



# Изменение свойств оксидов и гидроксидов металлов

химия 11 класс

Учитель биологии и химии Бородина О.В.

# Цели урока:

- научить составлять формулы оксидов и гидроксидов металлов, сравнивать их свойства, учитывая положение в ПСХЭ Д. И. Менделеева, степени окисления и радиусы ионов; закрепить знания особенностей свойств оксидов и гидроксидов, образованных металлами побочных подгрупп (на примере оксидов марганца и хрома).
- **Основные понятия:** оксиды, гидроксиды, амфотерность оксида, амфотерность гидроксида., кислотность оксида, кислотность гидроксида.



# Окси́ды ма́рганца

- Окси́ды ма́рганца — химические соединения марганца и кислорода с общей формулой  $Mn_xO_y$  (кроме пероксидов марганца).
- Существуют следующие оксиды марганца:



# Существуют следующие оксиды марганца:

Название	Формула	Температура плавления	Температура кипения	Цвет
<a href="#">Оксид марганца(II)</a>	MnO	1780 °C	3127 °C	зелёный
<a href="#">Оксид марганца(II,III)</a>	Mn <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	1590 °C	2627 °C	коричневый
<a href="#">Оксид марганца(II,IV)</a>	Mn <sub>5</sub> O <sub>8</sub>			
<a href="#">Оксид марганца(III)</a>	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	940 °C (разл.)		тёмно-коричневый
<a href="#">Оксид марганца(IV)</a>	MnO <sub>2</sub>			бурый
<a href="#">Оксид марганца(VI)</a>	MnO <sub>3</sub>			темно-красный
<a href="#">Оксид марганца(VII)</a>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	5,9 °C		тёмно-зелёный

# Характеристика оксидов

Оксиды	$MnO$	$Mn_2O_3$	$MnO_2$	$(MnO_3)$	$Mn_2O_7$
Свойства	<i>ярко выраженные основные</i>	<i>основные</i>	<i>амфотерные</i>	<i>кислотные</i>	<i>сильнокислотные</i>
Гидроксиды	$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_3$	$Mn(OH)_4H_2MnO_3$	$H_2MnO_4$	$HMnO_4$
Свойства	<i>ярко выраженные основные</i>	<i>основные</i>	<i>амфотерные</i>	<i>кислотные</i>	<i>сильно кислотные</i>
Названия	<i>гидроксид марганца (II); соли Mn(II)</i>	<i>гидроксид марганца (III); соли Mn(III)</i>	<i>гидроксид марганца (IV); манганаты(IV)</i>	<i>Марганцевая (VI) кислота; манганаты (VI)</i>	<i>марганцевая (VII) кислота; перманганаты</i>

Усиление кислотных свойств



Усиление основных свойств



# Соединения марганца (II).

- Оксид и гидроксид марганца (II) проявляют только основные свойства. Они нерастворимы в воде, но легко растворяются в кислотах с образованием солей двухвалентного марганца.



# Соединения марганца (II)

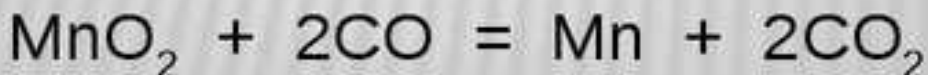
# MnO

Оксид марганца (II) – кристаллы зеленовато-серого цвета. В воде не растворим.

Температура плавления **1569 °С**.

Температура кипения **3127 °С**.

Получают оксид марганца (II) восстановлением других оксидов марганца водородом, алюминием или оксидом углерода (II):



# Получение

- можно получить восстановлением оксида марганца (IV) в токе водорода:
- $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 = \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$

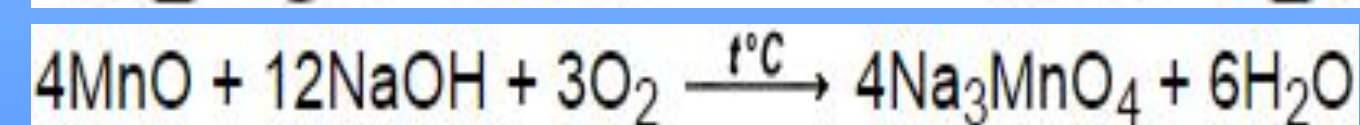
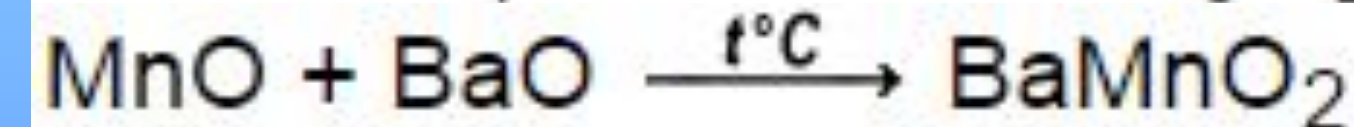
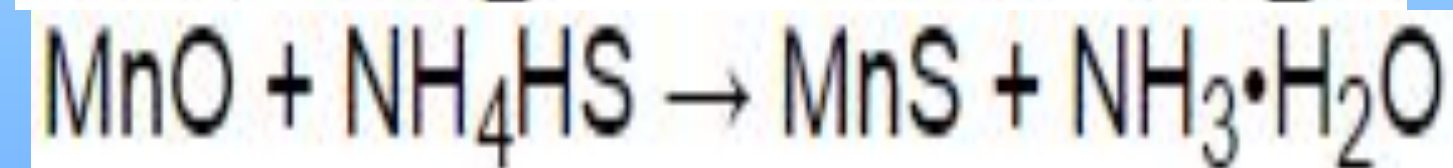
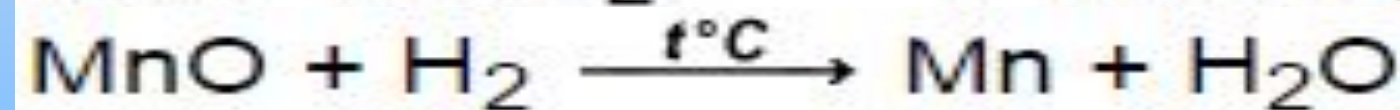
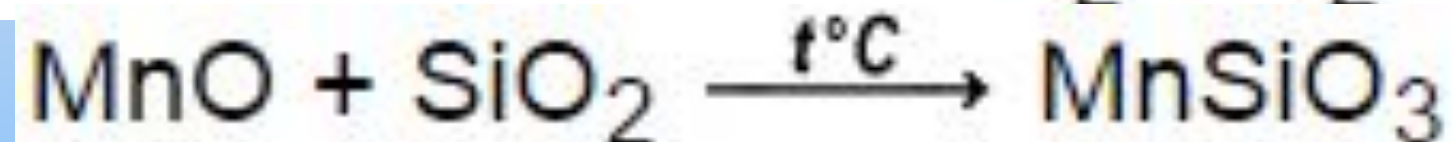
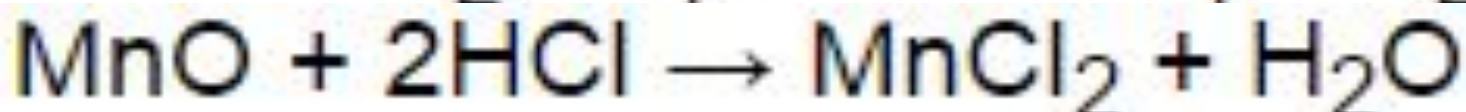
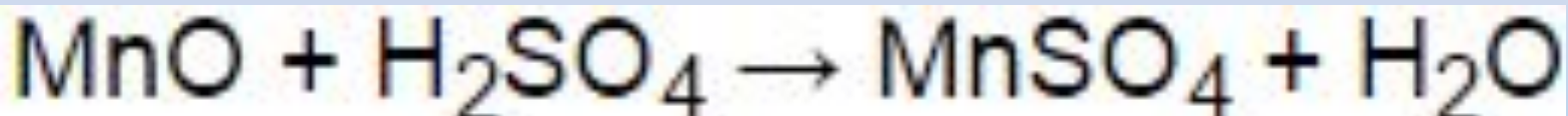




# Получение

- Реакция взаимодействия оксида марганца (IV) и оксида углерода(II) с образованием оксида марганца(II) и оксида углерода(IV). Реакция протекает при комнатной температуре. Катализатором может выступать оксид меди(II).
- Реакция взаимодействия оксида марганца(IV) и оксида углерода(II)
  - $\text{MnO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{MnO} + \text{CO}_2$

# Химические свойства



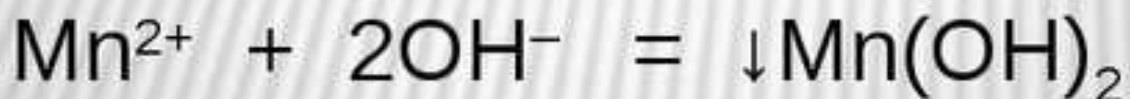
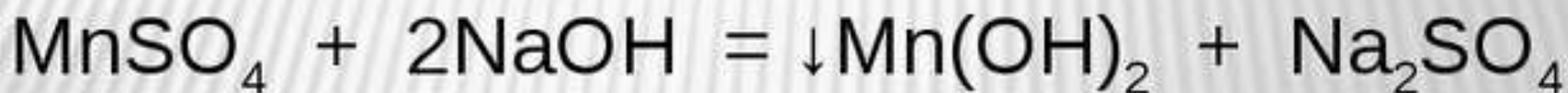
## Гидроксид марганца (II)



Гидроксид марганца(II) — студнеобразный светло-розовый осадок. Нерастворим в воде.

### Получение.

Гидроксид марганца (II) получают при действии раствора щелочи на растворы солей  $\text{Mn}^{2+}$



# Химические свойства

- Гидроксид марганца (II) обладает основными свойствами. Перечислите свойства характерные для оснований  
Составьте уравнения реакций гидрооксида марганца (II) с оксидом серы (VI), соляной кислотой:
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 = \text{MnSO}_4$
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

# Химические свойства

- Реакция термического разложения гидроксида марганца(II) с образованием оксида марганца(II) и воды. Реакция протекает при температуре 220-800°C, в атмосфере азота
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$

# Химические свойства

- Реакция взаимодействия гидроксида марганца(II) и пероксида водорода
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Реакция взаимодействия гидроксида марганца(II) кислорода и воды
- $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}(\text{OH})_4$

# Химические свойства

- Реакция взаимодействия гидроксида марганца(II) и кислорода



# Оксид марганца(III)

- Оксид марганца(III) — неорганическое соединение, оксид металла марганца с формулой  $Mn_2O_3$ , коричнево-чёрные кристаллы, не растворимые в воде.







# Получение



- В природе встречаются минералы браунит, курнакит и биксбиит — оксид марганца с различными примесями.
- Окисление оксида марганца(II):
- $4 \text{MnO} + \text{O}_2 = 2\text{Mn}_2\text{O}_3$
- Восстановление оксида марганца(IV):
- $2\text{MnO}_2 + \text{H}_2 = \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$

# Химические свойства

- Разлагается при нагревании:
- $6\text{Mn}_2\text{O}_3 \longrightarrow 4\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2 (t=950-1100)$
- Восстанавливается водородом:
- $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 = 2\text{MnO} + \text{H}_2\text{O} (t=300)$
- При растворении в кислотах — диспропорционирует:
- $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- При сплавлении с оксидами металлов образует соли манганиты:
- $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{ZnO} = \text{ZnMn}_2\text{O}_4$

# Гидроксид марганца (III) –

- $\text{Mn}(\text{OH})_3$  – гидроксид  $\text{Mn}^{3+}$ -амфотерное соединение, с преобладанием основных свойств:
- $\text{Mn}(\text{OH})_3 \leftrightarrow \text{HMnO}_2$



# Оксид марганца(IV)

- Оксид марганца(IV) (диоксид марганца)  $MnO_2$  — порошок тёмно-коричневого цвета, нерастворимый в воде. Наиболее устойчивое соединение марганца, широко распространённое в земной коре (минерал пиролюзит), обладает амфотерными свойствами, с преобладанием кислотных свойств



# Получение

- В лабораторных условиях получают термическим разложением перманганата калия
- $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2\uparrow$
- Также можно получить реакцией перманганата калия с пероксидом водорода.  
 $2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{O}_2$
- При температуре выше  $100^\circ\text{C}$  перманганат калия восстанавливается водородом:
- $2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
Получение диоксида марганца  $t^\circ$  опыт

# Химические свойства

- Химические свойства диоксида марганца Диоксид марганца проявляет амфотерные свойства и поэтому сплавляется с щелочами, образуя манганиты, если реакция проводится без доступа воздуха:
  - $\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Если реакция проводится в присутствии кислорода воздуха, который играет роль окислителя, то образуется манганат:
  - $2\text{MnO}_2 + 4\text{KOH} + \text{O}_2 = 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$Полученный манганат самопроизвольно разлагается и образует перманганат калия и оксид марганца(IV):
  - $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$

# Химические свойства

- При взаимодействии  $\text{MnO}_2$  с концентрированной серной кислотой образуется сульфат марганца  $\text{MnSO}_4$  и выделяется кислород:
- $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- Взаимодействие  $\text{MnO}_2$  с более сильными окислителями приводит к образованию соединений марганца (VI) и (VII), например при сплавлении с хлоратом калия образуется манганат калия:
- $3\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + 6\text{KOH} = 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
- а при действии диоксида полония в присутствии азотной кислоты – марганцевая кислота:
- $2\text{MnO}_2 + 3\text{PoO}_2 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{HMnO}_4 + 3\text{Po}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

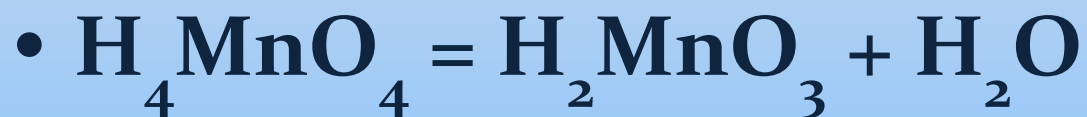
# Гидроксид марганца (IV)

- $\text{Mn}(\text{OH})_4$  проявляет амфотерные свойства
  - Получение
- На воздухе  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  окисляется, превращаясь в гидроксид марганца (IV)  $\text{Mn}(\text{OH})_4$  бурого цвета:
- $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mn}(\text{OH})_4$



# Химические свойства

- Легко теряет воду с образованием марганцевистой кислоты:



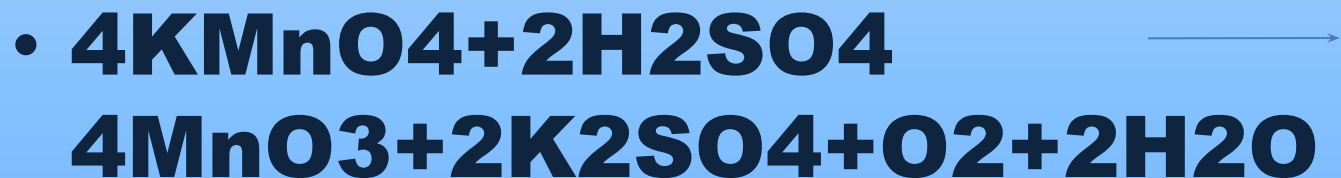
# Оксид марганца(VI).

- Оксид марганца(VI) — неорганическое соединение, оксид металла марганца с формулой  $MnO_3$ , тёмно-красное аморфное вещество, реагирует с водой



# Получение

- Образуется при конденсации фиолетовых паров, выделяемых при нагревании раствора перманганата калия в серной кислоте:



# Физические свойства

- Оксид марганца(VI) образует тёмно-красное аморфное вещество.



# Химические свойства

- Разлагается при нагревании:
- $2\text{MnO}_3 \longrightarrow 2\text{MnO}_2 + \text{O}_2 (t=50)$
- Реагирует с водой:
- $3\text{MnO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2$
- С щелочами образует соли — манганаты:
- $\text{MnO}_3 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

# Марганцовистая кислота

- Марганцовистая кислота — слабая двуосновная неорганическая кислота, имеет химическую формулу  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ . В чистом виде не получена.

# Оксид марганца (VII)

- Оксид марганца (VII)  $Mn_2O_7$  — зеленовато-бурая или красная маслянистая жидкость с металлическим блеском, неустойчив при комнатной температуре; сильный окислитель, при соприкосновении с горючими веществами воспламеняет их, возможно со взрывом. Высокотоксичен, сильнейший окислитель. **Кислотный**



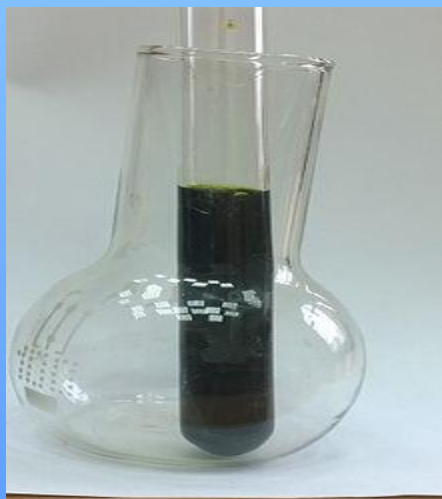
# Физические свойства

- Температура плавления —  $5,9\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Разлагается со взрывом выше  $55\text{ }^{\circ}\text{C}$  или при контакте с органическими веществами.
- В проходящем свете имеет красную окраску, в отражённом — зелёную. Образует кристаллы тёмно-зелёного цвета.
- Молекулы состоят из пары тетраэдров с атомами кислорода в вершинах и атомами марганца в центрах. Сходная структура наблюдается у оксида хлора(VII), оксида технеция(VII) и оксида рения(VII).



# Получение

- Получить оксид марганца(VII)  $Mn_2O_7$  можно действием холодной концентрированной серной кислоты на перманганат калия:  
 **$2KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$**



Раствор в серной  
кислоте.

# Химические свойства

- Полученный оксид марганца(VII) неустойчив и разлагается на оксид марганца(IV) и кислород:
- $2\text{Mn}_2\text{O}_7 \longrightarrow 4\text{MnO}_2 + 3\text{O}_2 \uparrow$
- Одновременно выделяется озон:
- $\text{Mn}_2\text{O}_7 \longrightarrow 2\text{MnO}_2 + \text{O}_3 \uparrow$

# Химические свойства

- **Взаимодействие с водой**
- Оксид марганца(VII) взаимодействует с водой, образуя марганцовую кислоту:
- $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HMnO}_4$
- **Взаимодействие с кислотами**
- Растворяется в серной кислоте, образуя гидросульфат триоксимарганца, более устойчивый при комнатной температуре:
- $\text{Mn}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2[\text{MnO}_3]^\oplus[\text{HSO}_4]^- + \text{H}_2\text{O}$

# Марганцовая кислота

- Марганцовая кислота — сильная, нестабильная, неорганическая кислота фиолетово-красного цвета с химической формулой  $\text{HMnO}_4$ . В чистом виде не выделена, существует в виде раствора.



**Марганцовая** кислота в чашке  
Петри

# Физические свойства

- Марганцовая кислота не выделена в свободном виде. Максимальная концентрация в водном растворе составляет 20 %. Растворы марганцовой кислоты имеют фиолетовую окраску. При температуре ниже 20 °С образует кристаллогидрат



# Получение

- Раствор марганцовой кислоты чаще всего получают путём реакции разбавленной серной кислоты с раствором перманганата бария, нерастворимый осадок сульфата бария удаляется путём фильтрации:



# Получение

- Марганцовая кислота может быть получена взаимодействием оксида марганца(VII) с водой на холоде:
- **$Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HMnO_4$**

# Химические свойства

- Марганцовая кислота в растворе медленно разлагается, при этом выделяется кислород и выпадает осадок диоксида марганца:





# Химические свойства

- Проявляет общие для сильных кислот свойства, например вступает в реакции нейтрализации с сильными и слабыми основаниями:
- $\text{HMnO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{HMnO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

# Выполнение работы

- **Цель работы:** изучить основные свойства соединений марганца .
- **Приборы и реактивы.** Фарфоровый тигель, стеклянная палочка, фильтровальная бумага. Едкий натр, нитрит калия(натрия). Перманганат калия, сульфит натрия, висмутат натрия, оксид марганца (II), сульфат марганца (II), сульфат железа (II), лакмусовая бумага, сероводородная вода. Растворы: едкого натра 2н., соляной кислоты 2н., серной кислоты 2н.. азотной кислоты 2н., сульфида аммония 0,5н., иодида калия 0,1н., пероксида водорода 10%-ный, гексацианноферата (II) калия 0,1н., перманганата калия 0,5 н.

# Опыт № 1.

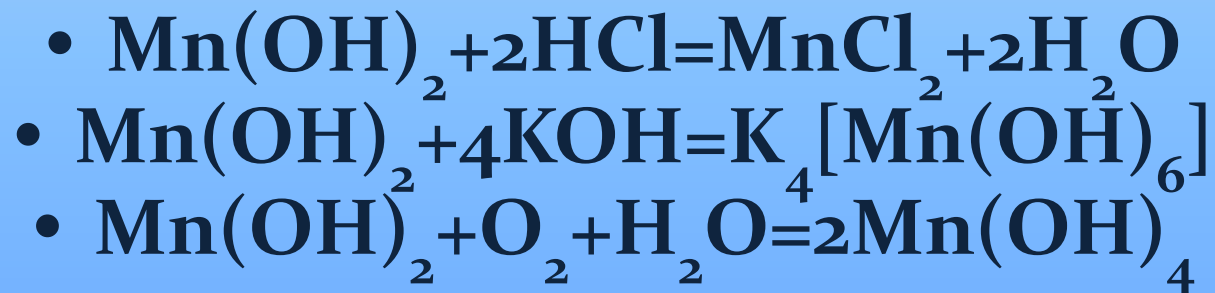
- Получение гидроксида марганца (II) и его окисление.
- В пробирку налили раствор соли марганца и прилили 5-6 капель раствора едкого натрия. Выпал белый осадок гидроксида марганца. В пробирку добавили бромной воды. Выпал черный осадок оксида марганца (IV).
- $\text{MnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Mn(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\text{MnO} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + 2\text{HBr}$

## Опыт №2.

- Оксид марганца (IV), его получение и свойства.
- В три пробирки налили по 3-5 капель раствора соли марганца (II) и по 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Выпал белый осадок гидроксида марганца.
- $\text{MnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Mn(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

## Опыт 2

- В одной пробирке осадок перемешали стеклянной палочкой и оставили стоять на некоторое время. Во вторую прилили 2 н. раствора соляной кислоты, в третью – 2 н. раствора щелочи. В обеих пробирках осадок растворился. Следовательно оксид марганца (IV) обладает амфотерными свойствами. В первой пробирке осадок стал бурого цвета.



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

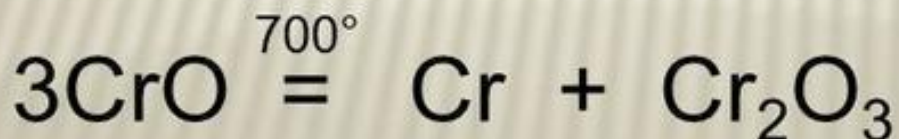
# Соединения хрома (II)

**CrO** Оксид хрома (II) – кристаллы черного цвета, имеет *основный характер*

При осторожном нагревании гидроксида хрома (II) в отсутствие кислорода получают оксид хрома (II). Составьте уравнение реакции.



При более высоких температурах оксид хрома (II) диспропорционирует:



# Оксид хрома(III)..

- Эсколаит. Темно-зеленый, тугоплавкий, термически устойчивый





# Физические свойства

- Состояние

твёрдый тугоплавкий порошок зелёного цвета

- Молярная масса 152 г/моль

- Плотность 5,21 г/см<sup>3</sup>

- Термические свойства

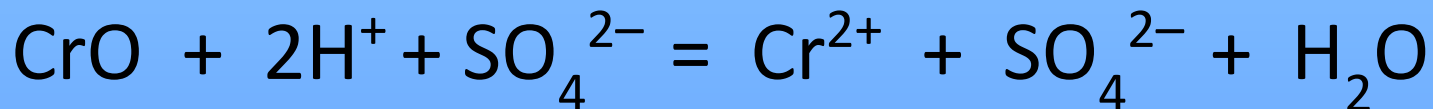
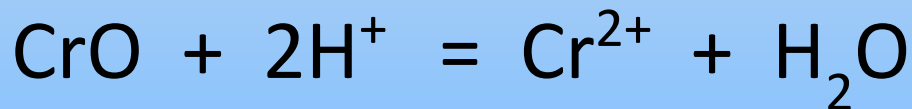
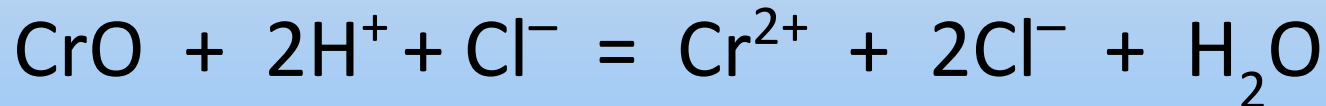
- Т. плав. 2435 °С

- Т. кип. 4000 °С



# Химические свойства

Составьте уравнение реакции оксида хрома (II) с соляной и серной кислотами. Рассмотрите реакции с точки зрения



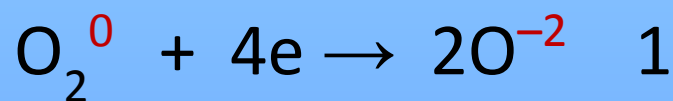
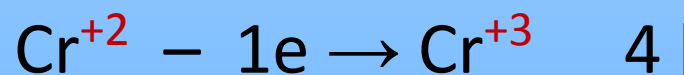
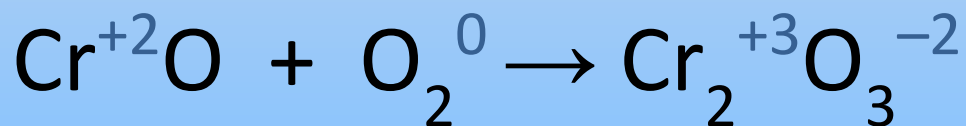
Оксид хрома (II) – сильный **ВОССТАНОВИТЕЛЬ**.

Кислородом воздуха окисляется до оксида хрома (III)

Составьте уравнение реакции.

Рассмотрите данную реакцию

как окислительно-восстановительную.



CrO (за счет  $\text{Cr}^{+2}$ ) – восстановитель, процесс окисления

$\text{O}_2$  – окислитель, процесс восстановления

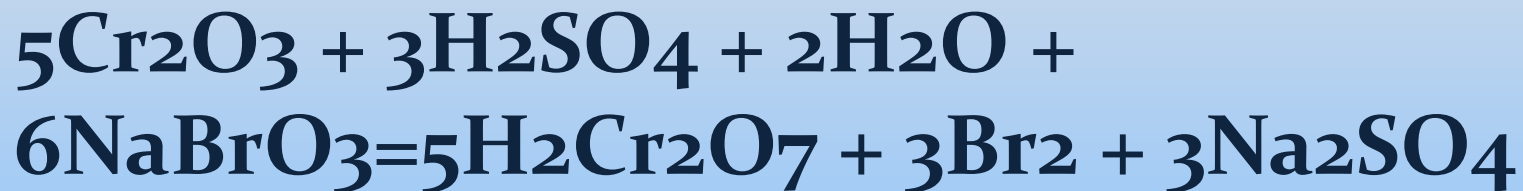


# Химические свойства:

- Реагирует со щелочами при высокой температуре:
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
(400-500°C) Реагирует с дисульфатом калия:
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$
- Окисляется кислородом:
- $2\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 = 4\text{CrO}_2$  (черн.) [400°C, p]
- Реагирует с графитом и хлором:
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{C} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{CO}$

# Химические свойства

- Реагирует с сильными окислителями:



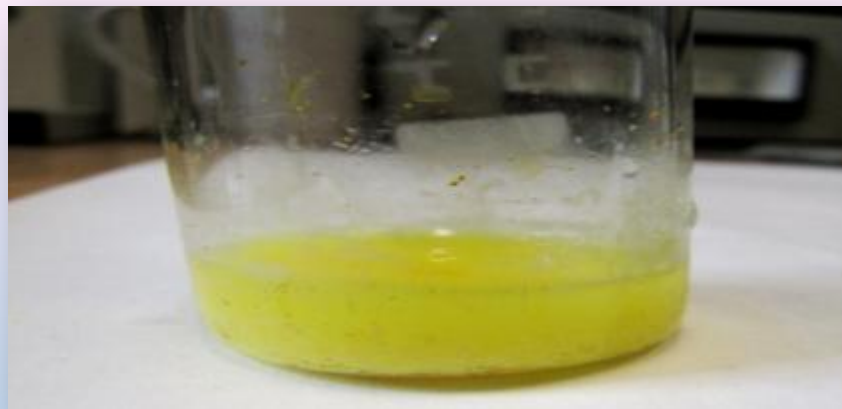
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + 2\text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + 2\text{CO}_2$  ( $t=500-700^\circ\text{C}$ )

- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{NaNO}_3 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{CO}_2$  ( $t=400-600^\circ\text{C}$ )

# Методы получения:

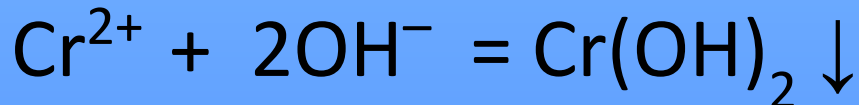
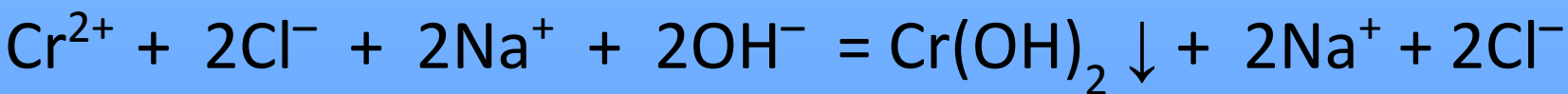
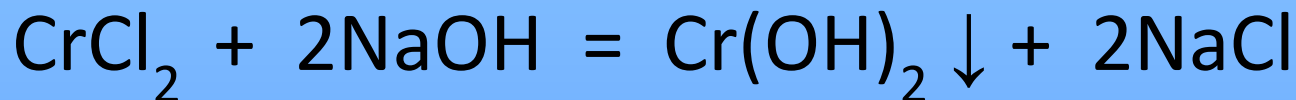
- $2\text{Cr} + \text{KClO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KCl}$  (500-700°C)  
 $2\text{Cr}(\text{OH})_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $8\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 8\text{Cr}_2\text{O}_3 + 8\text{K}_2\text{CO}_3 + 4\text{CO}_2 + 11\text{H}_2\text{O}$  (120-450°C)

## Гидроксид хрома (II)



Гидроксид хрома (II) получают в виде желтого осадка действием растворов щелочей на соли хрома (II) *без доступа воздуха*.

Составьте уравнение реакции получения гидроксида хрома (II) действием гидроксида натрия на хлорид хрома (II). Рассмотрите реакцию с точки зрения ТЭД.



# Химические свойства:

Гидроксид хрома (II) обладает основными свойствами.

- Реагирует с кислотами



Окисляется кислородом в виде суспензии:

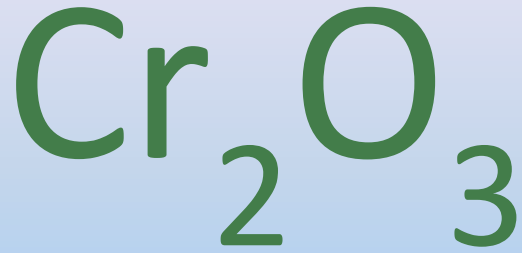


Реагирует с уксусной кислотой:





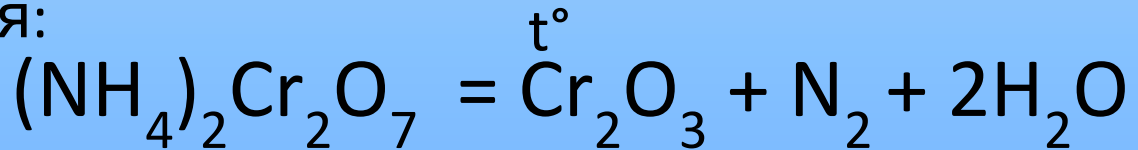
# Соединения хрома (III)



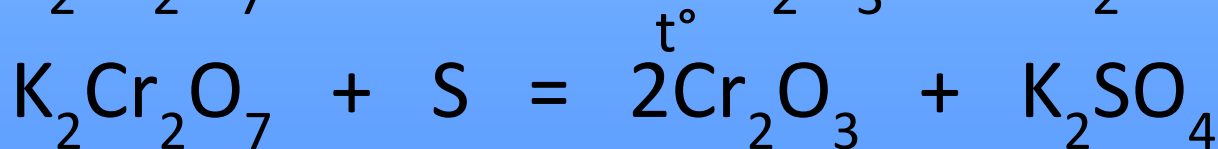
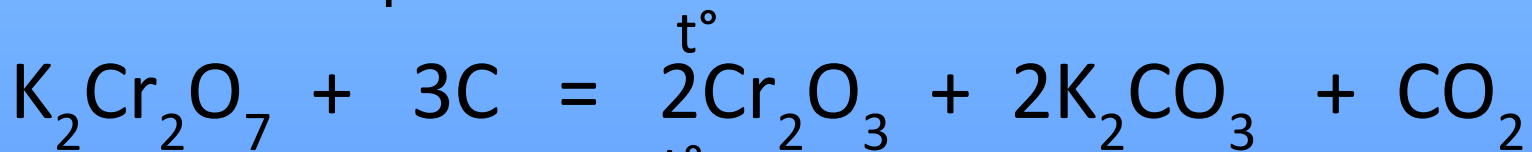
Оксид хрома (III) – тугоплавкий порошок темно-зеленого цвета.

## Получение.

В лабораторных условиях термическим разложением дихромата аммония:



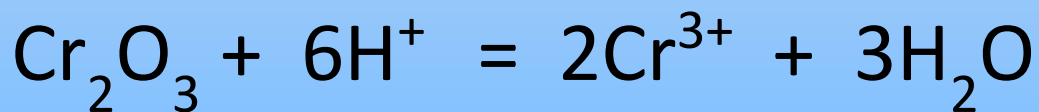
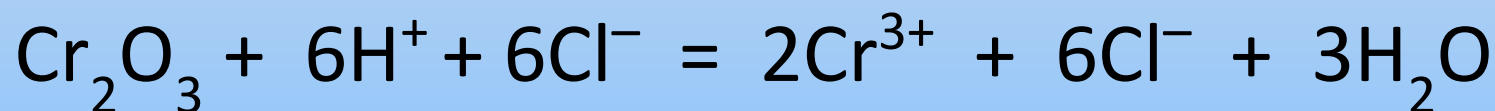
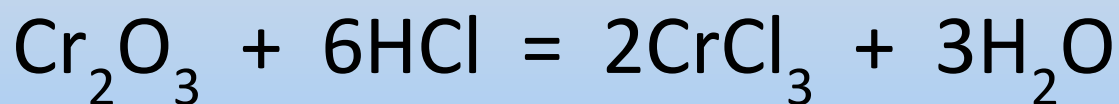
В промышленности восстановлением дихромата калия коксом или серой:



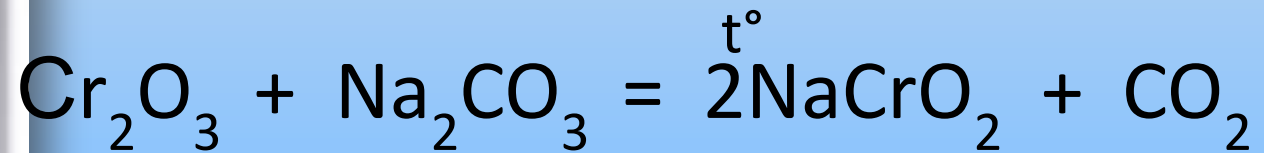
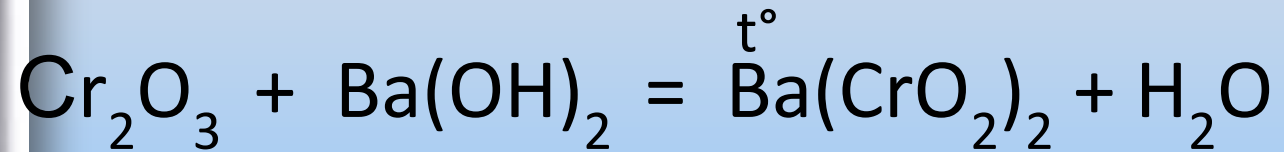
Оксид хрома (III) обладает **амфотерными** свойствами

При взаимодействии с кислотами образуются соли хрома (III):

Составьте уравнение реакции оксида хрома (III) с соляной кислотой. Рассмотрите реакцию с точки зрения ТЕД.



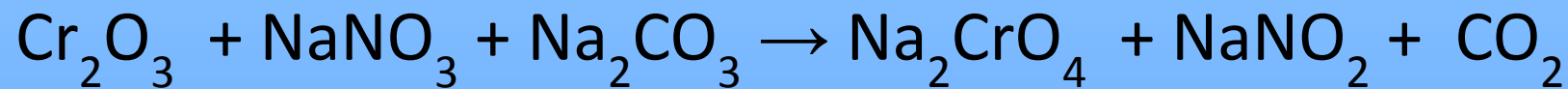
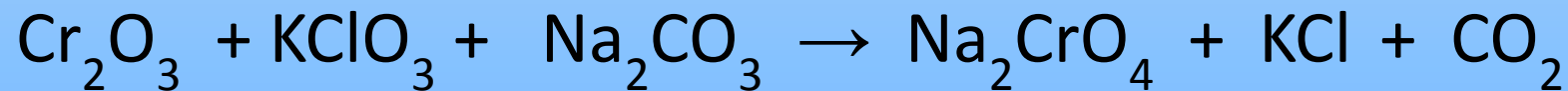
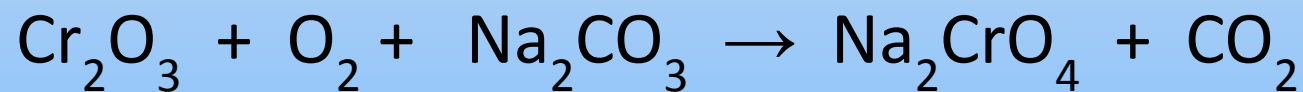
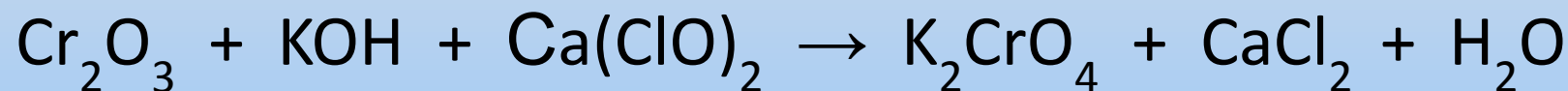
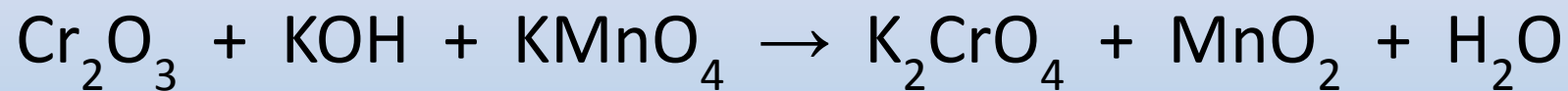
При сплавлении оксида хрома (III) с оксидами, гидроксидами и карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов образуются хроматы (III) (хромиты):



Оксид хрома (III) нерастворим в воде.



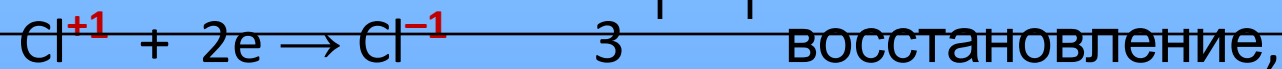
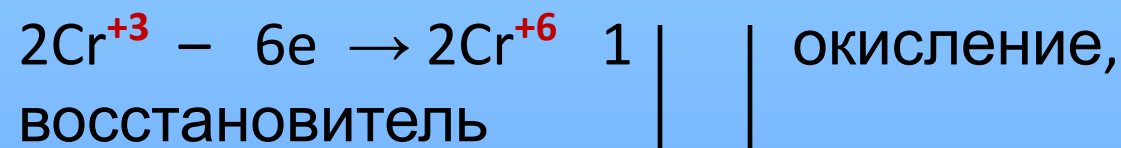
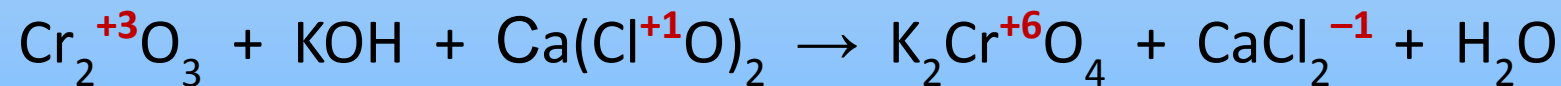
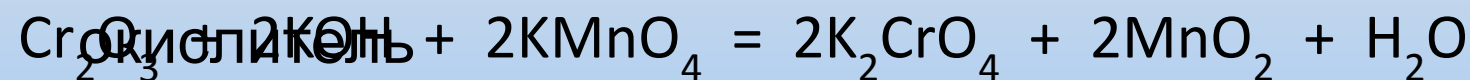
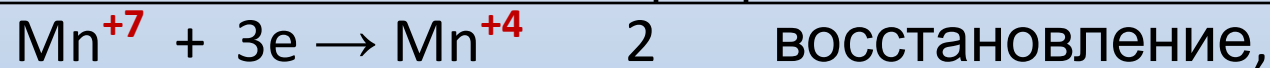
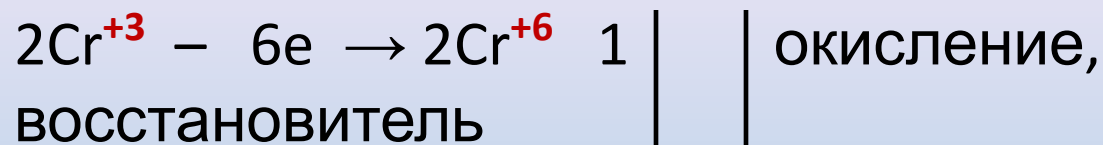
В окислительно-восстановительных реакциях оксид хрома (III) ведет себя как восстановитель:



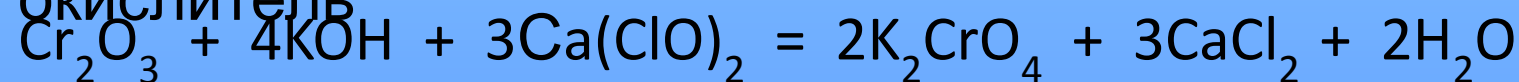
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные  
Расставьте коэффициенты.

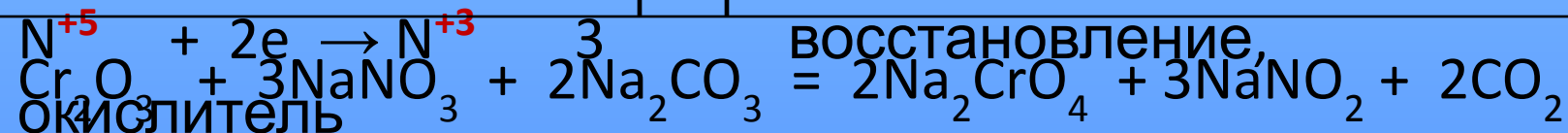
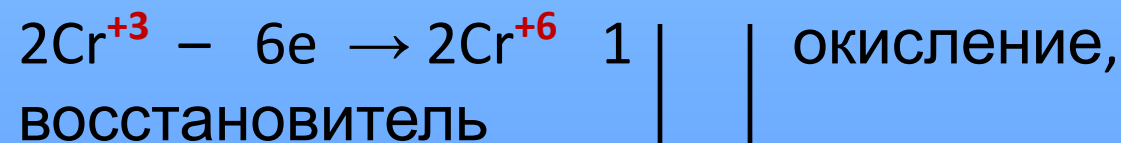
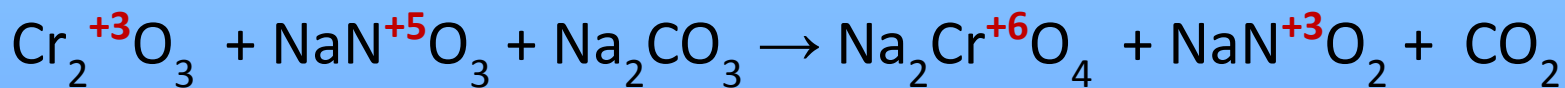
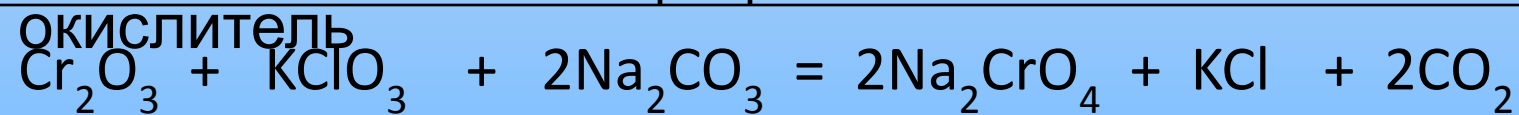
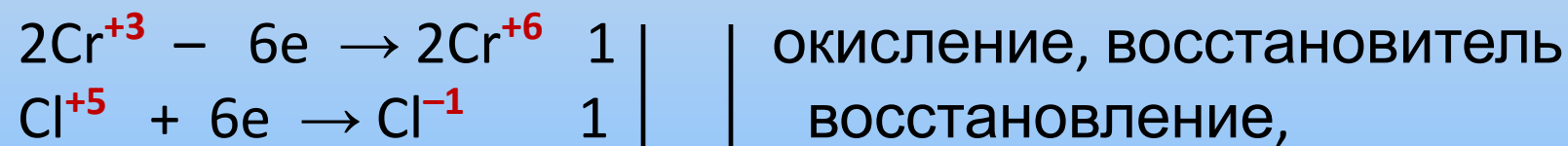
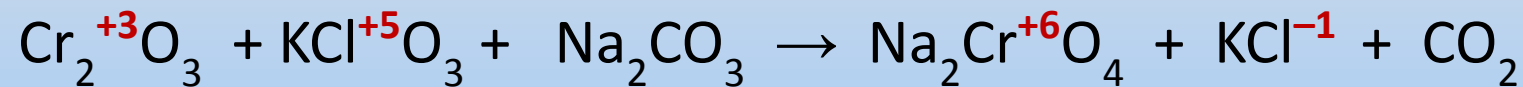
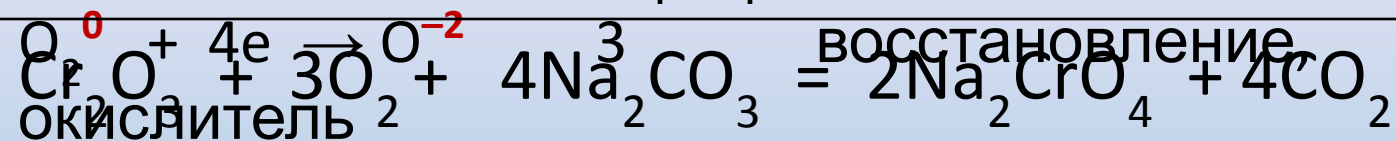
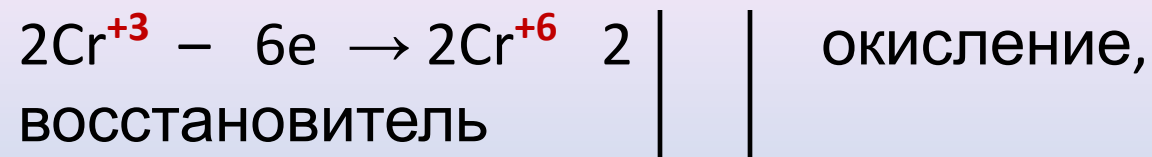
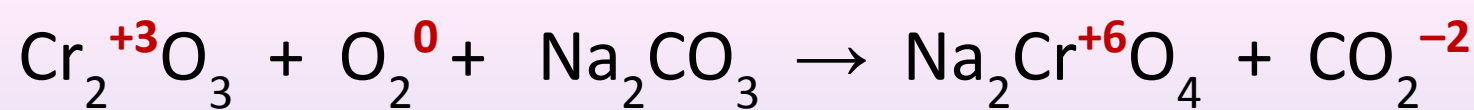
# Физкультминутка





окислитель





# Применение

- основной пигмент для зелёной краски
- абразив — компонент полировальных паст (например ГОИ)
- катализатор в ряде органических реакций
- компонент шихт для получения шпинелей и искусственных драгоценных камней
- компонент термитных смесей и других реакций СВС
- компонент ТРТ
- компонент магнезиальных огнеупоров



# Гидроксид хрома (III)

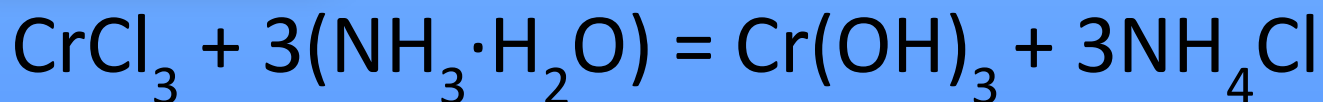


Получают **гидроксид хрома (III)** действием растворов щелочей или аммиака на растворы солей хрома (III).

## *Лабораторный опыт № 1*

К раствору хлорида хрома (III) прилейте раствор аммиака. Что наблюдаете?

Составьте уравнение реакции получения  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  действием раствора аммиака на хлорид хрома (III):



# Химические свойства:

Гидроксид хрома (III) обладает амфотерными свойствами •

- Реагирует с разбавленными кислотами:  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Реагирует с плавиковой кислотой:
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HF}_3 = \text{CrF}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Реагирует с концентрированными растворами щелочей:
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
- Окисление пероксидом водорода в щелочной среде:
- $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 4\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

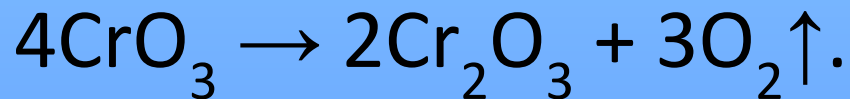
Оксид хрома (VI)  $\text{CrO}_3$  — хромовый ангидрид, представляет собой темно-красные игольчатые кристаллы.



Получают  $\text{CrO}_3$  действием избытка концентрированной серной кислоты на насыщенный водный раствор дихромата натрия:



При нагревании выше  $250^\circ\text{C}$  разлагается:



Оксид хрома (VI) очень ядовит.

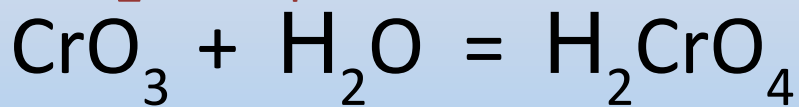




## $\text{CrO}_3$ — кислотный оксид.

При растворении в воде образует кислоты.

С избытком воды образуется хромовая кислота  $\text{H}_2\text{CrO}_4$

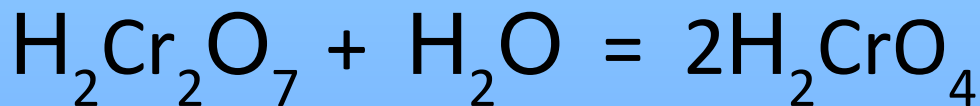


При большой концентрации  $\text{CrO}_3$  образуется дихромовая

кислота  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



которая при разбавлении переходит в хромовую кислоту:

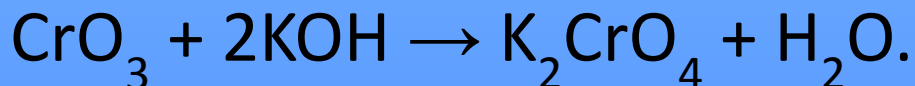


Эти кислоты – неустойчивые. Существуют только в растворе.

Между ними в растворе устанавливается равновесие

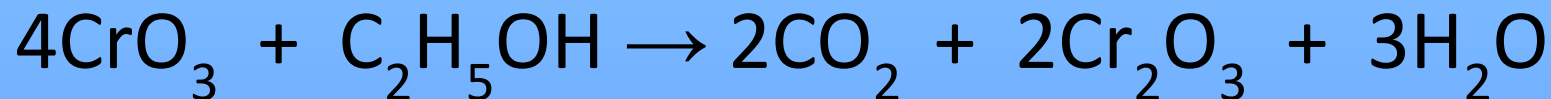
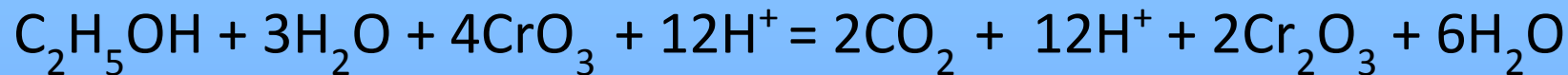
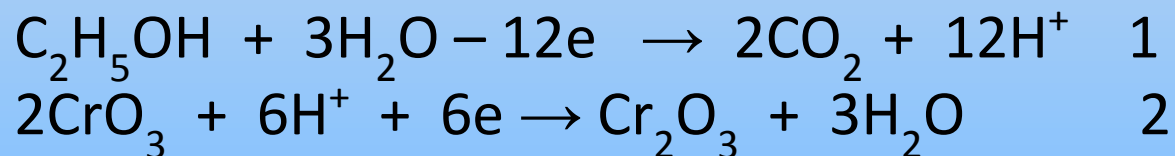
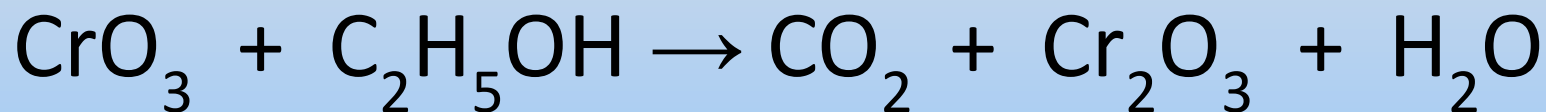


При взаимодействии  $\text{CrO}_3$  со щелочами образуются **хроматы**



## CrO<sub>3</sub> является сильным окислителем

Например этанол, ацетон и многие другие органические вещества самовоспламеняются или даже взрываются при контакте с ним.



Окисляет йод, серу, фосфор, уголь.



# Применение

- Используется для получения хрома электролизом, электролитического хромирования; хроматирования оцинкованных деталей, в качестве сильного окислителя, изредка в пиросоствах.
- Применяют также, как окислитель в органической химии (в производстве изатина, индиго и т. д.).
- В смеси с кизельгуром применяется для очистки ацетилен под названием «эпурит».
- Растворы хромового ангидрида (или, чаще, дихромата калия) в серной кислоте широко используются в лабораторной практике для очистки посуды от органических загрязнений (хромовая смесь).

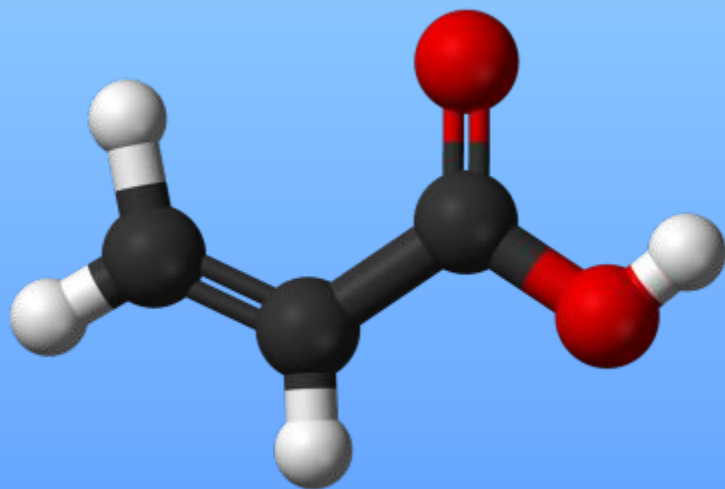
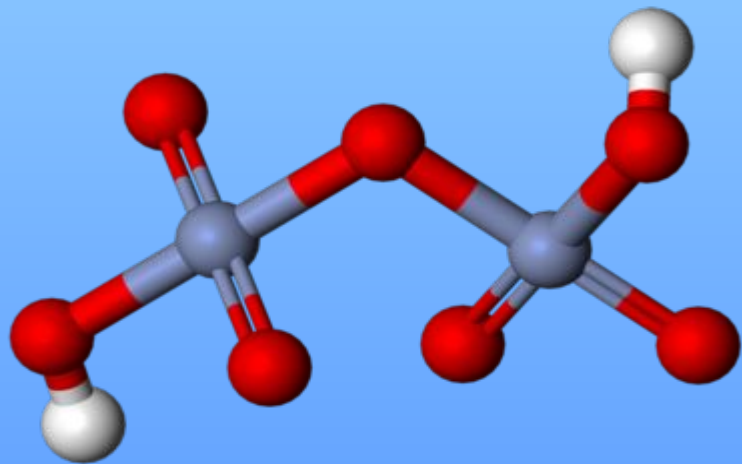
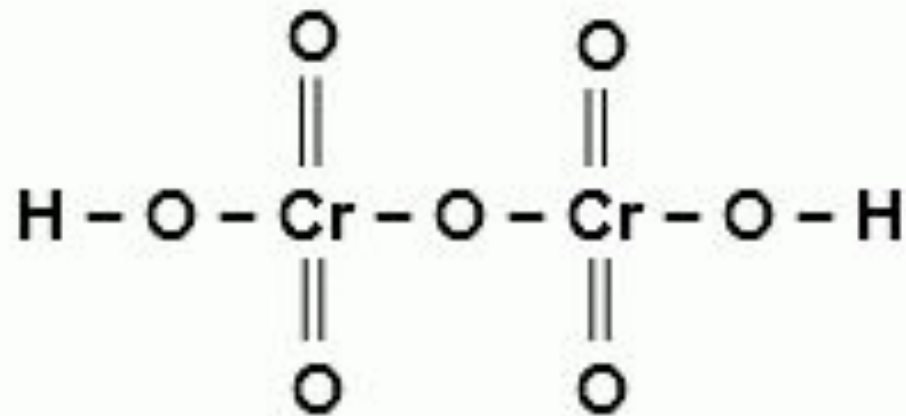
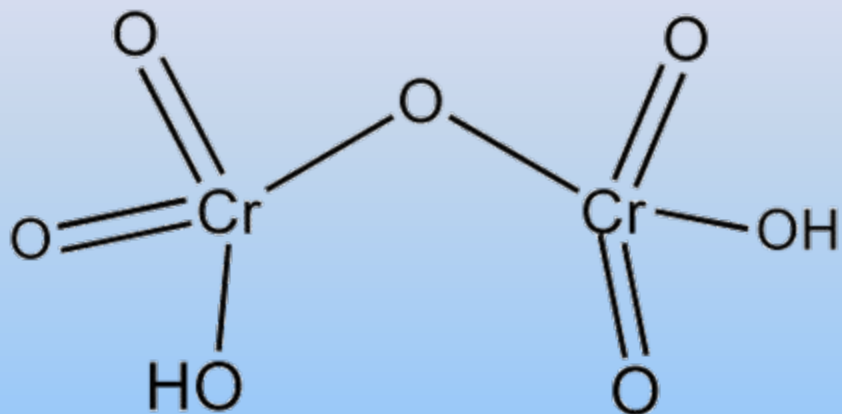


Оксид хрома(VI) очень ядовит и канцерогенен,  
как и многие другие  
соединения шестивалентного хрома. Летальная  
доза для человека при попадании *внутрь* 0,08  
г/кг.

*Токсичность*



Оксиду хрома (VI) соответствуют две кислоты – хромовая  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  и дихромовая  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$







**Хромовая кислота** — кристаллическое вещество красного цвета; выделена в свободном состоянии при охлаждении насыщенных водных растворов  $\text{CrO}_3$ ; хромовая кислота — электролит средней силы. Изополихромовые кислоты существуют в водных растворах, окрашенных в красный цвет



В ряду гидроксидов хрома различных степеней окисления



закономерно происходит ослабление основных свойств и усиление кислотных. Такое изменение свойств обусловлено увеличением степени окисления и уменьшением ионных радиусов хрома. В этом же ряду последовательно усиливаются окислительные свойства.

Соединения Cr (II) — сильные восстановители, легко окисляются, превращаясь в соединения хрома (III).

Соединения хрома(VI) — сильные окислители, легко восстанавливаются в соединения хрома (III).

Соединения хрома (III), могут при взаимодействии с сильными восстановителями проявлять окислительные свойства, переходя в соединения хрома (II), а при взаимодействии с сильными окислителями проявлять восстановительные свойства, превращаясь в соединения хрома (VI).

# Соединения хрома

Степень окисления хрома	+2	+3	+6
Оксид	CrO	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CrO <sub>3</sub>
Гидроксид	Cr(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>

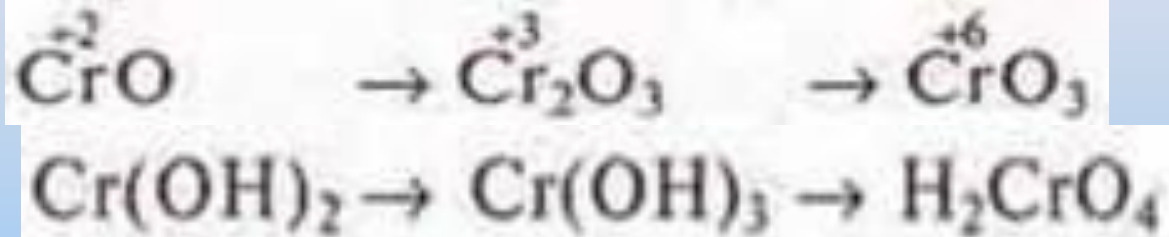
Кислотные и окислительные свойства возрастают

Основные и восстановительные свойства возрастают

# Вывод

- Переходные металлы **d**-элементы образуют несколько оксидов и гидроксидов. В зависимости от изменения С.О. и радиуса иона в данных соединениях свойства изменяются. При увеличении С.О. радиус иона уменьшается, ослабевают основные свойства, нарастают кислотно-основные, а затем кислотные как у оксидов, так и у гидроксидов.

# Закрепление



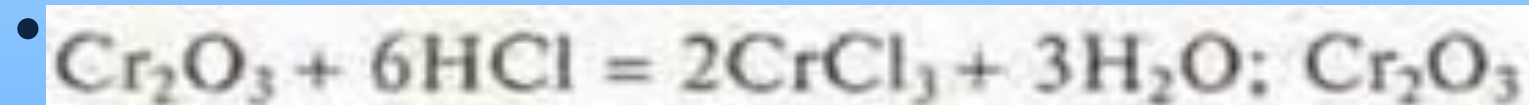
**1) Что происходит со С.О.?**

**Ответ: С.О. возрастает.**

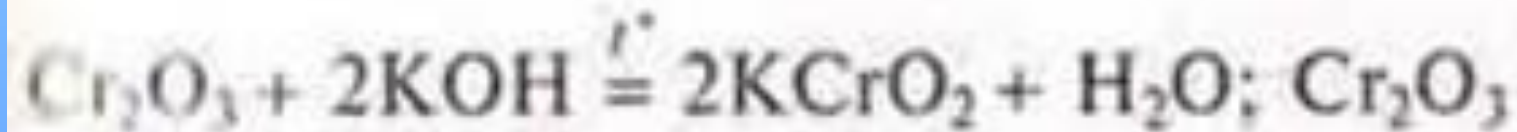


# Задание:

- Составить формулу оксида и гидроксида хрома (III). Уравнениями реакций подтвердить их амфотерность.
- Ответ:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  — оксид хрома (III).



основной оксид взаимодействия с кислотой.



кислотный оксид взаимодействия с щелочью.

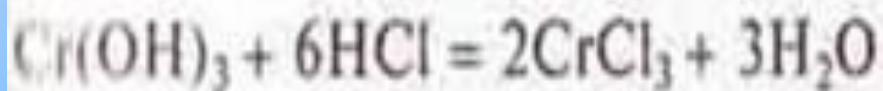
# Закрепления

- **2)** Как вы думаете, а радиус иона как изменяется?
- Ответ: радиус иона хрома с увеличением С.О. уменьшается.
- **3)** Как эти изменения сказываются на свойствах соединения?
- Ответ: происходит изменение свойств оксидов и гидроксидов от основного, через амфотерный к кислотным.

# Задание

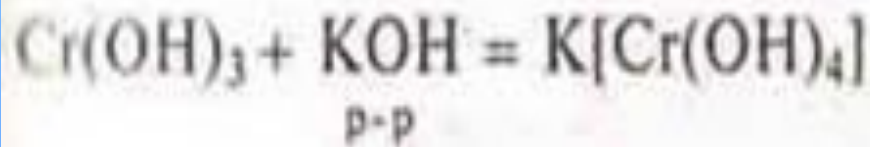


- — гидроксид хрома (III).
- **Cr(OH)<sub>3</sub>**



— осадок исчезает.

Гидроксид хрома — основание, взаимодействует с кислотой.

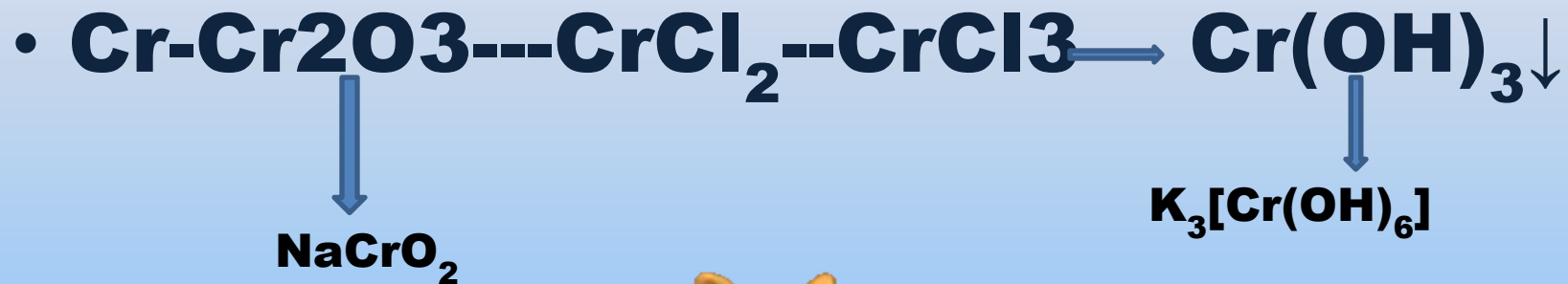


— осадок исчезает.

Гидроксид хрома проявляет кислотные свойства, т. к. взаимодействует с растворами щелочи.



# Осуществи превращения

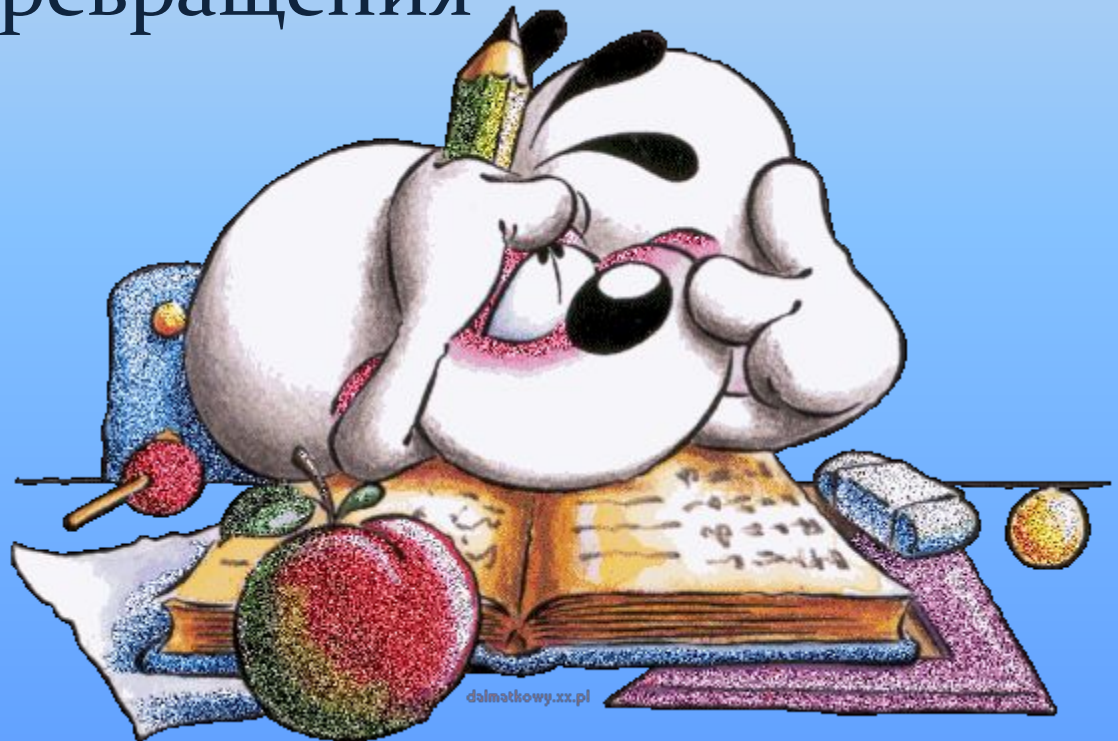


# ОТВЕТ

- $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{-t, ^\circ\text{C}} 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $4\text{CrCl}_2 + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{CrCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH}(\text{водн.}) = \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
- 1)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{C} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CrCl}_3 + 3\text{CO}$   
порядка 700-900 темп.
- 2)  $2\text{CrCl}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CrCl}_2 + 2\text{HCl}$  400-500 темп.

# Домашнее задание

- Параграф 34
- Генетический ряд марганца составь и осуществи превращения



# Спасибо за урок!

