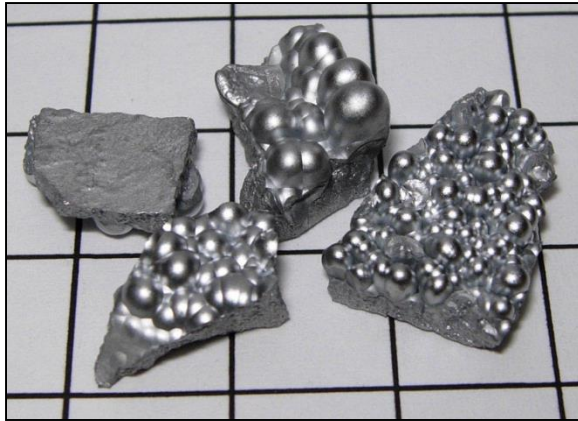
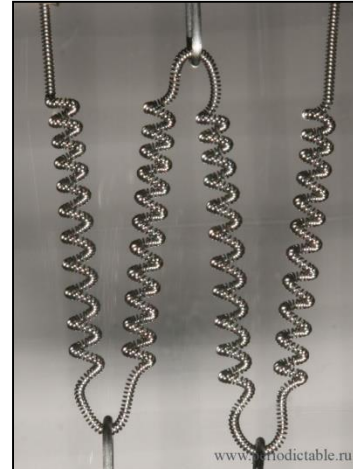


# Элементы 6 группы побочной подгруппы



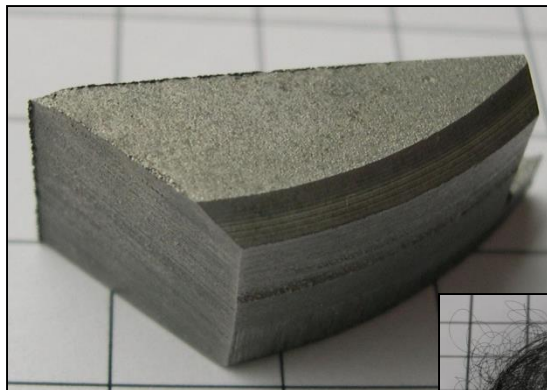
Хром  
электролитический



Вольфрам  
проволока



Вольфрам  
монокристалл



Молибден  
прессованный и  
молибденовая  
проволока

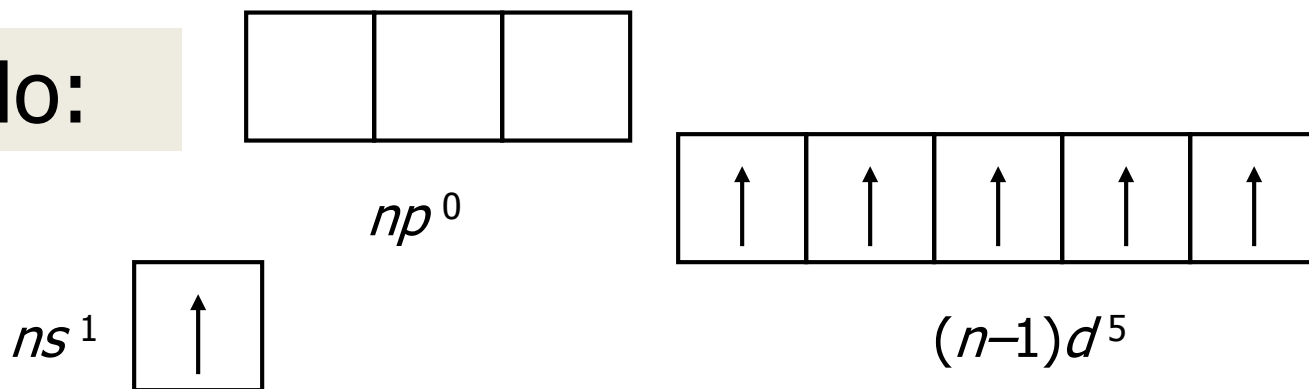


H									He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra								

## Электронное строение

- Cr: [...]  $4s^1 3d^5 4p^0$
- Mo: [...]  $5s^1 4d^5 5p^0$
- W: [...]  $6s^2 4f^{14} 5d^4 6p^0$

Cr, Mo:



◆ Валентность (КЧ): Cr 6; Mo 6, 8; W 6, 8, 9;

◆ Ст. окисления: 0, +II, +III, +IV, +VI (Cr);  
0, +IV, +VI (Mo, W)

# Элементы VIB группы

	$r, M^0$ (Å)	$r, M^{6+}$ (Å)		$\chi_p$	Степени окисления
<b>Cr</b>	1,26	0,26		1,56	0, +2, +3, (+4), (+5), +6
<b>Mo</b>	1,40	0,41		1,30	0, (+2), (+3), (+4), (+5), +6
<b>W</b>	1,41	0,42		1,40	0, (+2), (+3), (+4), (+5), +6

- ✓  $r_{Mo} \approx r_W$  как следствие лантаноидного сжатия
- ✓ Свойства Mo и W очень похожи и сильно отличаются от свойств Cr
- ✓ Склонность к проявлению высшей СО растет
- ✓ Убывание кислотных свойств ( $H_2CrO_4$  и  $H_2MoO_4$ )

## Физические свойства

В свободном виде — голубовато- белый металл.

Хром (с примесями) является одним из самых твердых металлов.

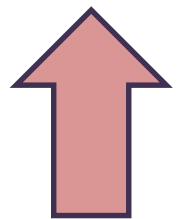
Очень чистый хром достаточно хорошо поддается механической обработке, пластичен.

Устойчив на воздухе. При 2000 °С сгорает с образованием зелёного оксида хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

Плотность 7,19 г/см<sup>3</sup>;

$t_{\text{плавления}}$  1890°С;

$t_{\text{кипения}}$  2480°С.

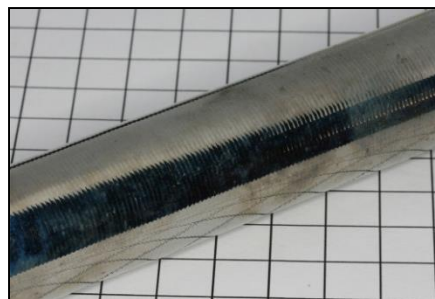


**Cr, Mo, W** – белые блестящие металлы. Они очень тверды и тугоплавки.

	Cr	Mo	W
Т. пл., °С	1890	2620	3387
Т. кип., °С	2680	4630	5680
$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	7,1	10,2	19,4



Хром



Молибден



Вольфрам

# Содержание в земной коре и минералы

- **Cr** – 20 место. Хромит или хромистый железняк ( $\text{FeCr}_2\text{O}_4 = \text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ), крокоит ( $\text{PbCrO}_4$ ).
- **Mo** – 37 место. Молибденит ( $\text{MoS}_2$ ), вольфенит ( $\text{PbMoO}_4$ ), повеллит ( $\text{CaMoO}_4$ ), молибдит ( $\text{Fe}(\text{MoO}_4)_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ).
- **W** – 39 место. Шеелит ( $\text{CaWO}_4$ ), вольфрамит ( $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$ ).



Zu "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäkel, Wilner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. molybdaent.jpg

В 1766 году в окрестностях Екатеринбурга был обнаружен минерал, который получил название «сибирский красный свинец»,  $PbCrO_4$ . Современное название — крокоит.



В 1797 французский химик [Л. Н. Воклен](#) открыл в сибирской красной свинцовой руде новый элемент хром и в 1798 году получил его в свободном состоянии.

