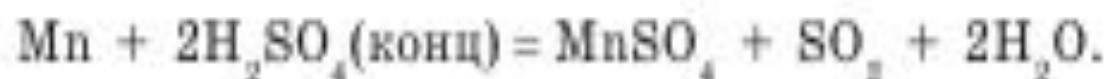
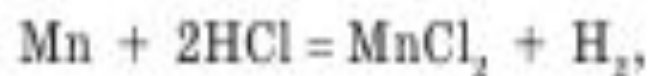


Марганец Mn

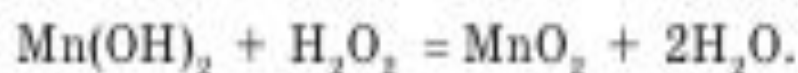
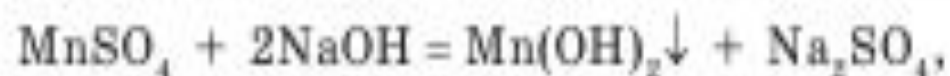
Марганец в соединениях проявляет степени окисления +2, +4, +6, +7. Марганец реагирует со многими неметаллами. Только с очень сильными окислителями, такими как фтор и кислород, получают степени окисления больше +2. С большинством неметаллов марганец образует соединения в степени окисления +2:



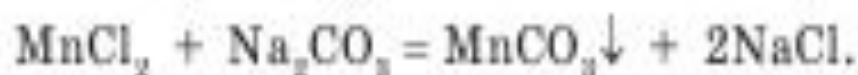
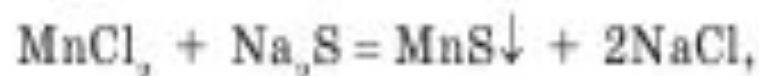
При взаимодействии с кислотами-неокислителями и кислотами-окислителями получают соли двухвалентного марганца:



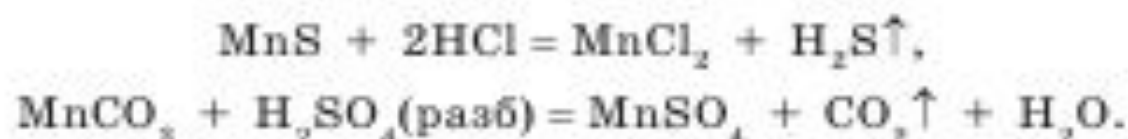
Гидроксид марганца(II) проявляет основные свойства, его можно осадить растворами щелочей или аммиака, образующийся бледно-розовый гидроксид очень легко окисляется, меняя окраску на бурую:



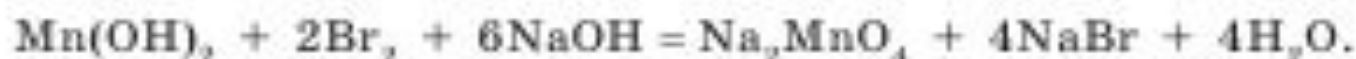
Гидроксид марганца(II) относится к основаниям средней силы, растворы солей марганца и анионов сильных кислот имеют кислую реакцию среды, но степень протекания гидролиза не очень высока. Добавлением к растворам солей марганца сульфидов или карбонатов натрия можно осадить соответствующие плохо растворимые соединения розового цвета:



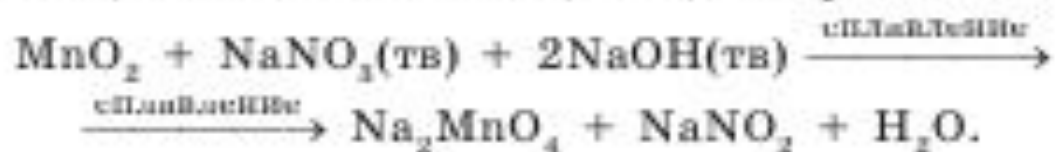
Сульфид марганца нельзя получить из водных растворов солей марганца действием раствора сероводородной кислоты, для его осаждения требуются растворы с более высокой концентрацией сульфид-ионов. Поэтому используют растворимые сульфиды и гидросульфиды щелочных металлов или аммония. Сульфид и карбонат марганца легко растворяются в кислотах-неокислителях:



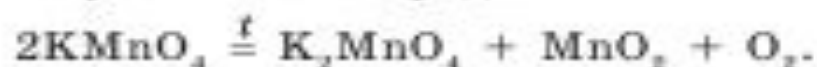
Окислить марганец до высокой степени окисления возможно в щелочной среде, при этом получают соединения марганца(VI). Окисление можно проводить в растворе или при сплавлении. Окислителями в водном растворе обычно служат хлор, бром или гипохлорит натрия:



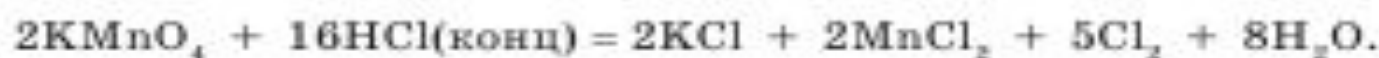
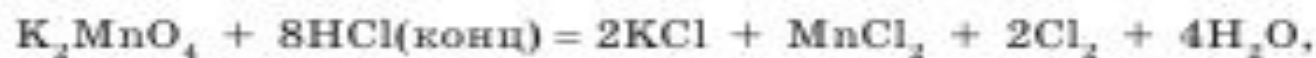
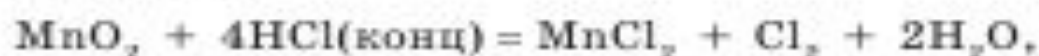
В качестве окислителей при сплавлении используют хлораты или нитраты щелочных металлов, чаще натрия или калия:



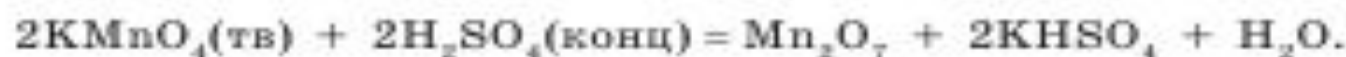
Термическое разложение перманганата калия — это лабораторный способ получения кислорода:



Соединения марганца(IV), (VI) и (VII) проявляют сильные окислительные свойства:



Как и в случае с дихроматом, добавление концентрированной серной кислоты к перманганату калия приводит к образованию высшего оксида марганца:



Высший оксид марганца Mn_2O_7 — это тёмно-зелёная маслянистая вязкая жидкость. Оксид марганца(VII) является чрезвычайно сильным окислителем, его реакции с восстановителями протекают очень бурно. Кроме того, оксид марганца(VII) термически неустойчив, и при нагревании, а также просто при хранении разлагается на диоксид марганца и кислород:

