



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
Оксид марганца(II)	MnO	1780 °C	3127 °C	зелёный
Оксид марганца(II,III)	Mn ₃ O ₄	1590 °C	2627 °C	коричневый
Оксид марганца(II,IV)	Mn ₅ O ₈			
Оксид марганца(III)	Mn ₂ O ₃	940 °C (разл.)		тёмно-коричневый
Оксид марганца(IV)	MnO ₂			бурый
Оксид марганца(VI)	MnO ₃			темно-красный
Оксид марганца(VII)	Mn ₂ O ₇	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	$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_3$	$Mn(OH)_4 \cdot H_2MnO_3$	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)

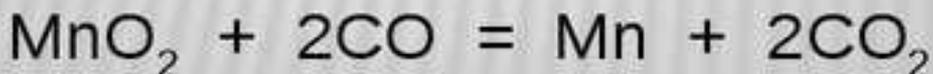
MnO

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

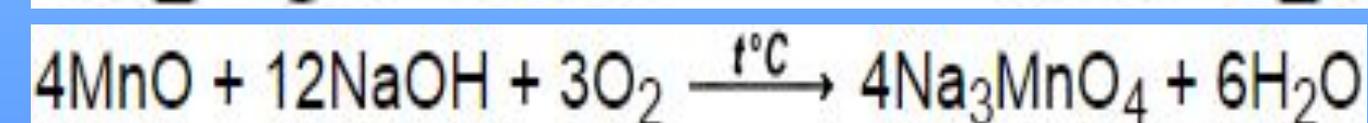
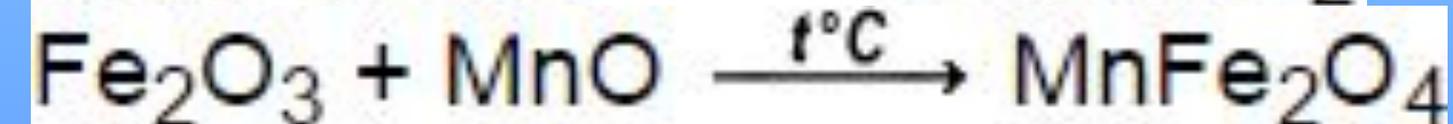
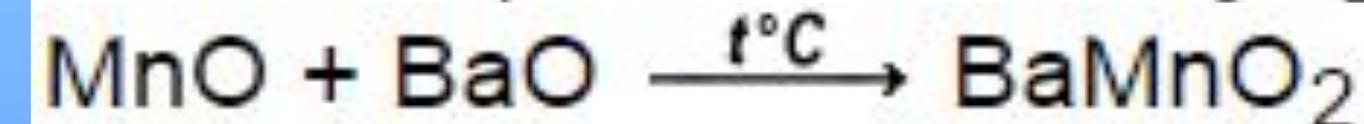
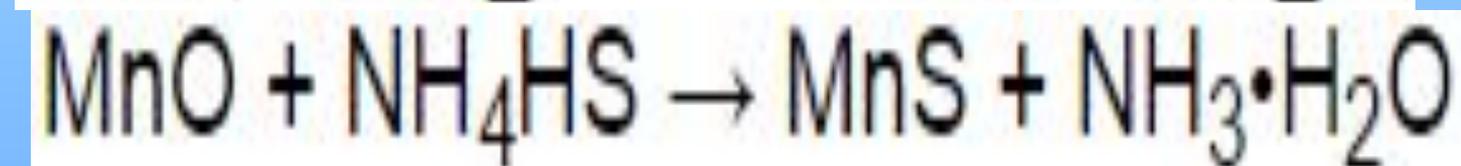
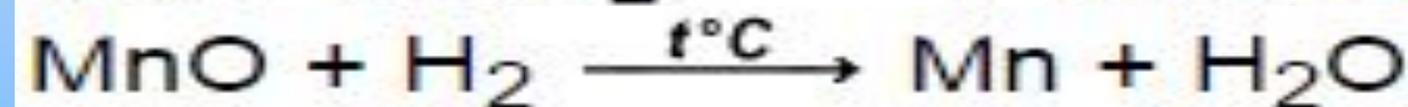
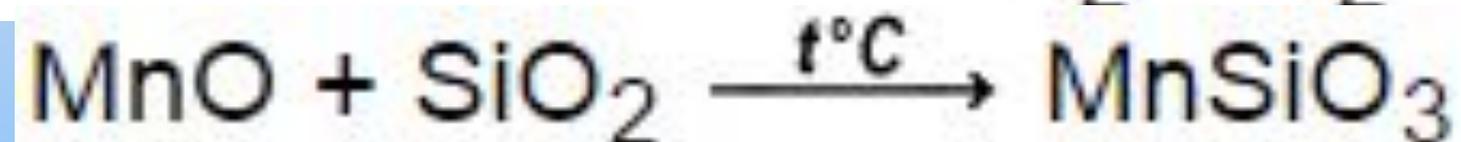
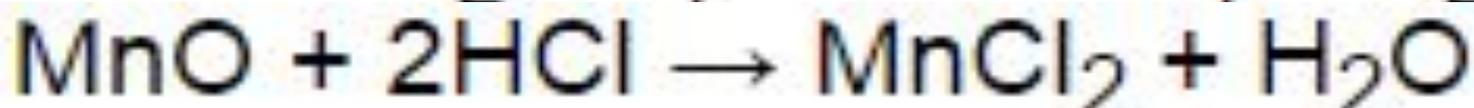
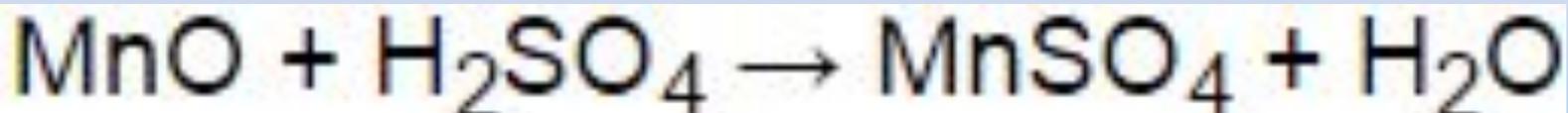
- можно получить восстановлением оксида марганца (IV) в токе водорода:
- $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 = \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$



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



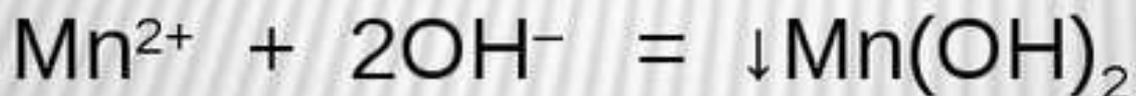
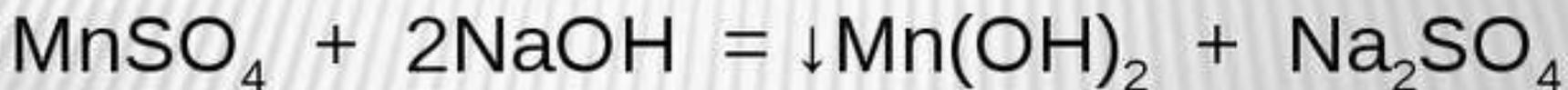
Гидроксид марганца (II)



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

Получение.

Гидроксид марганца (II) получают при действии раствора щелочи на растворы солей 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 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°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° 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

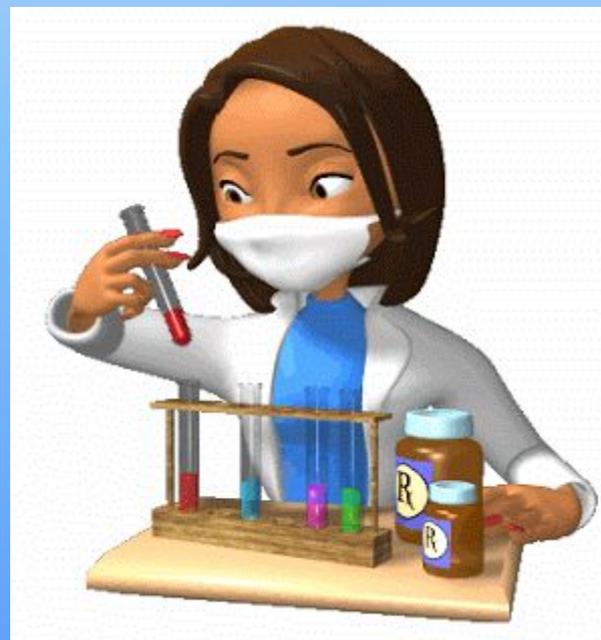
- При взаимодействии MnO_2 с концентрированной серной кислотой образуется сульфат марганца MnSO_4 и выделяется кислород:
- $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- Взаимодействие MnO_2 с более сильными окислителями приводит к образованию 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 H_2MnO_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**

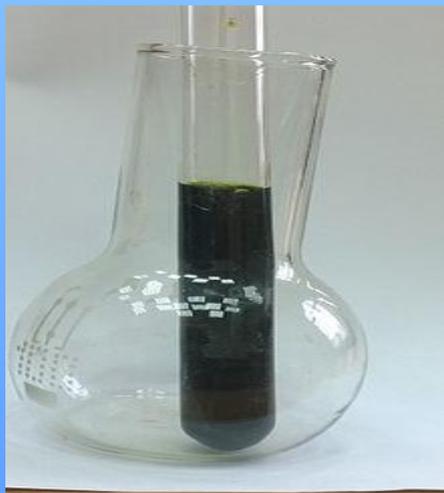


Физические свойства

- 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 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 полочка, 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.

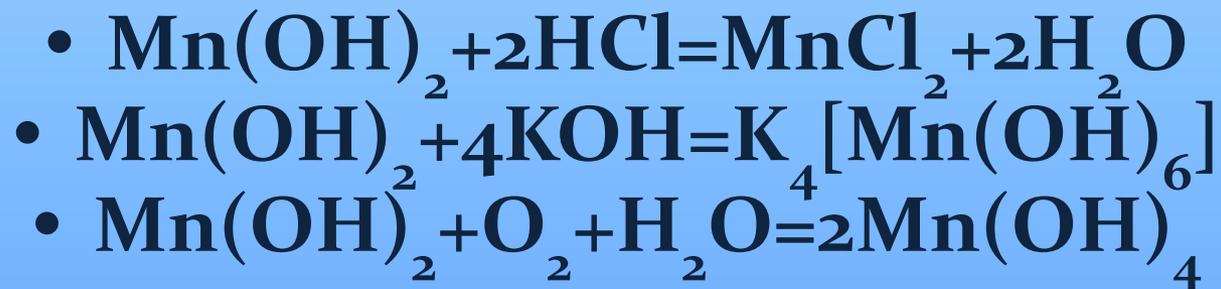
- Получение гидроксида марганца (II) и его окисление.
- В пробирку налили раствор соли марганца и прилили 5-6 капель раствора едкого натрия. Выпал белый осадок гидроксида марганца. В пробирку добавили бромной воды. Выпал черный осадок оксида марганца (IV).
- $\text{MnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Mn(OH)}_2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

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) ₂	Основный	Cr ²⁺ (соли голубого цвета)	Очень сильный восстановитель
+3	Cr ₂ O ₃ (зелёный)	Cr(OH) ₃	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.

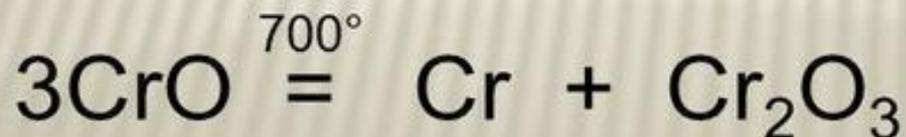
Соединения хрома (II)

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/см³

- Термические свойства

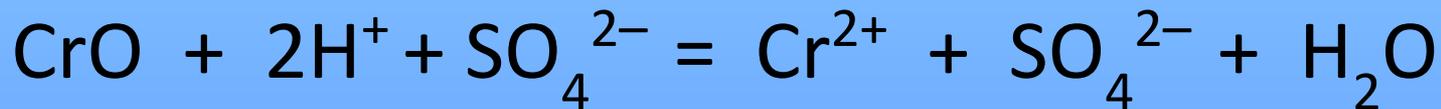
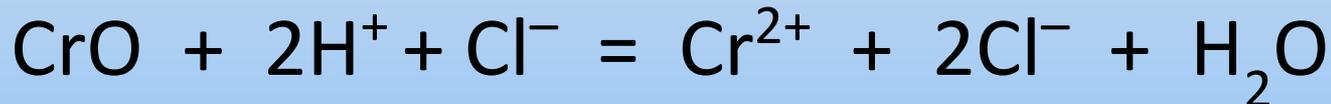
- Т. плав. 2435 °С

- Т. кип. 4000 °С



Химические свойства

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



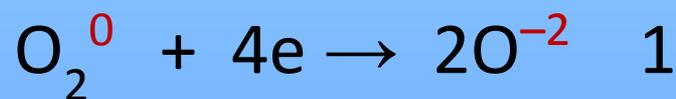
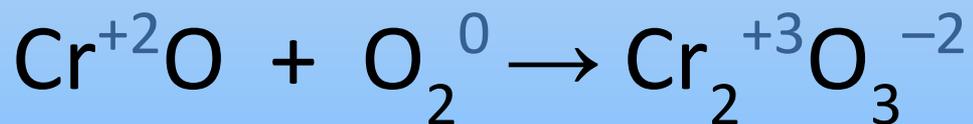
Оксид хрома (II) – сильный **ВОССТАНОВИТЕЛЬ**.

Кислородом воздуха окисляется до оксида хрома (III)

Составьте уравнение реакции.

Рассмотрите данную реакцию

как окислительно-восстановительную.



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

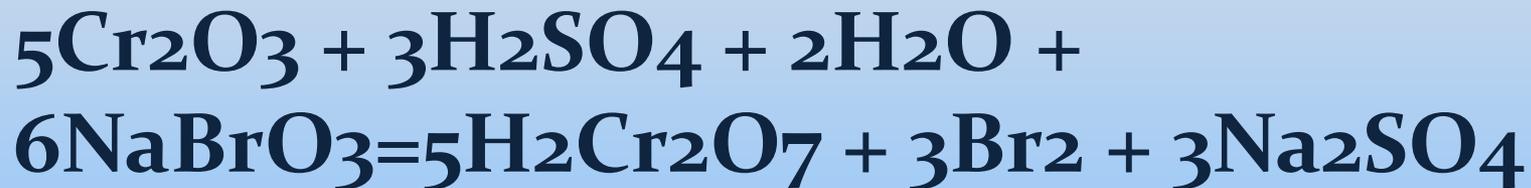
O_2 – окислитель, процесс восстановления

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:



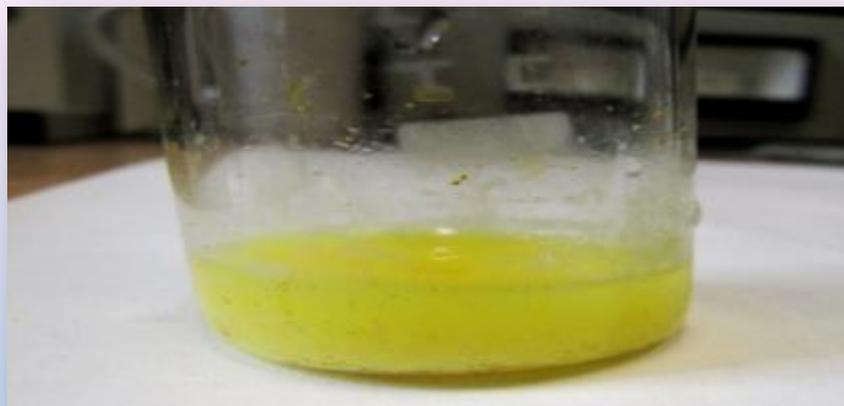
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + 2\text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + 2\text{CO}_2$ ($t=500-700^\circ\text{C}$)

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

Методы получения:

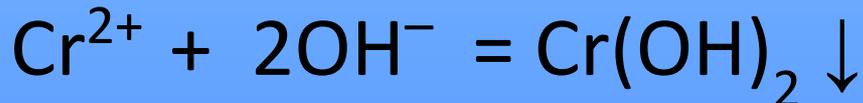
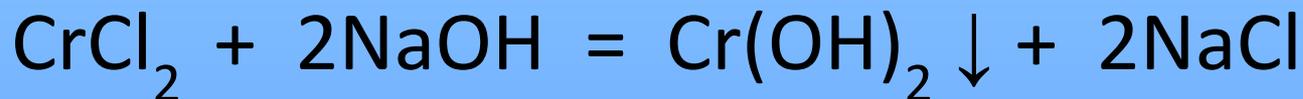
- $2\text{Cr} + \text{KClO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KCl}$ (500-700°C)
 $2\text{Cr}(\text{OH})_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $8\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 8\text{Cr}_2\text{O}_3 + 8\text{K}_2\text{CO}_3 + 4\text{CO}_2 + 11\text{H}_2\text{O}$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



Химические свойства:

Гидроксид хрома (II) обладает основными свойствами.

- Реагирует с кислотами



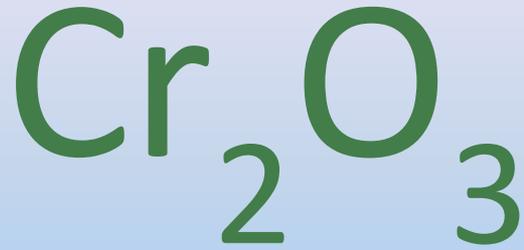
Окисляется кислородом в виде суспензии:



Реагирует с уксусной кислотой:



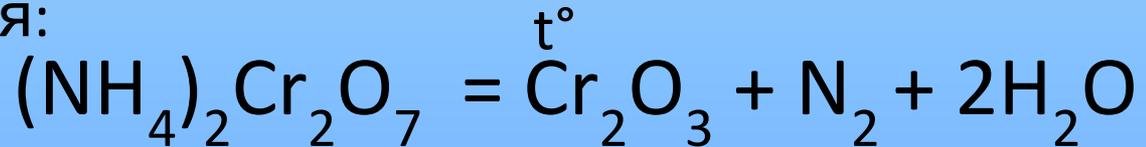
Соединения хрома (III)



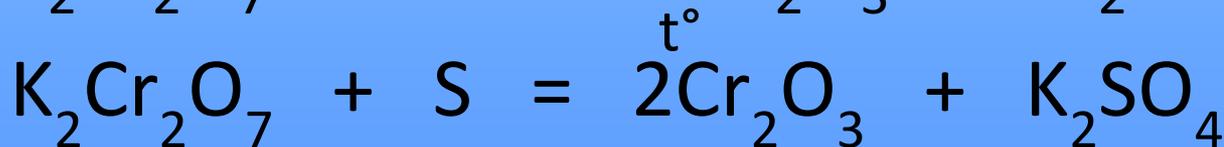
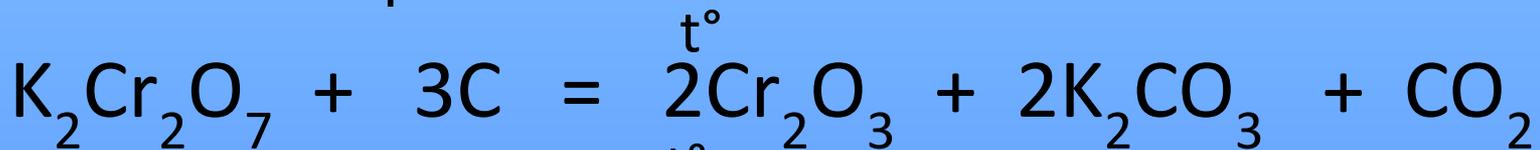
Оксид хрома (III) – тугоплавкий порошок темно-зеленого цвета.

Получение.

В лабораторных условиях термическим разложением дихромата аммония:



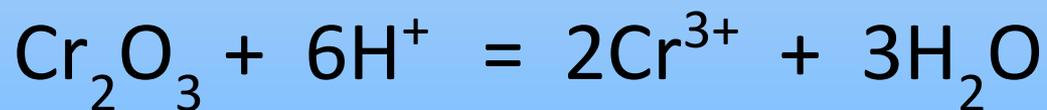
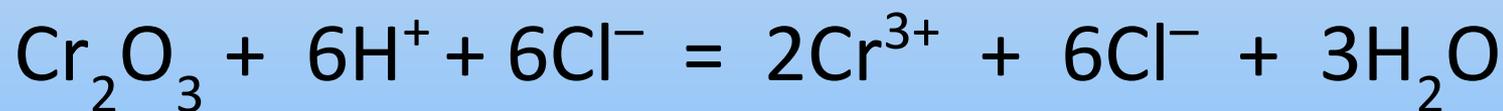
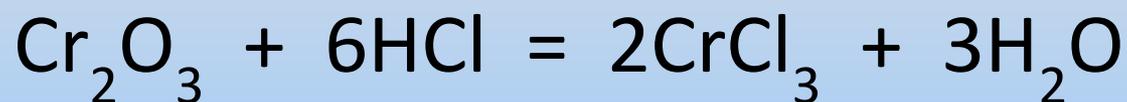
В промышленности восстановлением дихромата калия коксом или серой:



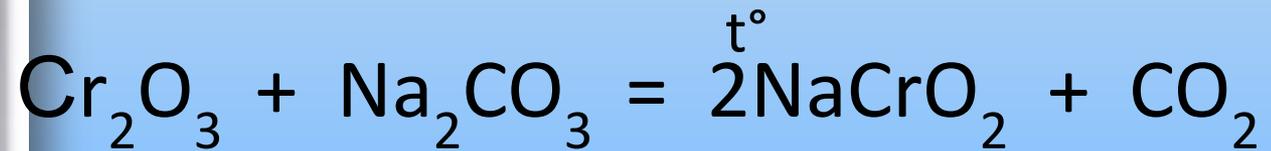
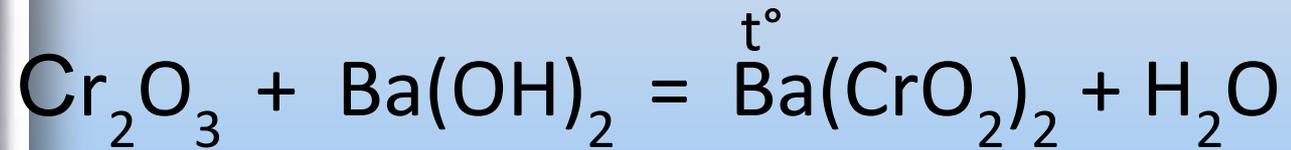
Оксид хрома (III) обладает **амфотерными** свойствами

При взаимодействии с кислотами образуются соли хрома (III):

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



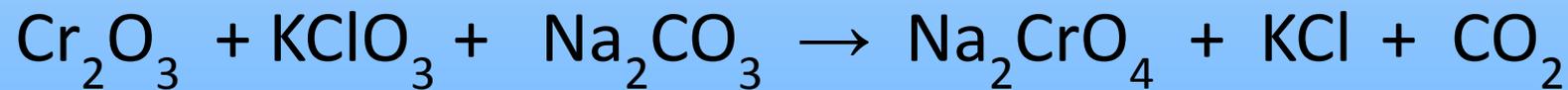
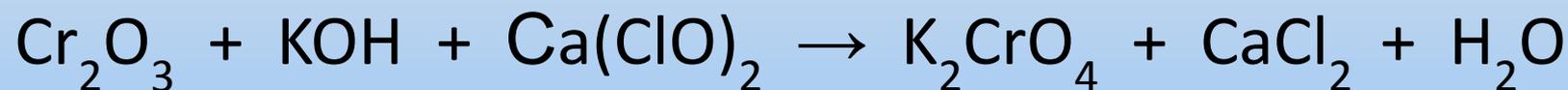
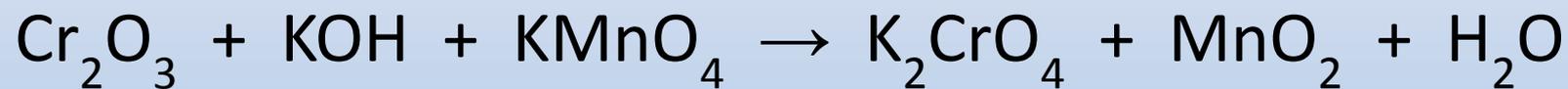
При сплавлении оксида хрома (III) с оксидами, гидроксидами и карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов образуются хроматы (III) (хромиты):



Оксид хрома (III) нерастворим в воде.



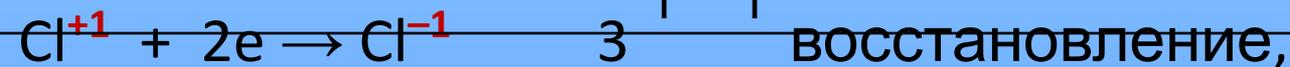
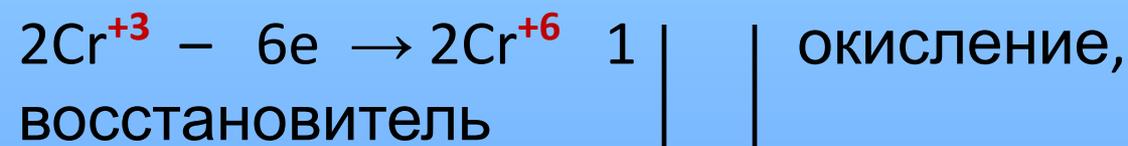
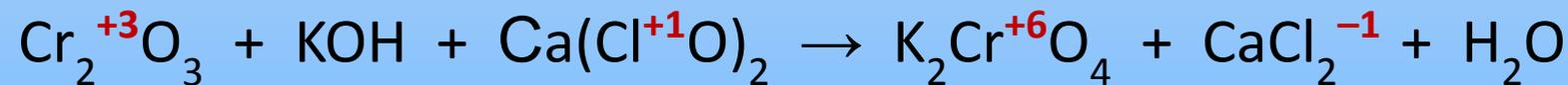
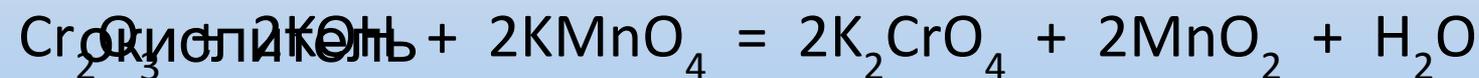
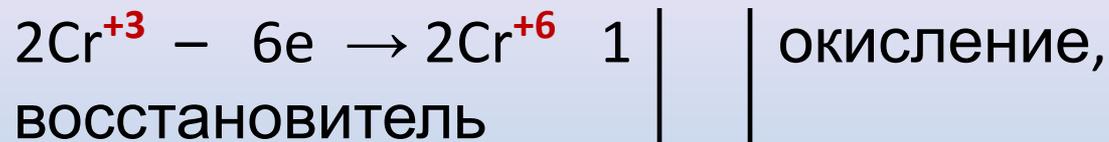
В окислительно-восстановительных реакциях оксид хрома (III) ведет себя как восстановитель:



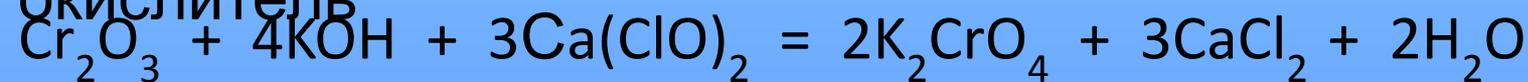
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные
Расставьте коэффициенты.

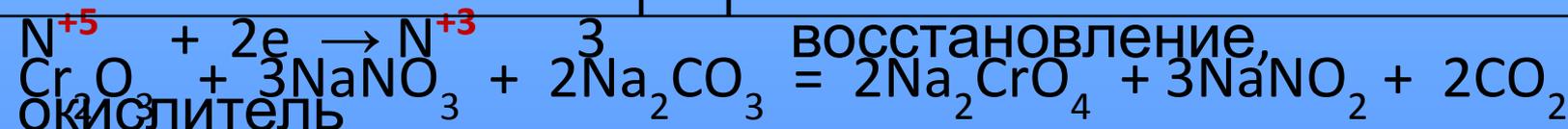
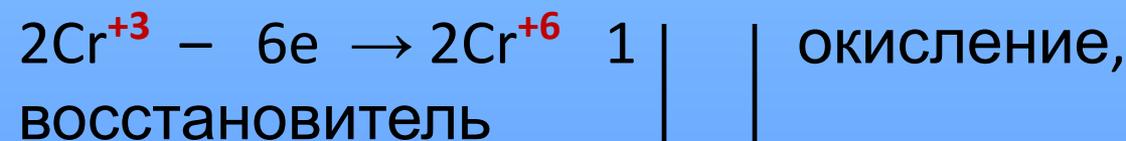
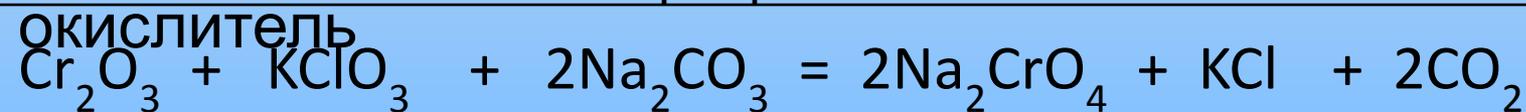
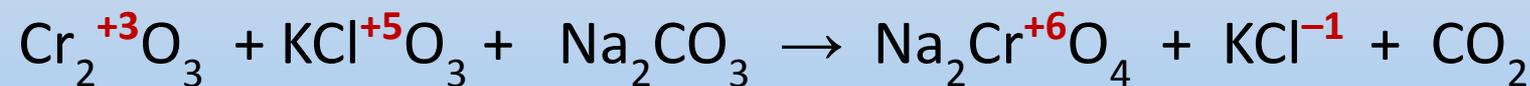
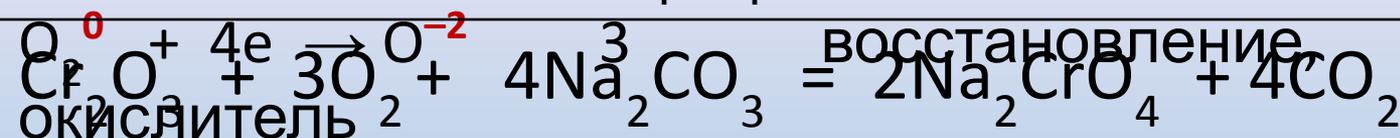
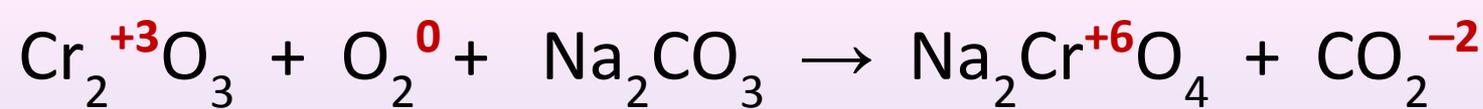
Физкультминутка





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)

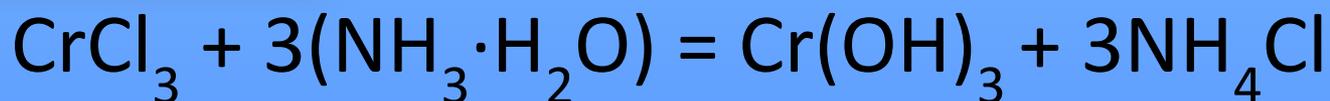


Получают **гидроксид хрома (III)** действием растворов щелочей или аммиака на растворы солей хрома (III).

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:
- $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 4\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

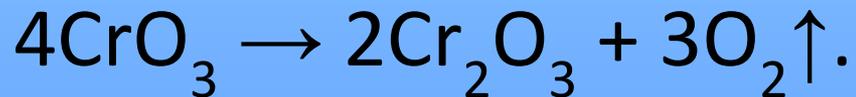
Оксид хрома (VI) CrO_3 — хромовый ангидрид, представляет собой темно-красные игольчатые кристаллы.



Получают CrO_3 действием избытка концентрированной серной кислоты на насыщенный водный раствор дихромата натрия:



При нагревании выше 250°C разлагается:



Оксид хрома (VI) очень ядовит.





CrO_3 — кислотный оксид.

При растворении в воде образует кислоты.

С избытком воды образуется хромовая кислота H_2CrO_4

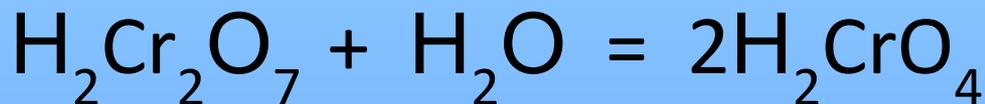


При большой концентрации CrO_3 образуется дихромовая

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

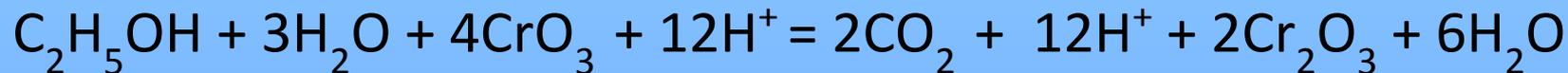
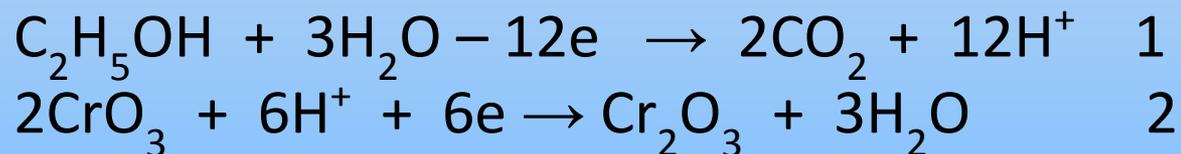


При взаимодействии CrO_3 со щелочами образуются **хроматы**



CrO₃ 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).

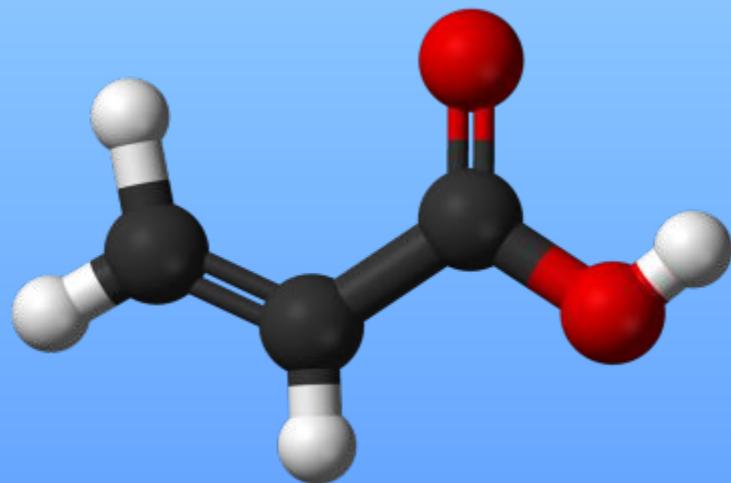
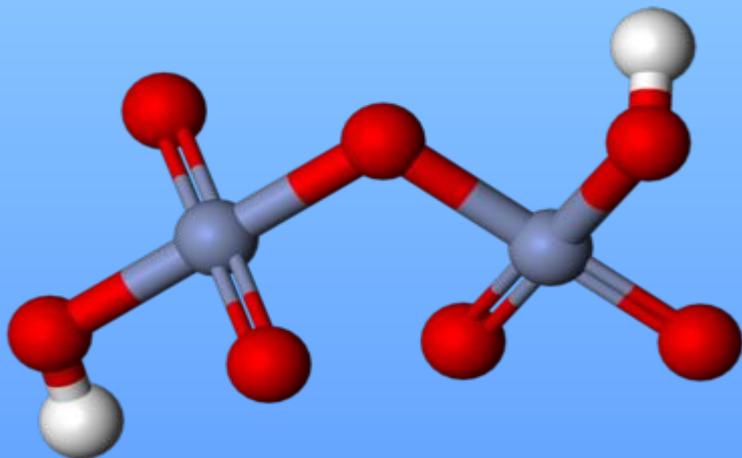
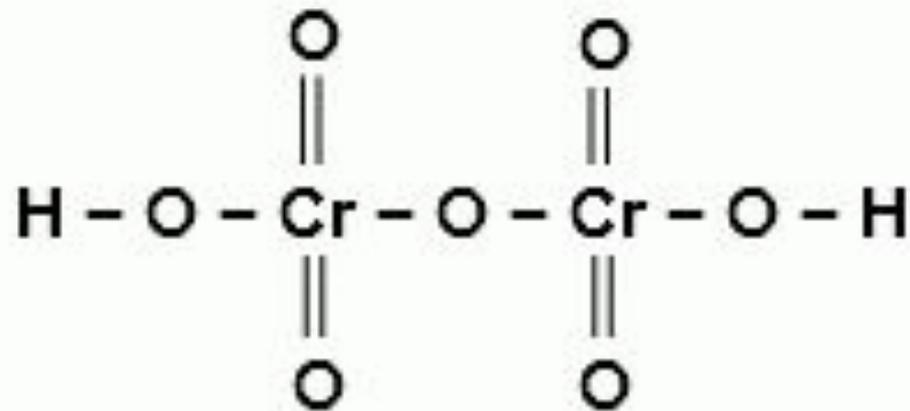
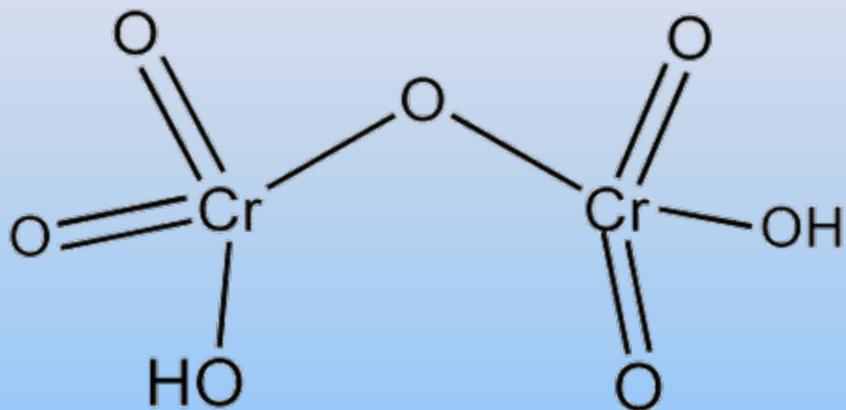


Оксид хрома(VI) очень ядовит и канцерогенен,
как и многие другие
соединения шестивалентного хрома. Летальная
доза для человека при попадании *внутрь* 0,08
г/кг.

Токсичность



Оксиду хрома (VI) соответствуют две кислоты – хромовая H_2CrO_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 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 ₂ O ₃	CrO ₃
Гидроксид	Cr(OH) ₂ H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr(OH) ₃	H ₂ CrO ₄

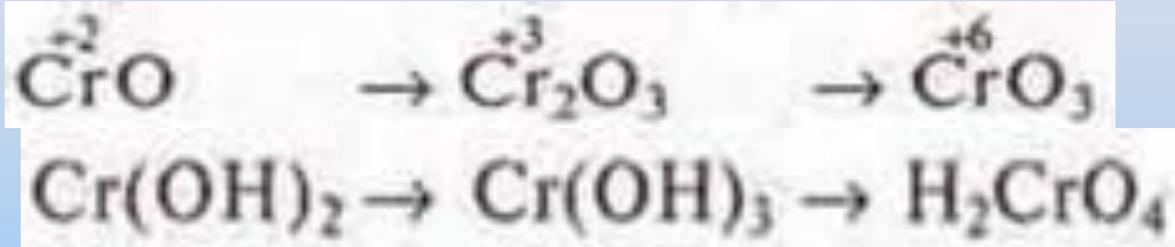
Кислотные и окислительные свойства возрастают

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



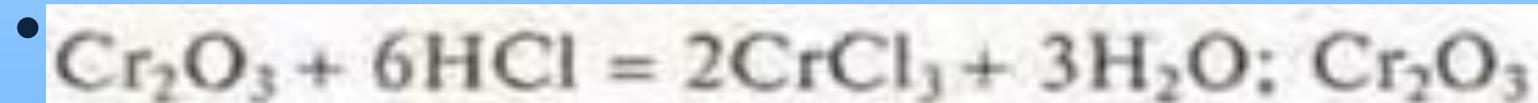
1) Что происходит со С.О.?

Ответ: С.О. возрастает.

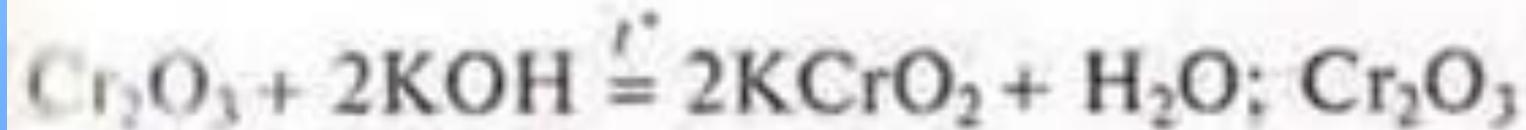


Задание:

- Составить формулу оксида и гидроксида хрома (III). Уравнениями реакций подтвердить их амфотерность.
- Ответ: Cr_2O_3 — оксид хрома (III).



основной оксид взаимодействия с кислотой.

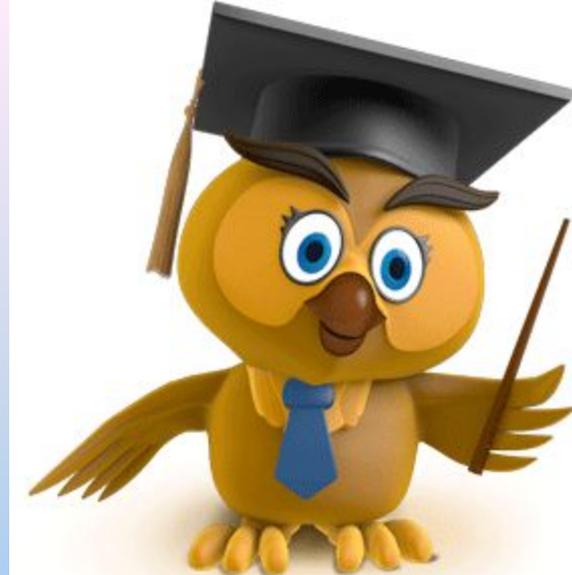


кислотный оксид взаимодействия с щелочью.

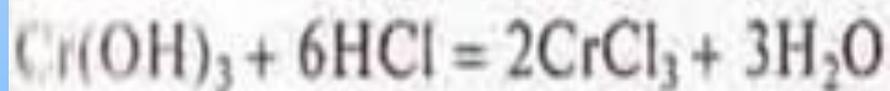
Закрепления

- **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

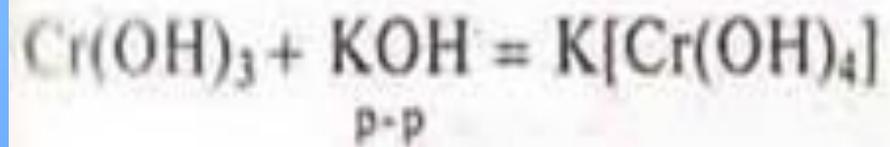


- — гидроксид хрома (III).
- **Cr(OH)₃**



— осадок исчезает.

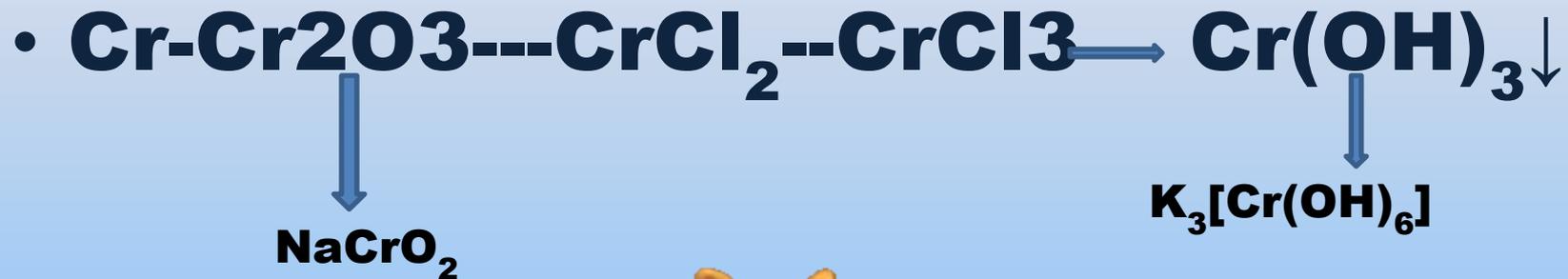
Гидроксид хрома — основание, взаимодействует с кислотой.



— осадок исчезает.

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

Осуществи превращения

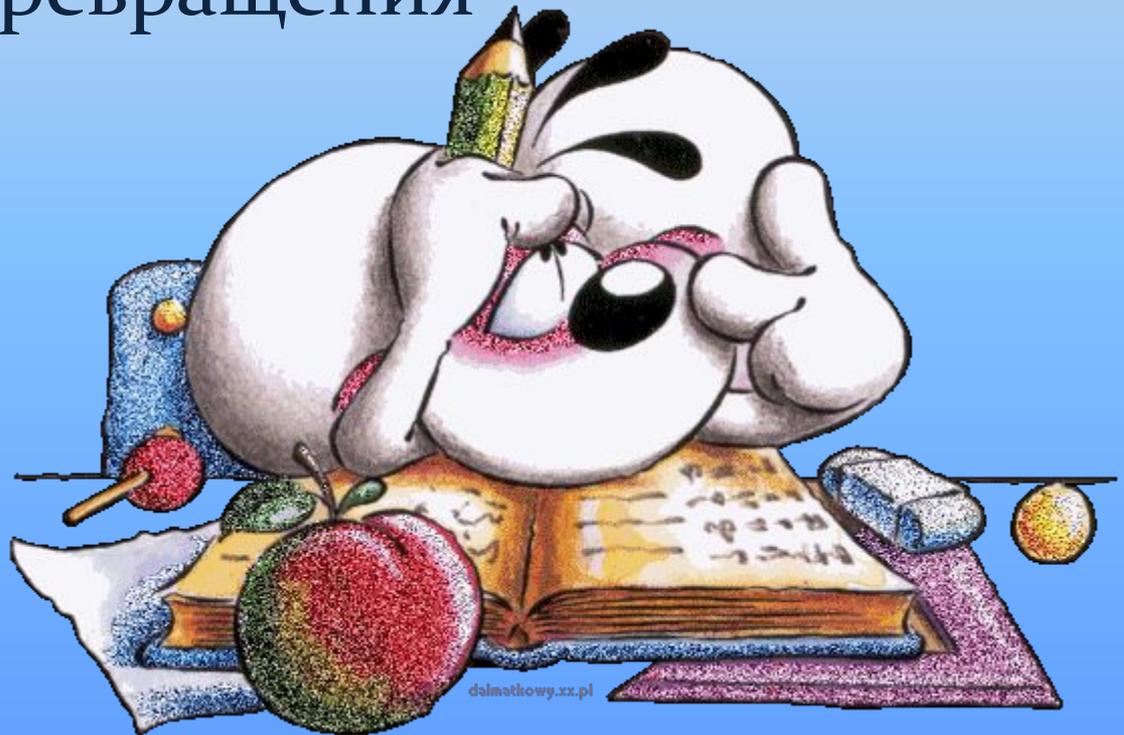


ОТВЕТ

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