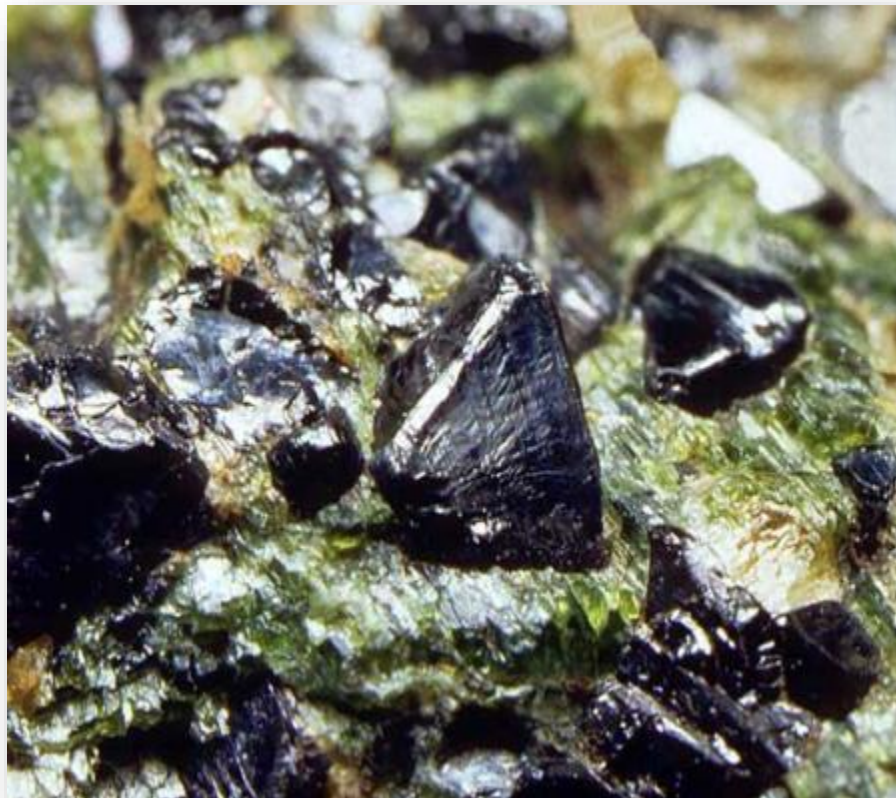
### **Происхождение названия**

Название элемент получил от греч. χρῶμα — цвет, краска — из-за разнообразия окраски своих соединений.



# Нахождение хрома в природе

Хром является довольно распространённым элементом (0,02 масс. долей, %). Основные соединения хрома — хромистый железняк (хромит)  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ . Вторым по значимости минералом является крокоит  $\text{PbCrO}_4$ .



хромит



крокоит



# Открытие элементов

- **Cr** – в 1797 г. француз Воклен. От греческого «хрома» – «цвет» (из-за разнообразие окрасок в соединениях).
- **Mo** – в 1817 г. швед Берцелиус. От греческого «молюбдос» – «свинец» (из-за внешнего сходства молибденита ( $\text{MoS}_2$ ) со свинцовым блеском ( $\text{PbS}$ )).
- **W** – в 1781 г. швед Шееле. От немецкого «Wolf Rahm» – «волчья пена» (вольфрам, сопровождая оловянные руды, мешал выплавке олова, переводя его в пену шлаков – «пожирает олово как волк овцу»).
- Сиборгий впервые получен в 1974 г американскими учеными под руководством Алберта Гиорсо в Беркли (США). Синтез элемента в количестве нескольких атомов проводили по реакциям:
  - $^{18}\text{O} + ^{249}\text{Cf} \rightarrow ^{263}_{106}\text{Sg} + 4\ ^1_0\text{n}$ ,
  - $^{248}\text{Cf} + ^{22}\text{Ne} \rightarrow ^{266}_{106}\text{Sg} + 4\ ^1_0\text{n}$

# Распространение в природе и важнейшие минералы



Молибдени

T

- 21. Cr 0,019% масс.
- 39. Mo  $1 \cdot 10^{-3}\%$
- 27. W  $7 \cdot 10^{-3}\%$

Редкие  
ЭЛ-ТЫ

- *хромит*  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$   
*хромистый железняк*
- *крокоит*  $\text{PbCrO}_4$
- *молибденит*  $\text{MoS}_2$
- *вольфрамит*  $(\text{Mn}, \text{Fe})\text{WO}_4$
- *шеелит*  $\text{CaWO}_4$



Вольфрамит



Крокоит



Шеелит



Хромит



Ферберит



Рубины



Уваровит

- *гюбнерит*  $MnWO_4$
- *повеллит*  $CaMoO_4$
- *молибдошеелит*  $Ca(W,Mo)O_4$
- *ферберит*  $FeWO_4$

**Хром** входит в состав минералов:  
*александрит, рубин, аквамарин,*  
*изумруд, уваровит*  
 $Ca_3Cr_2^{III}(SiO_4)_3$  из семейства  
*гранатов*



Повеллит



Гюбнерит



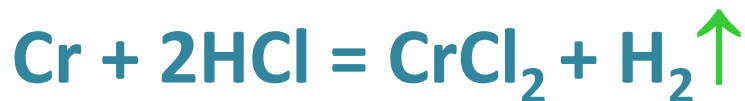
Аквамарин



Александрит

**Cr**                      **Mo**                      **W**

Уменьшение активности металла: 



**Mo** и **W** не реагируют с «H<sup>+</sup>»

**Cr**                      **Mo**                      **W**

Увеличение устойчивости степени окисления 6+:



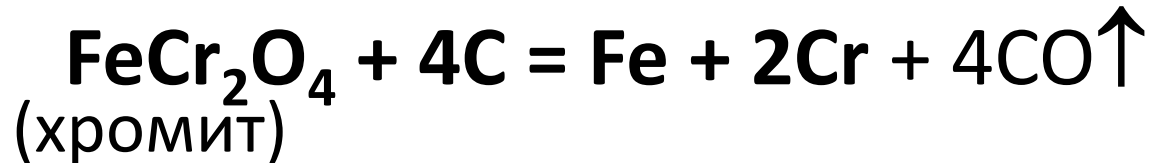
Разлагается  
при 200 °С



Устойчивы  
до 1000 °С

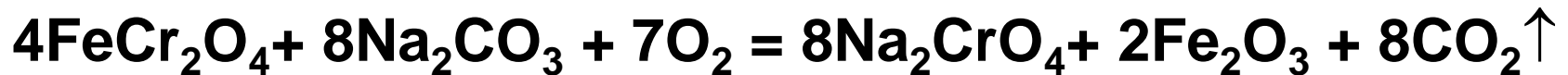
# Получение Cr

## Выплавка феррохрома:



## Получение чистого хрома:

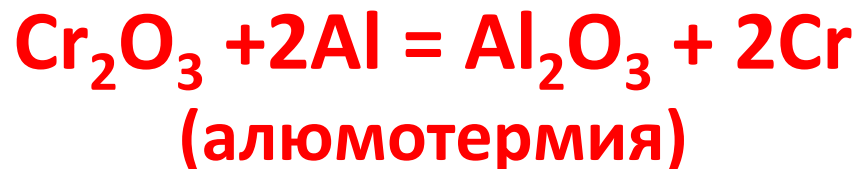
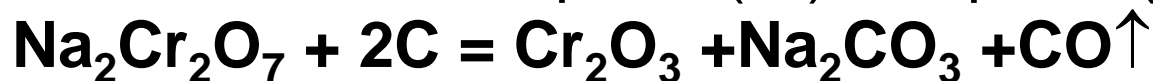
1 стадия – окислительное плавление хромита в щелочной среде:



2 стадия – растворение полученного спека в кислой среде:

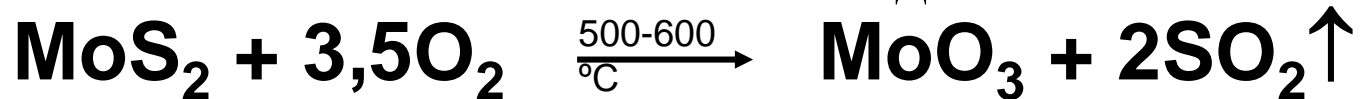


3 стадия – восстановление хрома (VI) до хрома (III):

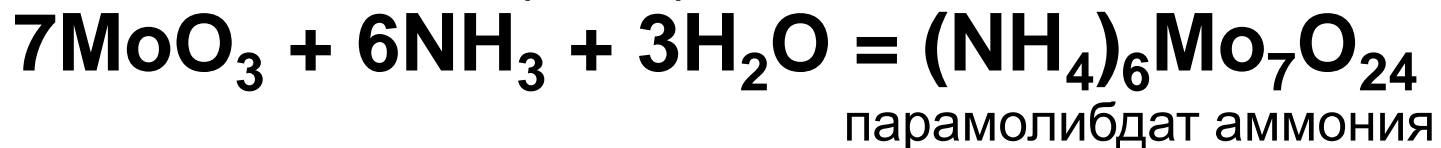


# Получение Мо

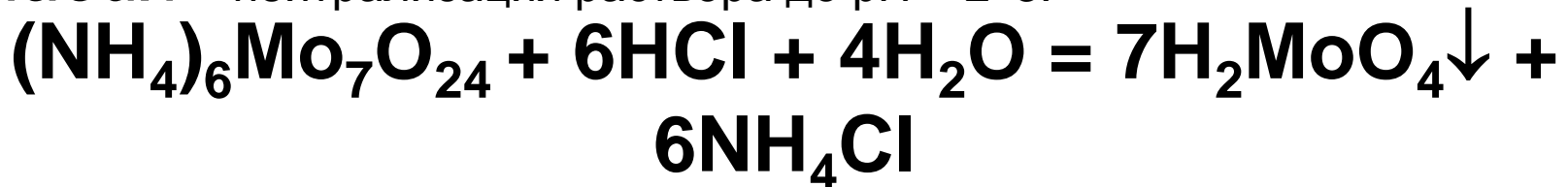
1 стадия – окислительный обжиг молибденита:



2 стадия – выщелачивание раствором аммиака:



3 стадия – нейтрализация раствора до pH = 2–3:

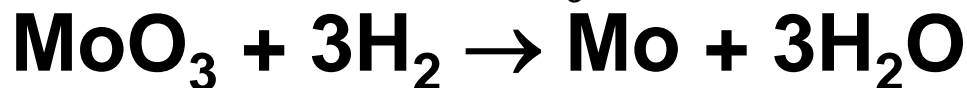


4 стадия – термолиз молибденовой кислоты при 450–500 °С.



МоО<sub>3</sub> – порошок бледно-зеленого цвета

5 стадия – восстановление оксида МоО<sub>3</sub> водородом:

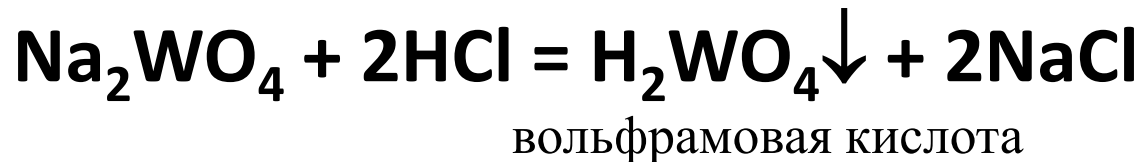


# Получение W

*1 стадия* – окислительное плавление шеелита в щелочной среде:



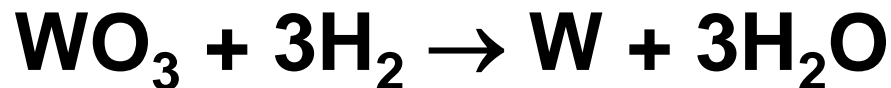
*2 стадия* – нейтрализация раствора:



*3 стадия* – термолиз вольфрамовой кислоты:



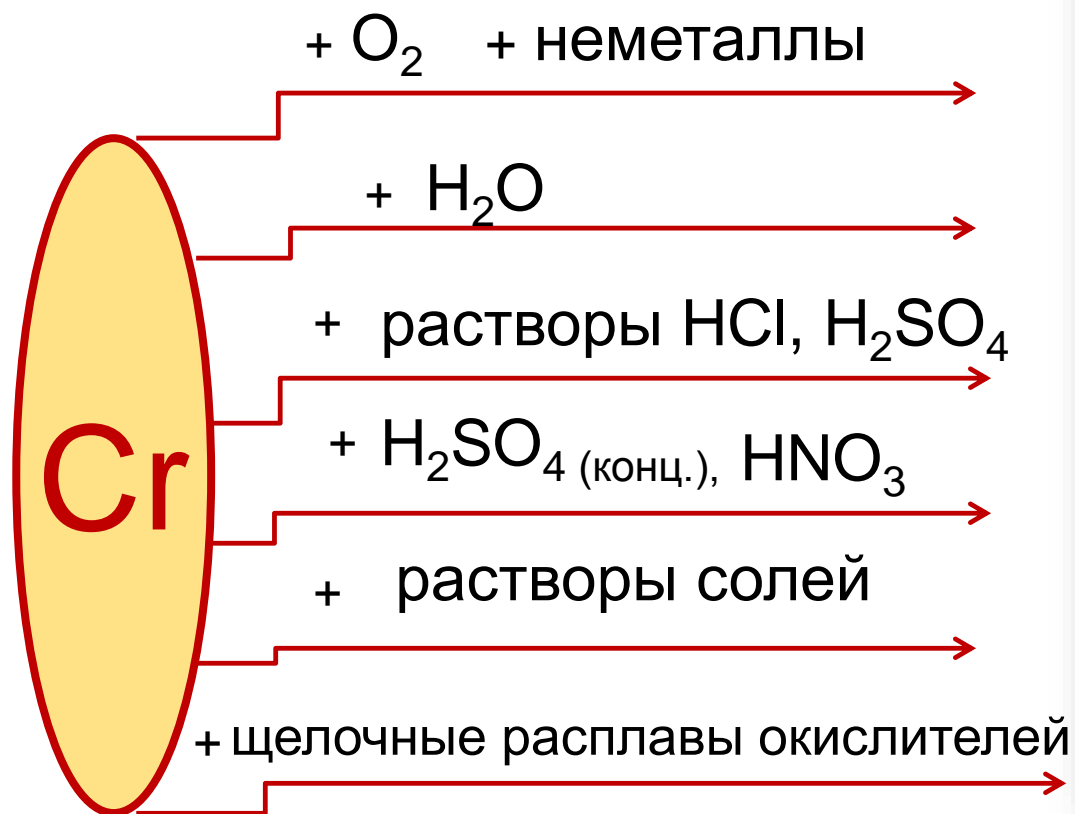
*4 стадия* – восстановление оксида  $\text{WO}_3$  водородом:



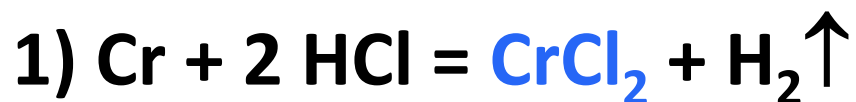


# Химические свойства

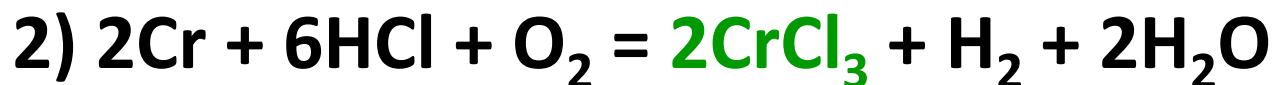
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, **Cr**, Fe, Co, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Cu, Hg, Ag, Au



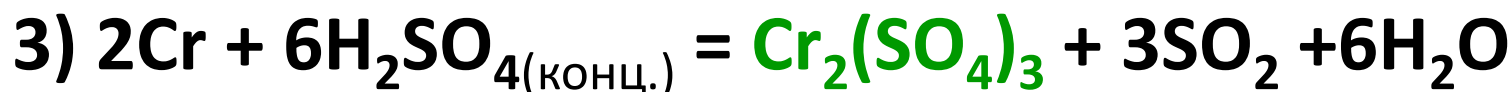
# Свойства простых веществ: Cr



Реакция в атмосфере Ar, голубой  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$



Реакция на воздухе, зеленый  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

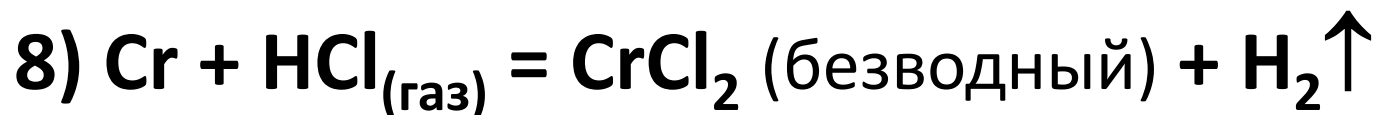
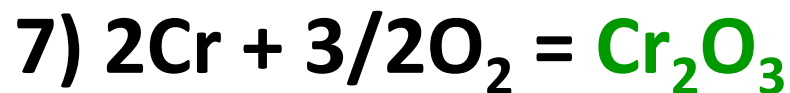
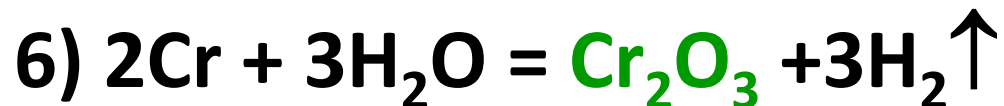


Концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – окислитель. Растворим и в разбавленной серной кислоте.

4) Конц.  $\text{HNO}_3$  пассивирует поверхность

5) Щелочи пассивируют поверхность

# Свойства простых веществ: Cr

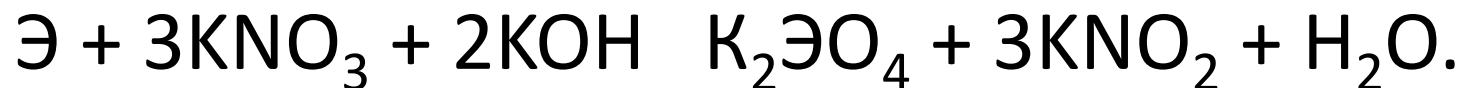


Чистый безводный  $\text{CrCl}_2$  бесцветный.



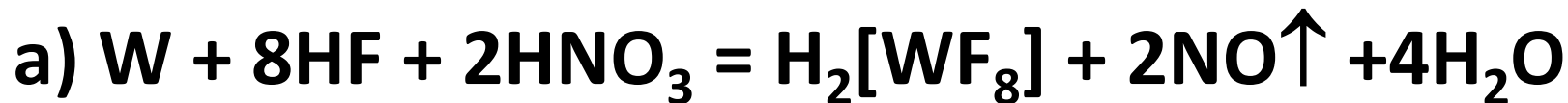
Безводный  $\text{CrCl}_3$  фиолетовый,  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  – темно-зеленый.

**Реакции 6–9 идут при нагревании!**



# Свойства простых веществ: Mo, W

## 1) Растворение металлов:

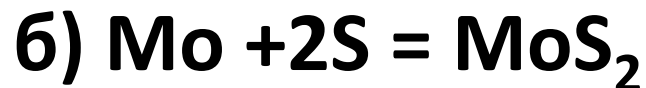


HNO<sub>3</sub> – окислитель, HF – источник лигандов

## б) Окислительная щелочная плавка:



## 2) Реакции при нагревании:



# Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов

Низшие  
СО

кислотные свойства

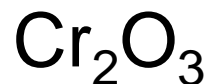
Высши  
е СО

+ II



основные

+ III



амфотерные

+ VI



кислотные

# Кислородные соединения

Cr



- **+ II**:  $\text{CrO}$  – черн., т. разл.  $700^\circ\text{C}$  (до  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{Cr}$ );  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  – желт. (основный)
- **+III**:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – зел. уст.;  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  – серо-гол.;  $\text{CrO}(\text{OH})$  – зел. (амфотерн.)
- **+IV**:  $\text{CrO}_2$  черн., т. разл.  $450^\circ\text{C}$  (до  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{O}_2$ )
- **+VI**:  $\text{CrO}_3$  – красн., т. разл.  $220^\circ\text{C}$  (до  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{O}_2$ );  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (желт. и оранжев. р-р, до 75% масс.)

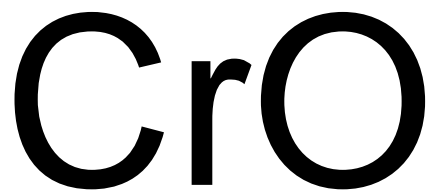
Mo, W



- **+ II**: —
- **+III**: —
- **+IV**:  $\text{MoO}_2$  – кор.-фиол., т.разл.  $1800^\circ\text{C}$  (до  $\text{MoO}_3$  и  $\text{Mo}$ );  $\text{MoO}(\text{OH})_2$ ;  $\text{WO}_2$  – т.-кор.
- **+VI**:  $\text{MoO}_3$  – бесцв., уст.;  $\text{WO}_3$  – желт., уст.;  
 $\text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – желт., тв.;  
 $\text{WO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – желт., тв.

УСИЛЕНИЕ КИСЛОТНЫХ СВОЙСТВ

# Соединения хрома (II)

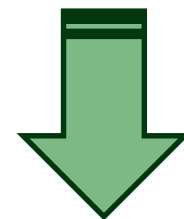


Оксид хрома (II) – кристаллы черного цвета, имеет *основный характер*

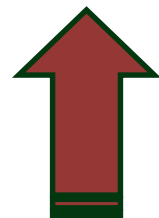
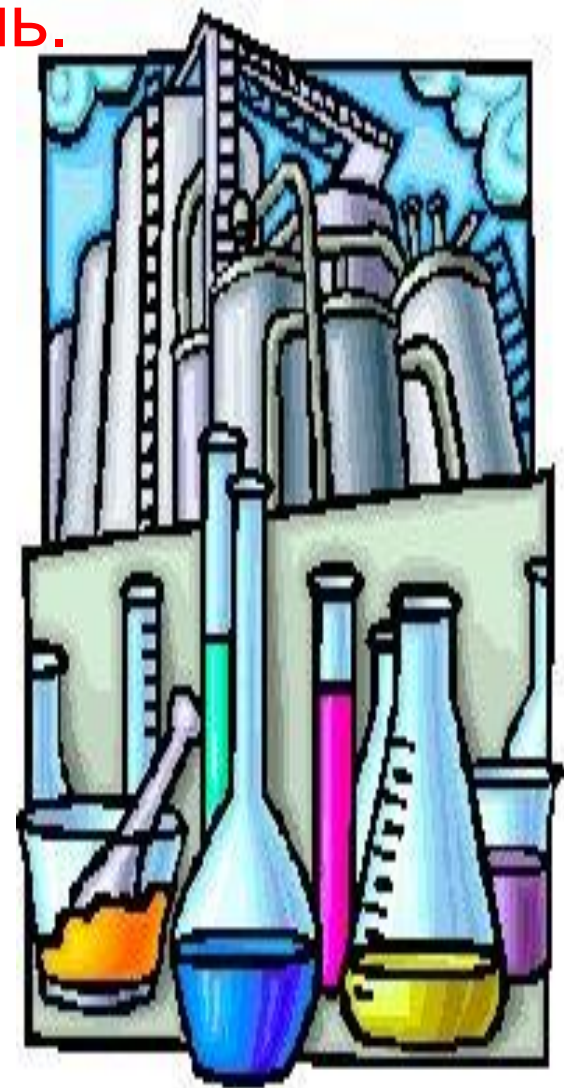
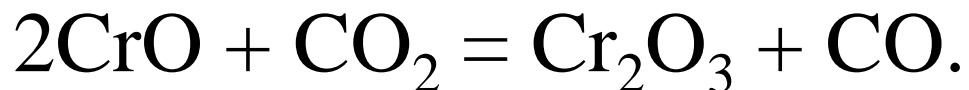
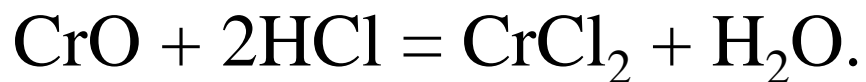
При осторожном нагревании гидроксида хрома (II) в отсутствии кислорода получают оксид хрома (II). Составьте уравнение реакции.



При более высоких температурах оксид хрома (II) диспропорционирует:



Оксид хрома (II) – сильный **восстановитель**.  
Кислородом воздуха окисляется до оксида хрома (III)

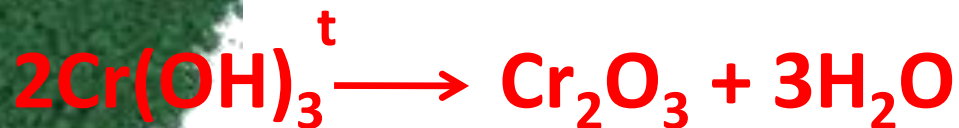




# Соединения Cr (III).

Одним из соединений **хрома (III)** является **Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – оксид хрома (III)** - тугоплавкое вещество зеленого цвета, применяется для приготовления клеевой и масляной красок служит для окраски стекла и фарфора.

**Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** – амфотерный оксид. Получают:

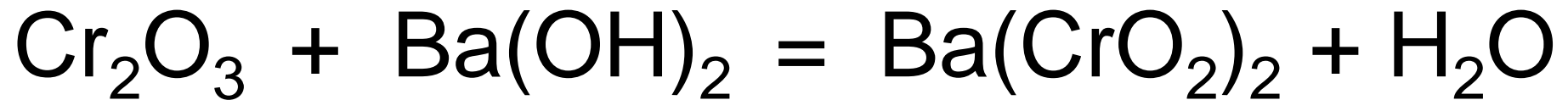
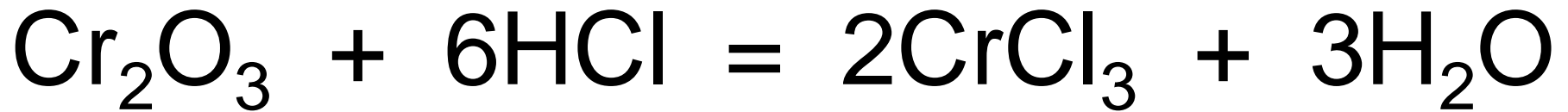


# Соединения хрома (III)

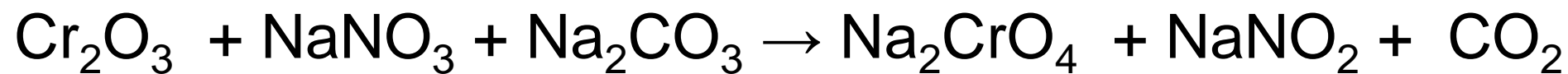
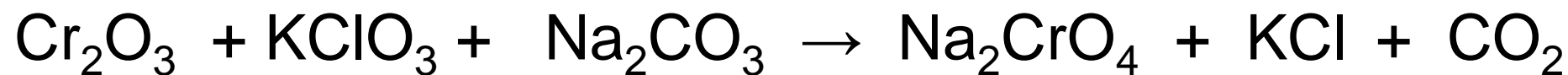
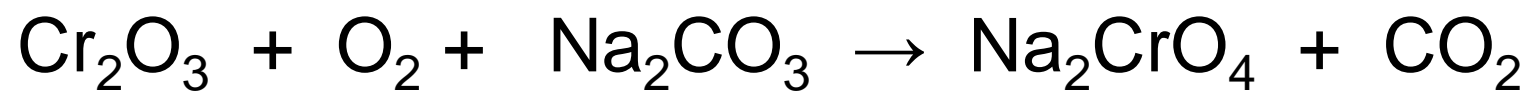
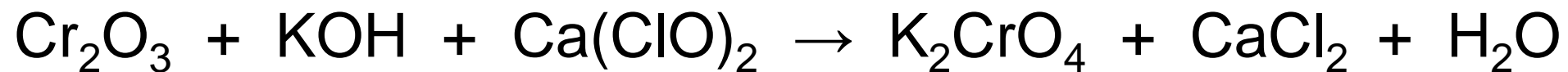
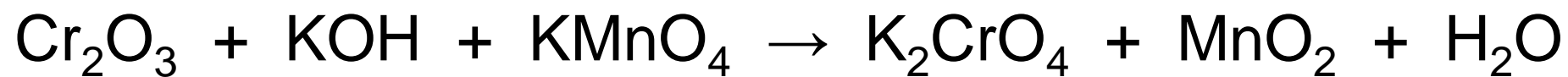


Оксид хрома – тугоплавкий порошок темно-зеленого цвета.

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



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



Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные.  
Расставьте коэффициенты.



Оксид  
вольфрама(VI)

Э<sup>+VI</sup>:



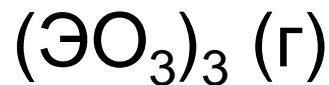
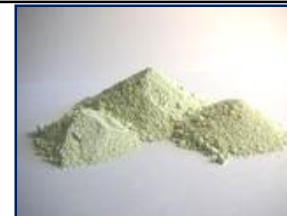
красный,  
летуч., яд.



бесцв.



желт.



• т. пл., °C:      197      795      1473

Устойчивость растёт

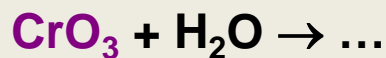


Оксид  
хрома(VI)

**H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>** – сильн. к-та ( $K_k \approx 10^{-1}$ ),  
окислитель (Cr<sup>VI</sup> → Cr<sup>III</sup>)

**ЭO<sub>3</sub>·2H<sub>2</sub>O** (т) – сл. к-ты, слабые окисл.-восст. св-ва

Получение:



# Кислородные соединения $\text{Cr}^{6+}$

Способы получения оксидов  $M^{6+}$ :



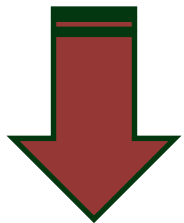
Оксид хрома (VI)  $\text{CrO}_3$  — хромовый ангидрид, представляет собой темно-красные игольчатые кристаллы.



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  $\text{H}_2\text{CrO}_4$

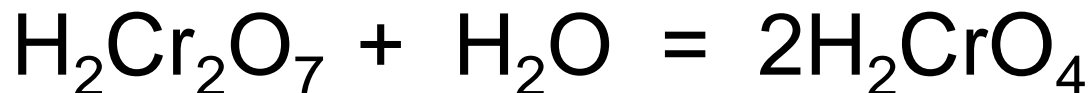


При большой концентрации  $\text{CrO}_3$  образуется дихромовая

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



которая при разбавлении переходит в хромовую кислоту:

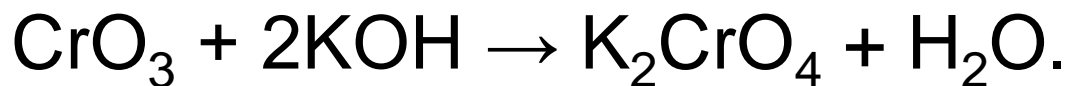


Эти кислоты – неустойчивые. Существуют только в растворе.

Между ними в растворе устанавливается равновесие

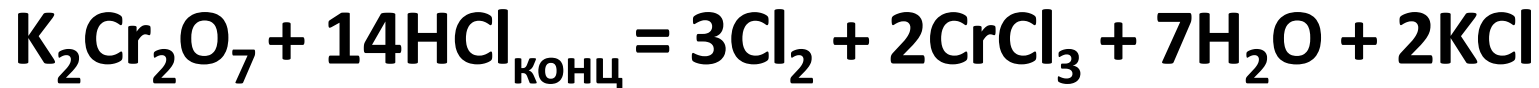
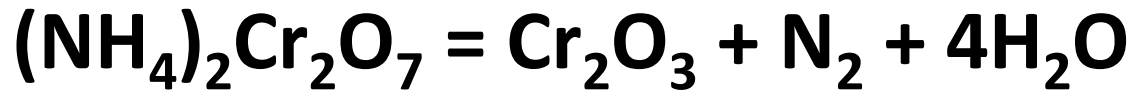


При взаимодействии  $\text{CrO}_3$  со щелочами образуются **хроматы**



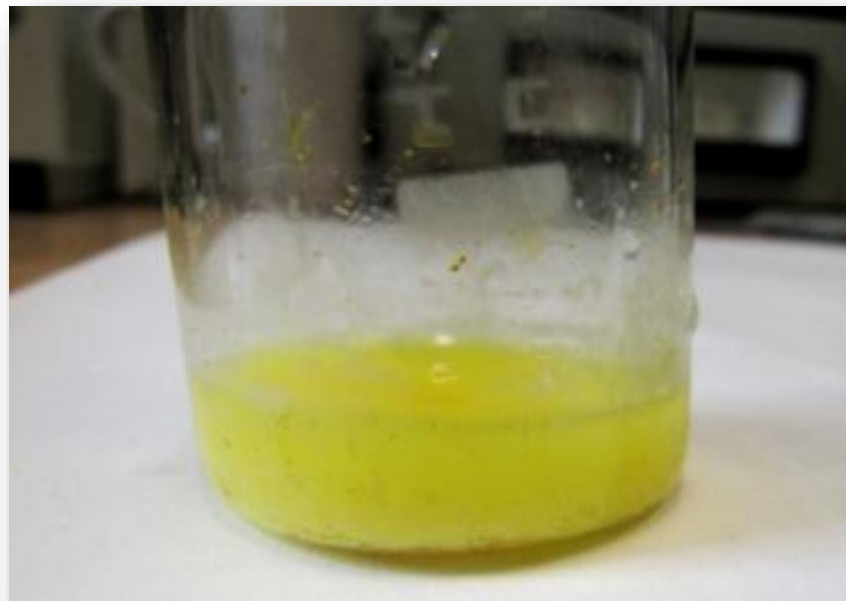
# Кислородные соединения $\text{Cr}^{6+}$

Соединения  $\text{Cr}^{6+}$  гораздо более сильные окислители, чем соединения  $\text{Mo}^{6+}$  и  $\text{W}^{6+}$

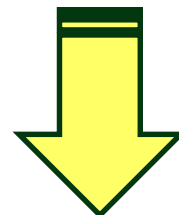
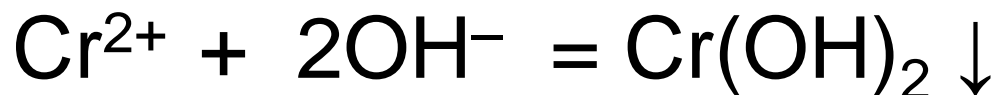
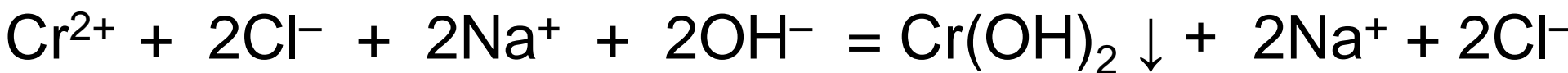
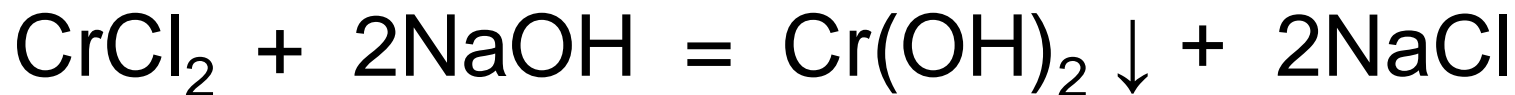




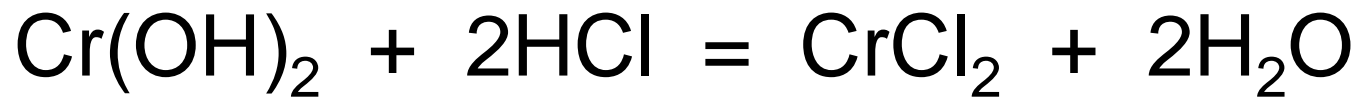
## Гидроксид хрома (II)



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

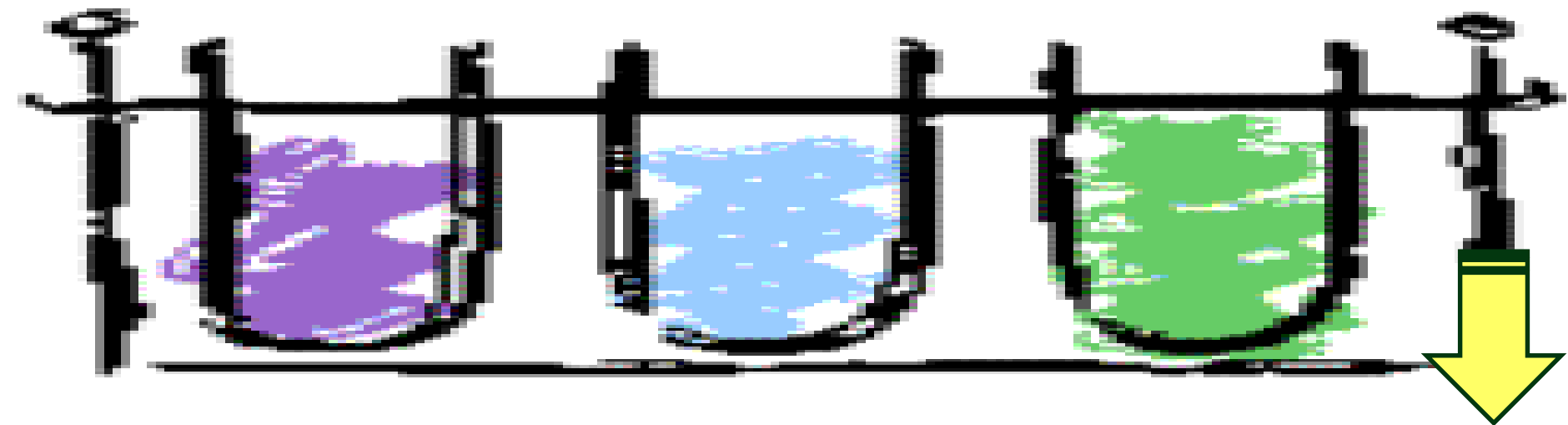
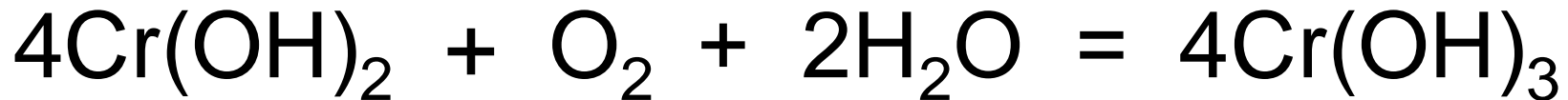


Гидроксид хрома (II) обладает **ОСНОВНЫМИ СВОЙСТВАМИ**.



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

Кислородом воздуха окисляется до гидроксида хрома (III)



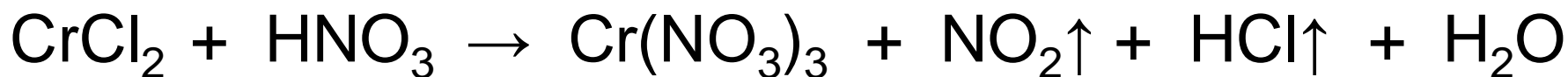
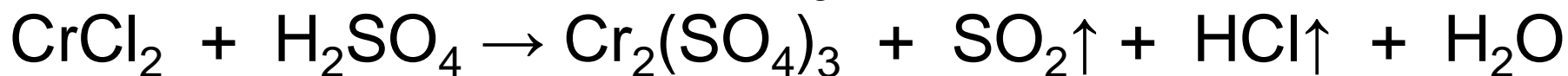
# Соли хрома (II)

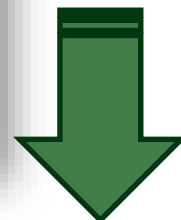
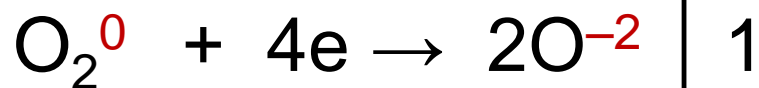
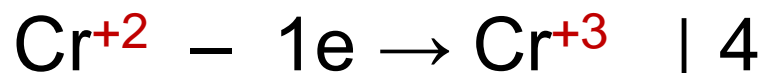
Водные растворы солей хрома (II) получают без доступа воздуха растворением металлического хрома в разбавленных кислотах в атмосфере водорода или восстановлением цинком в кислой среде солей трехвалентного хрома.

Безводные соли хрома (II) белого цвета, а водные растворы и кристаллогидраты — синего цвета.

Соединения хрома (II) – **сильные восстановители**. Легко окисляются. Именно поэтому очень трудно получать и хранить соединения двухвалентного хрома.

Реагируют с концентрированными серной и азотной кислотами:

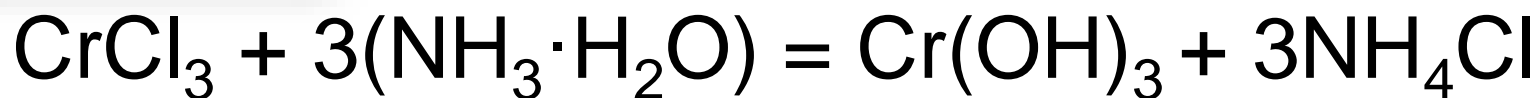




# Гидроксид хрома (III)

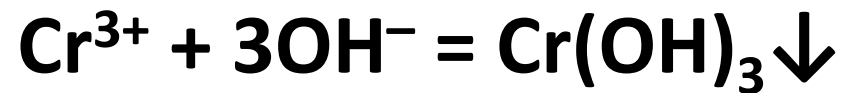


Получают **гидроксид хрома (III)** действием растворов щелочей или аммиака на растворы солей хрома (III).

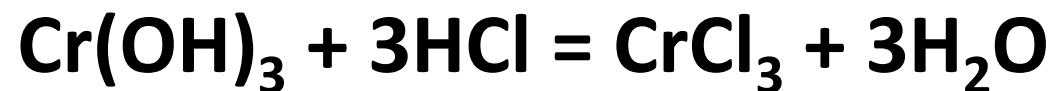


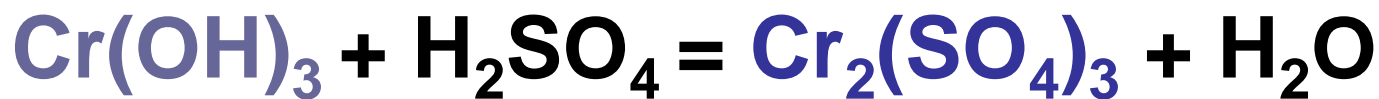
# Гидроксид $\text{Cr}^{3+}$

Получают добавлением щелочей или аммиака:



Стареет, свежесосажденный амфотерен:





тетрагидрохсохромит натрия



-----

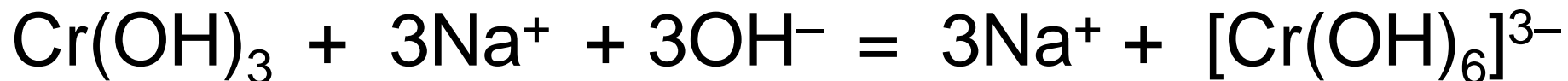
$\text{CrO}_3$  – КИСЛОТНЫЙ ОКСИД



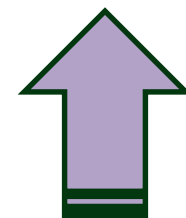
Гидроксид хрома (III) растворяется в щелочах



гексагидроксохромат (III) натрия  
(изумрудно-зеленый)

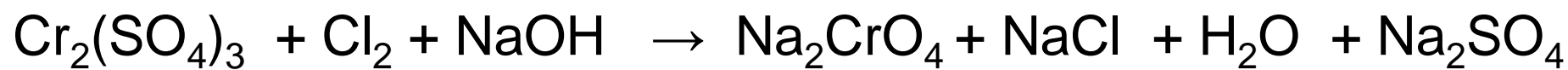
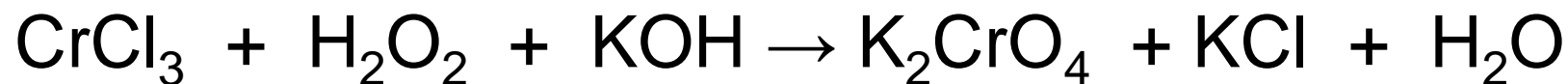
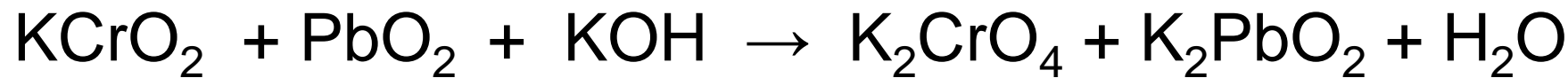
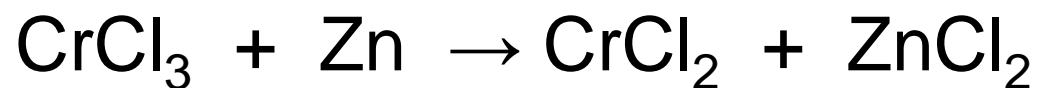
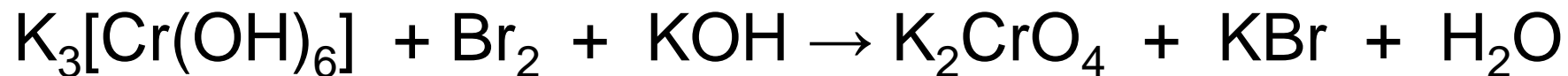


При нагревании гидроксид хрома (III) разлагается:





Соединения хрома (III) могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.



# Соли Cr<sup>3+</sup>

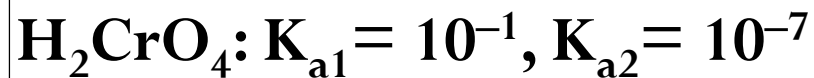
Хромовые квасцы  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Многочисленные комплексы:

$\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  – гидратная изомерия

Соединение	Цвет
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	<b>Фиолетовый</b>
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	<b>Светло-зеленый</b>
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	<b>Темно-зеленый</b>

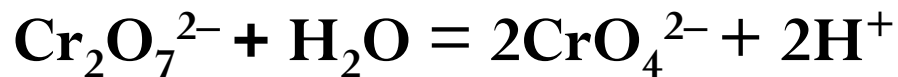
# Кислородные соединения Cr<sup>6+</sup>



**Гидролиз солей:**

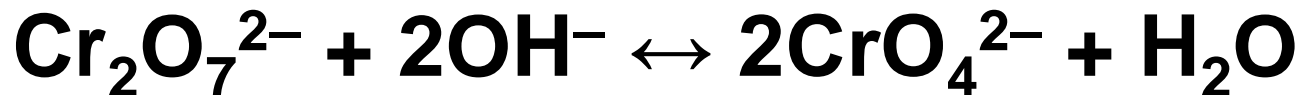
$\text{CrO}_4^{2-}$  – хромат ион, устойчив в щелочной среде (желтый)

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  – дихромат ион, устойчив в кислой среде (оранжевый)



изополисоединения

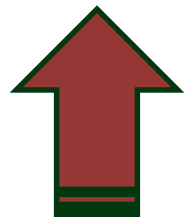
процесс  
полимеризации



процесс деполимеризации

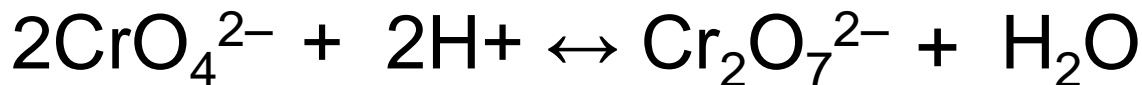


**Хромовая кислота** — кристаллическое вещество красного цвета; выделена в свободном состоянии при охлаждении насыщенных водных растворов  $\text{CrO}_3$ ; хромовая кислота — электролит средней силы. Изополихромовые кислоты существуют в водных растворах, окрашенных в красный цвет



# СОЛИ

**хроматы** – соли хромовой кислоты устойчивы в щелочной среде, при подкислении переходят в оранжевые **дихроматы**, соли двуххромовой кислоты. Реакция обратима, поэтому при добавлении щелочи желтая окраска хромата восстанавливается.

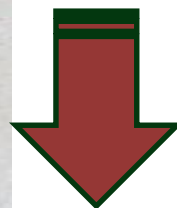


**хроматы**

$\text{H}^+$

**дихроматы**

$\text{OH}^-$

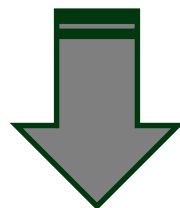
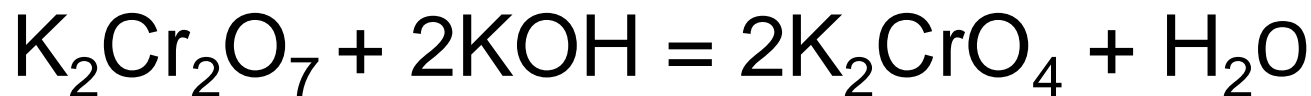


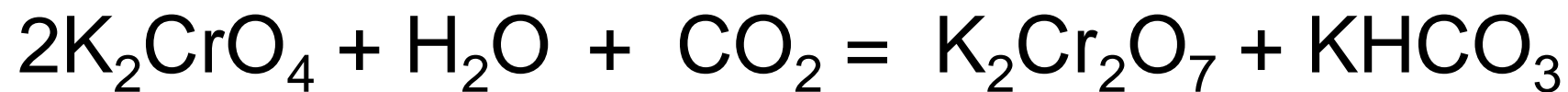
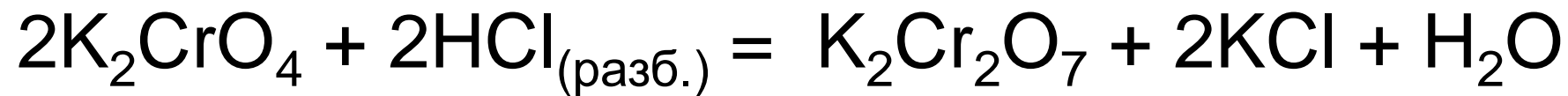
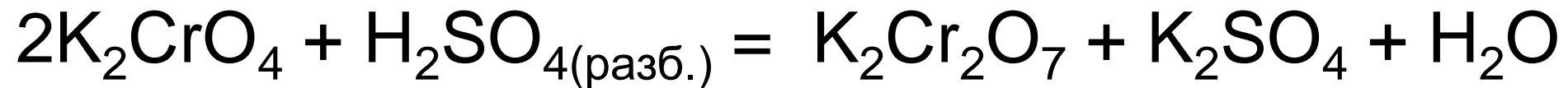
# Взаимопревращение хроматов и дихроматов

Оксиду хрома (VI) соответствуют две кислоты – хромовая  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  и дихромовая  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , Хромат калия  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – соли этих кислот. Хроматы – желтого цвета, дихроматы – оранжевого. В кислой среде хромат-ион превращается в дихромат-ион. В присутствии щелочи дихроматы снова становятся хроматами. Хромат калия превращаем в дихромат, добавляя кислоту. Желтый раствор становится оранжевым.



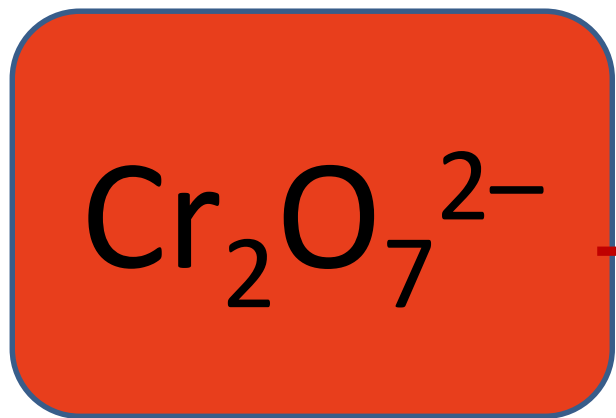
В стакан с дихроматом калия добавляем щелочь, оранжевый раствор становится желтым – дихроматы превращаются в хроматы.





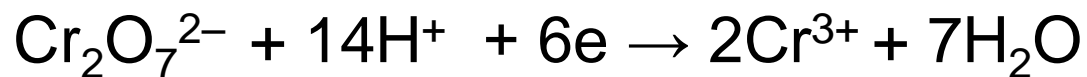


Соединения хрома (VI) –  
**СИЛЬНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ**



$\text{H}^+$

$\text{Cr}^{3+}$

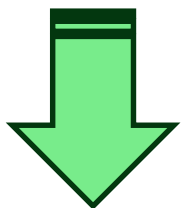
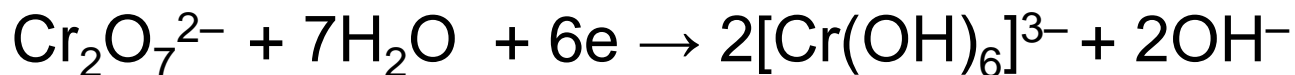


$\text{H}_2\text{O}$

$\text{Cr}(\text{OH})_3$

$\text{OH}^-$

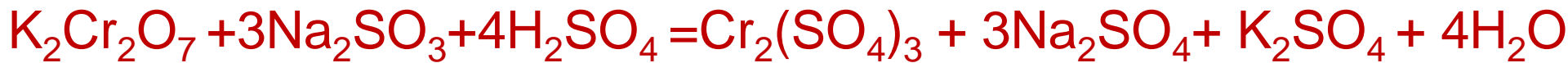
$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$





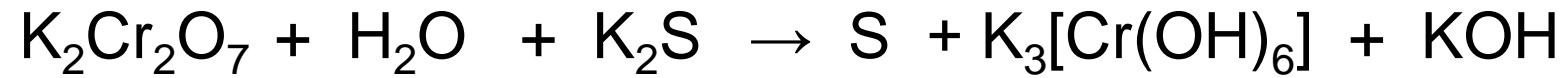
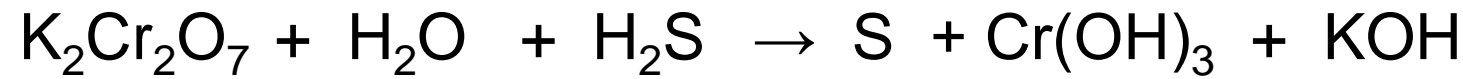
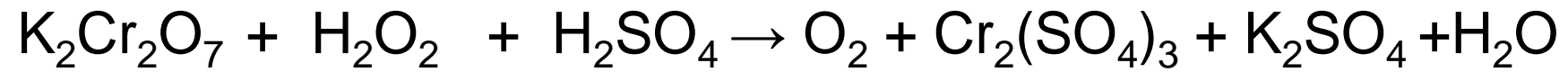
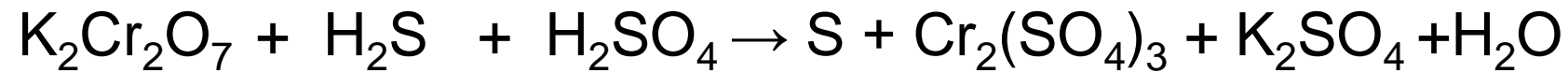
# Окислительные свойства дихроматов

Дихроматы, например дихромат калия  $K_2Cr_2O_7$  – сильные окислители. Под действием восстановителей дихроматы в кислой среде переходят в соли хрома (III). Примером такой реакции может служить окисление сульфита натрия раствором дихромата калия в кислой среде. К раствору дихромата калия добавляем серную кислоту и раствор сульфита натрия.

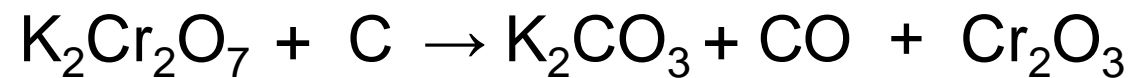
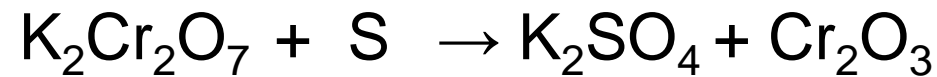


Оранжевая окраска, характерная для дихроматов, переходит в зеленую. Образовался раствор сульфата хрома (III) зеленого цвета. Соли хрома - ярко окрашены, именно поэтому элемент получил такое название: "хром", что в переводе с греческого означает "цвет, краска".

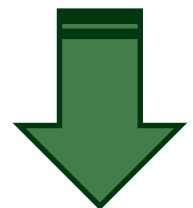
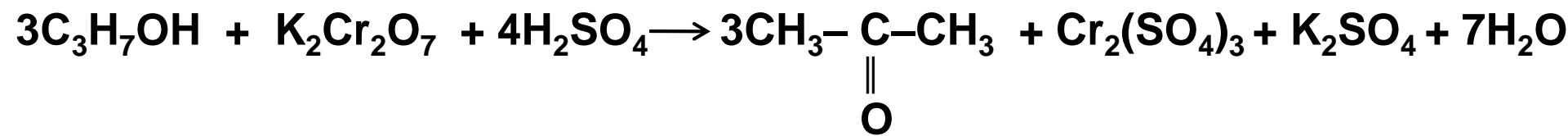




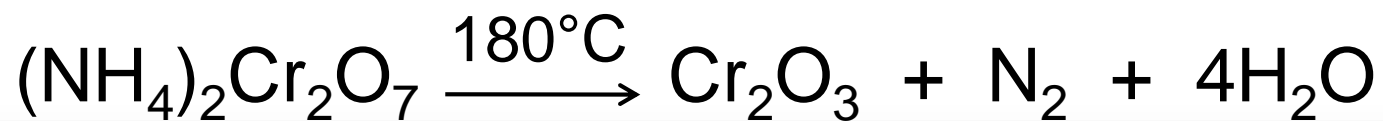
Дихроматы проявляют окислительные свойства не только в растворах, но и в твердом виде:



Дихромат калия (хромпик) широко применяется как окислитель органических соединений:



Хроматы щелочных металлов плавятся без разложения, а дихроматы при высокой температуре превращаются в хроматы. Дихромат аммония разлагается при нагревании:



В ряду гидроксидов хрома различных степеней окисления

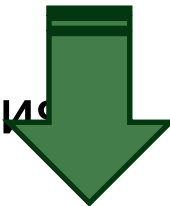


закономерно происходит ослабление основных свойств и усиление кислотных. Такое изменение свойств обусловлено увеличением степени окисления и уменьшением ионных радиусов хрома. В этом же ряду последовательно усиливаются окислительные свойства.

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

## Соединения хрома (II)

оксид

гидроксид

соли

## Соединения хрома (III)

оксид

гидроксид

соли

## Соединения хрома (VI)

оксид

гидроксид

соли



**Хром** - постоянная составная часть растительных и животных организмов. В крови содержится от 0,012 до 0,0035 % хрома. Хром имеет большое значение в метаболизме углеводов и жиров, а также участвует в процессе синтеза инсулина. Важнейшая его биологическая роль состоит в регуляции углеводного обмена и уровня глюкозы в крови. Элемент способствует нормальному формированию и росту детского организма. Снижение содержания хрома в пище и крови приводит к уменьшению скорости роста, увеличению холестерина в крови.



**Хром** важный компонент во многих легированных сталях.

Используется в качестве износостойчивых и красивых гальванических покрытий (хромирование)

Хром применяется для производства сплавов:

хром-30 и хром-90, незаменимых для производства сопел мощных плазмотронов и в авиакосмической промышленности.

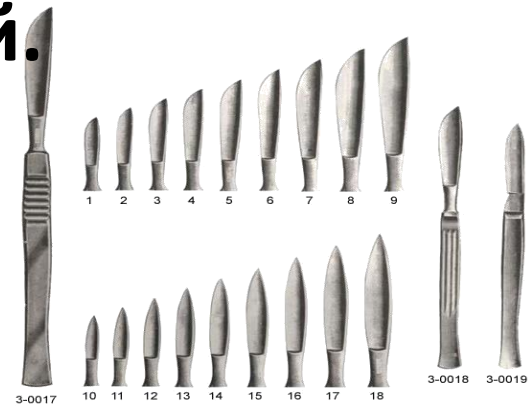




**Хром** входит в состав крови, головного мозга, молока, фермента пепсина. При его недостатке замедляется рост животных, начинается заболевание глаз, нарушается углеводный обмен.



**Хром** применяется в сплавах для изготовления медицинских инструментов – хирургических ножей, скальпелей, для изготовления зубных коронок, игл, стерилизаторов. **Дихроматы** используются для получения некоторых лекарственных препаратов, например, бензойной кислоты, камфары. Дихроматометрия применяется для количественного определения лекарственных веществ, обладающих свойствами восстановителей.



**Молибден** жизненно необходимый элемент, входит в состав 7 ферментов (ксантиндегидрогеназа, ксантиноксидаза, альдогидроксидаза и др.)

При дефиците молибдена возникает ксантинурия, при этом уменьшается содержание мочевой кислоты в сыворотке крови и моче. При избытке молибденоз, характеризующийся анемией, гипотонией, лейкопенией.