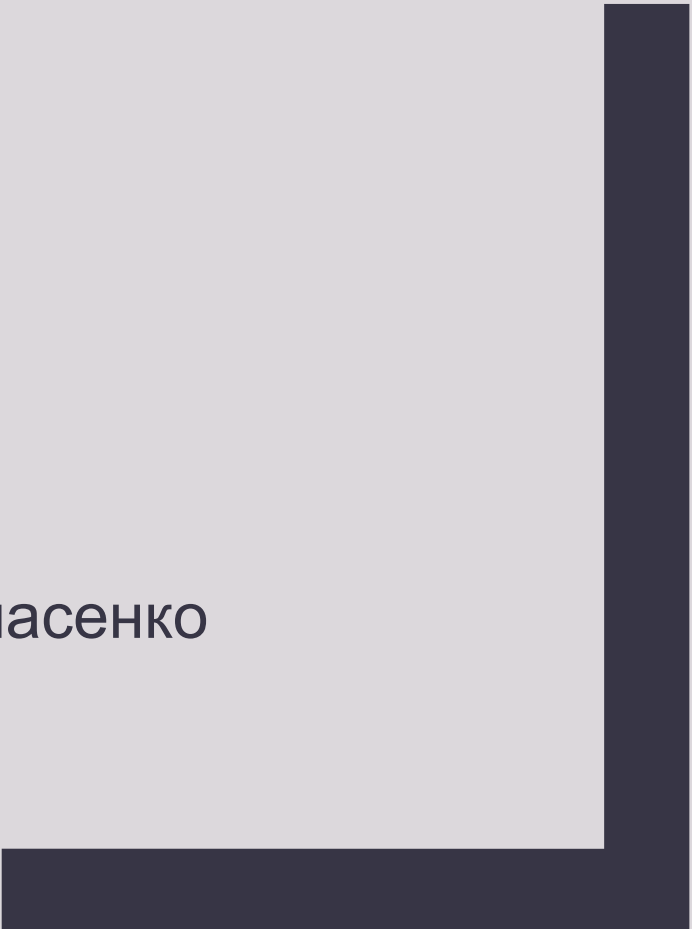




ХРОМ

Выполнили работу Кучаев Глеб и Авласенко
Владимир группа ГД-11



ХРОМ – ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ 6-Й ГРУППЫ, ЧЕТВЁРТОГО ПЕРИОДА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА, С АТОМНЫМ НОМЕРОМ 24.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																		
	A I	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII	B										
1	(H)																		
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne											
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar											
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni									
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd									
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt									
7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
<p>формулы высших оксидов: R₂O, RO, R₂O₃, RO₂, R₂O₅, RO₃, R₂O₇, RO₄</p> <p>формулы летучих однородных соединений: RH₄, RH₃, RH₂, RH</p>																			
<p>ЛАНТАНОИДЫ* Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr</p>																			

24

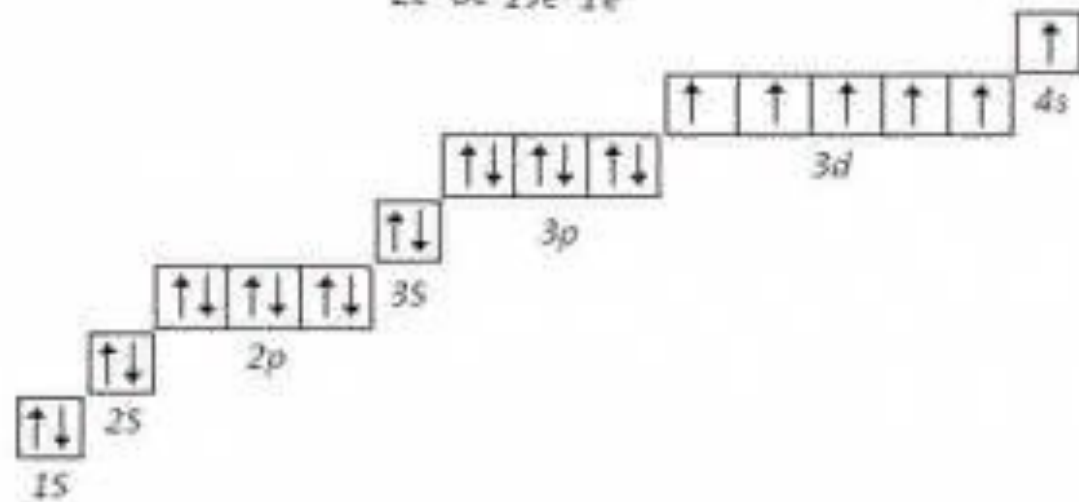
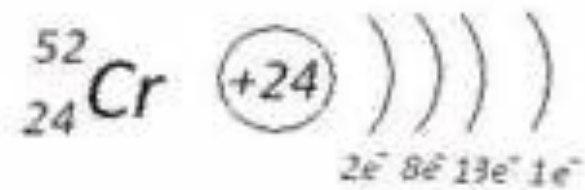
Cr

Chromium

51.9961

2
8
13
1

Электронное строение атома.



Физические свойства и

применение

- **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 $7,19 \text{ г/см}^3$.

Нахождение в природе

- **Хром** – довольно распространенный металл в земной коре (0,012 масс.%). Основной минерал, содержащий хром – хромистый железняк $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ (или $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$).

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:
- $$\text{CrCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cr(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$$

- 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:
- $\text{CrCl}_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 + 3\text{KCl}$
- При дальнейшем добавлении щелочи амфотерный гидроксид хрома (III) растворяется с образованием **комплексной соли**:
- $\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr(OH)}_6]$

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



- **Обратите внимание**, если мы поместим соль хрома (III) в **избыток раствора щелочи**, то осадок гидроксида хрома (III) не образуется, т.к. в избытке щелочи соединения хрома (III) сразу переходят в **комплекс**:
- $$\text{CrCl}_3 + 6\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{KCl}$$
- Соли хрома можно обнаружить с помощью **водного раствора аммиака**. При взаимодействии растворимых солей хрома (II) с водным раствором аммиака также образуется **коричневый осадок гидроксида хрома (II)**.
- $$\text{CrCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$$
- $$\text{Cr}^{2+} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4^+$$
- При взаимодействии растворимых солей хрома (III) с водным раствором аммиака также образуется **серо-зеленый осадок гидроксида хрома (III)**.
- $$\text{CrCl}_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$$
- $$\text{Cr}^{3+} + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$$

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:
$$2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3$$
- **1.2.** Хром реагирует с серой с образованием сульфида хрома:
$$2\text{Cr} + 3\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3$$
- **1.3.** Хром взаимодействует с фосфором. При этом образуется бинарное соединение – фосфид хрома:
$$\text{Cr} + \text{P} \rightarrow \text{CrP}$$
- **1.4.** С азотом хром реагирует при нагревании до 1000°C с образованием нитрида:
$$2\text{Cr} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{CrN}$$
- **1.5.** Хром не взаимодействует с водородом.
- **1.6.** Хром взаимодействует с кислородом с образованием оксида:
$$4\text{Cr} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3$$

- 2. Хром взаимодействует и со сложными веществами:

- 2.1. Хром реагирует с парами воды в раскаленном состоянии:



- 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:
- **$\text{Cr} + 6\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$**
- **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:
- **$2\text{Cr} + 3\text{CuCl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cu}$**

- **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:
- **$\text{Cr} + \text{KClO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$**
- Хлорат калия и нитрат калия также окисляют хром:
- **$2\text{Cr} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KCl}$**
- **$2\text{Cr} + 3\text{KNO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_2$**

Оксид хрома (III)

- Способы получения
- Оксид хрома (III) можно получить различными методами:
- 1. Термическим разложением гидроксида хрома (III):
 - $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 2. Разложением дихромата аммония:
 - $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 3. Восстановлением дихромата калия углеродом (коксом) или серой:
 - $2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$

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**:
- $$\text{Na}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaCrO}_2$$
- **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**:
- $$2\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- **3.** Оксид хрома (III) не взаимодействует с **водой**.

- **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:
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- Оксид хрома (III) окисляется **бромом** в присутствии гидроксида натрия:
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Br}_2 + 10\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 6\text{NaBr} + 5\text{H}_2\text{O}$$
- Озоном или кислородом:
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2 + 4\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 4\text{CO}_2$$
- Нитраты и хлораты в расплаве щелочи также окисляют оксид хрома (III):
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{NaNO}_3 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 2\text{CO}_2 + 3\text{NaNO}_2$$
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + 2\text{CO}_2$$

- **6.** Оксид хрома (III) проявляет слабые **окислительные свойства** при взаимодействии с более активными металлами.
- Например, оксид хрома (III) реагирует с **алюминием (термит)**:
- $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$
- Реакция очень экзотермическая, сопровождается выделением большого количества света
- Если сжечь большой объем термита в тигле, то можно получить металлический хром:

- **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:**
- **$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KCrO}_2 + \text{CO}_2$**

Гидроксид хрома (III)

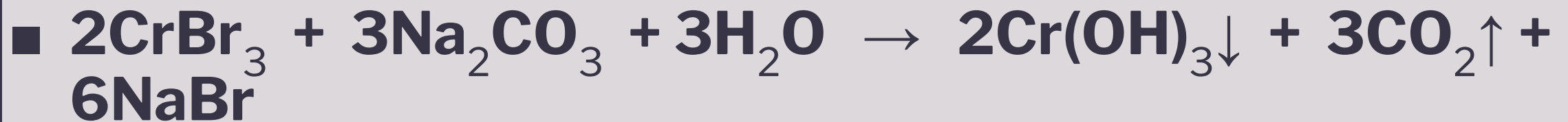
- Гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – это твердое вещество серо-зеленого цвета.

■ Способы получения

- **1.** Гидроксид хрома (III) можно получить действием раствора аммиака на соли хрома (III).
- Например, хлорид хрома (III) реагирует с водным раствором аммиака с образованием гидроксида хрома (III) и хлорида аммония:
- $$\text{CrCl}_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$$

- **2.** Пропусканием углекислого газа, сернистого газа или сероводорода через раствор гексагидроксохромата калия:
 - $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{CO}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KHCO}_3$
- **3.** Гидроксид хрома (III) можно получить действием недостатка щелочи на избыток соли хрома (III).
- Например, хлорид хрома (III) реагирует с недостатком гидроксида калия с образованием гидроксида хрома (III) и хлорида калия:
 - $\text{CrCl}_3 + 3\text{KOH}_{(\text{недост})} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl}$

- **4.** Также гидроксид хрома (III) образуется при взаимодействии растворимых **солей хрома (III)** с растворимыми **карбонатами, сульфитами и сульфидами**. Сульфиды, карбонаты и сульфиты хрома (III) необратимо гидролизуются в водном растворе.
- **Например: бромид хрома (III) реагирует с карбонатом натрия.** При этом выпадает осадок гидроксида хрома (III), выделяется углекислый газ и образуется бромид натрия:



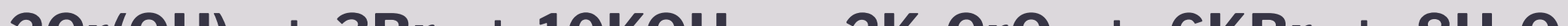
- **Хлорид хрома (III) реагирует с сульфидом натрия с образованием гидроксида хрома (III), сероводорода и хлорида натрия:**



Химические свойства

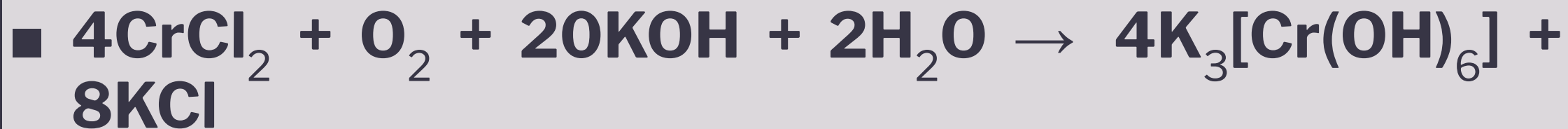
- **1.** Гидроксид хрома (III) реагирует с растворимыми кислотами. При этом образуются **средние соли**.
- **Например**, гидроксид хрома (III) взаимодействует с соляной кислотой с образованием **хлорида хрома (III)**:
 - $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{HBr} \rightarrow \text{CrBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- **2.** Гидроксид хрома (III) взаимодействует с **кислотными оксидами сильных кислот**.
- **Например**, гидроксид хрома (III) взаимодействует с **оксидом серы (VI)** с образованием **сульфата хрома (III)**:
 - $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{SO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

- **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 гексагидроксохромата:
- $$\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$$
- **4.** Гидроксид хрома (III) разлагается при нагревании:
- $$2\text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$
- **5.** Под действием окислителей в щелочной среде переходит в хромат.
- **Например,** при взаимодействии с бромом в щелочной среде гидроксид хрома (III) окисляется до хромата:

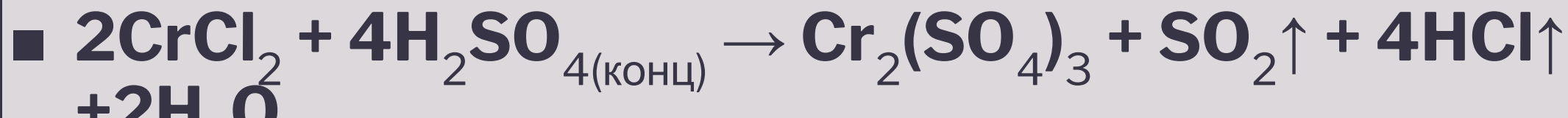


Соли хрома (II)

- 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):**



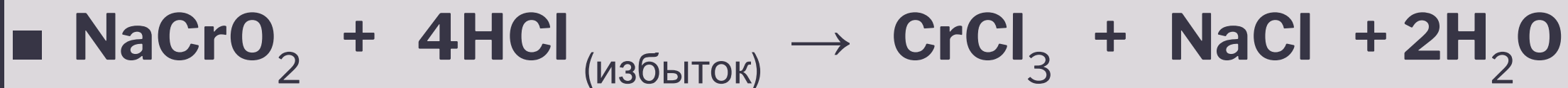
Хромиты

- Соли, в которых хром (III) входит в состав кислотного остатка (хромиты) — образуются из **оксида хрома (III)** при **сплавлении с щелочами и основными оксидами**:
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaCrO}_2$
- Для понимания свойств хромитов их удобно мысленно разделить на два отдельных вещества.
- Например, хромит натрия мы поделим мысленно на два вещества: **оксид хрома (III)** и **оксид натрия**.
- NaCrO_2 разделяем на Na_2O и Cr_2O_3

- При этом очевидно, что хромиты реагируют с кислотами. При недостатке кислоты образуется гидроксид хрома (III):



- В избытке кислоты гидроксид хрома (III) не образуется:



- Под действием избытка воды хромиты гидролизуются:

