

# ХРОМ и его соединения



# I. Исторические сведения

## II. Хром – химический элемент:

1. Положение хрома в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева

2. Строение атома.

3. Нахождение в природе

## III. Хром – простое вещество

1. Состав. Физические свойства.

2. Получение.

3. Химические свойства

4. Биологическая роль и физиологическое действие.

5. Применение

## IV. Соединения хрома

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.

Французский химик **Луи Николя Воклен** родился в Сент-Андре-д'Эберто (Нормандия).

Совместно с А. Ф. Фуркруа выяснил (1799) химическую природу мочевины. Совместно с П. Ж. Робике открыл (1806) первую аминокислоту аспарагин. Открыл также пектин и яблочную кислоту, выделил камфорную и хинную кислоты.

Внёс существенный вклад в развитие анализа минералов. Создал школу химиков. Опубликовал одно из первых в мире руководств по химическому анализу – "Введение в аналитическую химию" (1799).



Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	б			а
1	1	<b>H</b> 1.008 ВОДОРОД																<b>He</b> 4.003 ГЕЛИЙ	
2	2	<b>Li</b> 6.941 ЛИТИЙ	<b>Be</b> 9.0122 БЕРИЛЛИЙ	<b>B</b> 10.811 БОР	<b>C</b> 12.011 УГЛЕРОД	<b>N</b> 14.007 АЗОТ	<b>O</b> 15.999 КИСЛОРОД	<b>F</b> 18.998 ФТОР										<b>Ne</b> 20.179 НЕОН	
3	3	<b>Na</b> 22.99 НАТРИЙ	<b>Mg</b> 24.312 МАГНИЙ	<b>Al</b> 26.992 АЛЮМИНИЙ	<b>Si</b> 28.086 КРЕМНИЙ	<b>P</b> 30.974 ФОСФОР	<b>S</b> 32.064 СЕРА	<b>Cl</b> 35.453 ХЛОР										<b>Ar</b> 39.948 АРГОН	
4	4	<b>K</b> 39.102 КАЛИЙ	<b>Ca</b> 40.08 КАЛЬЦИЙ	<b>Sc</b> 44.956 СКАНДИЙ	<b>Ti</b> 47.956 ТИТАН	<b>V</b> 50.941 ВАНАДИЙ	<b>Cr</b> 51.996 ХРОМ	<b>Mn</b> 54.938 МАРГАНЕЦ	<b>Fe</b> 56.848 ЖЕЛЕЗО	<b>Co</b> 58.933 КОБАЛЬТ	<b>Ni</b> 58.7 НИКЕЛЬ								
	5	<b>Cu</b> 63.546 МЕДЬ	<b>Zn</b> 65.37 ЦИНК	<b>Ga</b> 69.72 ГАЛЛИЙ	<b>Ge</b> 72.59 ГЕРМАНИЙ	<b>As</b> 74.922 МЫШЬЯК	<b>Se</b> 78.96 СЕЛЕН	<b>Br</b> 79.904 БРОМ											<b>Kr</b> 83.8 КРИПТОН
5	6	<b>Rb</b> 85.468 РУБИДИЙ	<b>Sr</b> 87.62 СТРОНЦИЙ	<b>Y</b> 88.906 ИТРИЙ	<b>Zr</b> 91.22 ЦИРКОНИЙ	<b>Nb</b> 92.906 НИОБИЙ	<b>Mo</b> 95.94 МОЛИБДЕН	<b>Tc</b> [99] ТЕХНЕЦИЙ	<b>Ru</b> 101.07 РУТЕНИЙ	<b>Rh</b> 102.906 РОДИЙ	<b>Pd</b> 106.4 ПАЛЛАДИЙ								
	7	<b>Ag</b> 107.868 СЕРЕБРО	<b>Cd</b> 112.41 КАДМИЙ	<b>In</b> 114.82 ИНДИЙ	<b>Sn</b> 118.69 ОЛОВО	<b>Sb</b> 121.75 СУРЬМА	<b>Te</b> 127.6 ТЕЛЛУР	<b>I</b> 126.905 ИОД											<b>Xe</b> 131.3 КСЕНОН
6	8	<b>Cs</b> 132.905 ЦЕЗИЙ	<b>Ba</b> 137.34 БАРИЙ	<b>57-71</b> ЛАНТАНОИДЫ	<b>Hf</b> 178.49 ГАФНИЙ	<b>Ta</b> 180.948 ТАНТАЛ	<b>W</b> 183.85 ВОЛЬФРАМ	<b>Re</b> 186.207 РЕНИЙ	<b>Os</b> 190.2 ОСМИЙ	<b>Ir</b> 192.22 ИРИДИЙ	<b>Pt</b> 195.09 ПЛАТИНА								
	9	<b>Au</b> 196.967 ЗОЛОТО	<b>Hg</b> 200.59 РТУТЬ	<b>Tl</b> 204.37 ТАЛЛИЙ	<b>Pb</b> 207.19 СВИНЕЦ	<b>Bi</b> 208.98 ВИСМУТ	<b>Po</b> [210] ПОЛОНИЙ	<b>At</b> [210] АСТАТ											<b>Rn</b> [222] РАДОН
7	10	<b>Fr</b> [223] ФРАНЦИЙ	<b>Ra</b> [226] РАДИЙ	<b>89-103</b> АКТИНОИДЫ	<b>Rf</b> [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	<b>Db</b> [262] ДУБНИЙ	<b>Sg</b> [263] СИБОРГИЙ	<b>Bh</b> [262] БОРИЙ	<b>Hn</b> [265] ХАНИЙ	<b>Mt</b> [265] МЕЙТНЕРИЙ	<b>110</b>								
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		$R_2O$		$RO$		$R_2O_3$		$RO_2$		$R_2O_5$		$RO_3$		$R_2O_7$		$RO_4$			
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ						$RH_4$		$RH_3$		$H_2R$		$HR$							

### Л А Н Т А Н О И Д Ы

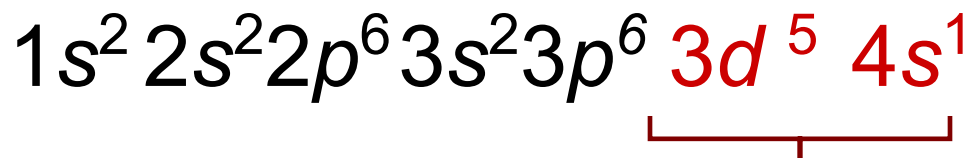
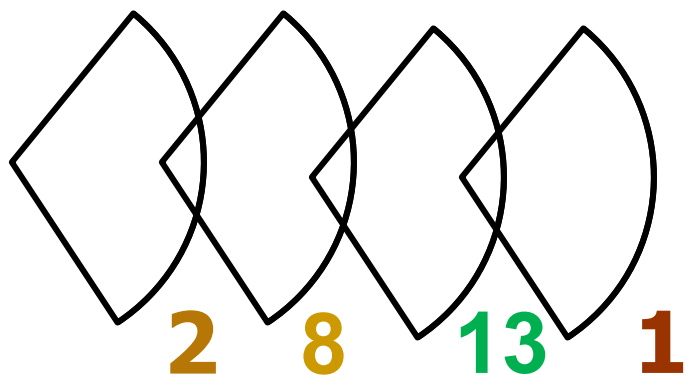
57 <b>La</b> 138.906 ЛАНТАН	58 <b>Ce</b> 140.12 ЦЕРИЙ	59 <b>Pr</b> 140.909 ПРАЗЕОДИМ	60 <b>Nd</b> 144.24 НЕОДИМ	61 <b>Pm</b> [145] ПРОМЕТИЙ	62 <b>Sm</b> 150.4 САМАРИЙ	63 <b>Eu</b> 151.96 ЕВРОПИЙ	64 <b>Gd</b> 157.25 ГАДОЛИНИЙ	65 <b>Tb</b> 158.926 ТЕРБИЙ	66 <b>Dy</b> 162.5 ДИСПРОЗИЙ	67 <b>Ho</b> 164.93 ГОЛЬМИЙ	68 <b>Er</b> 167.26 ЭРБИЙ	69 <b>Tm</b> 168.934 ТУЛИЙ	70 <b>Yb</b> 173.04 ИТТЕРБИЙ	71 <b>Lu</b> [175] ЛЮТЕЦИЙ
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	----------------------------------

### А К Т И Н О И Д Ы

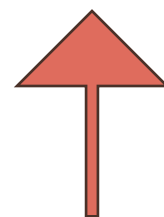
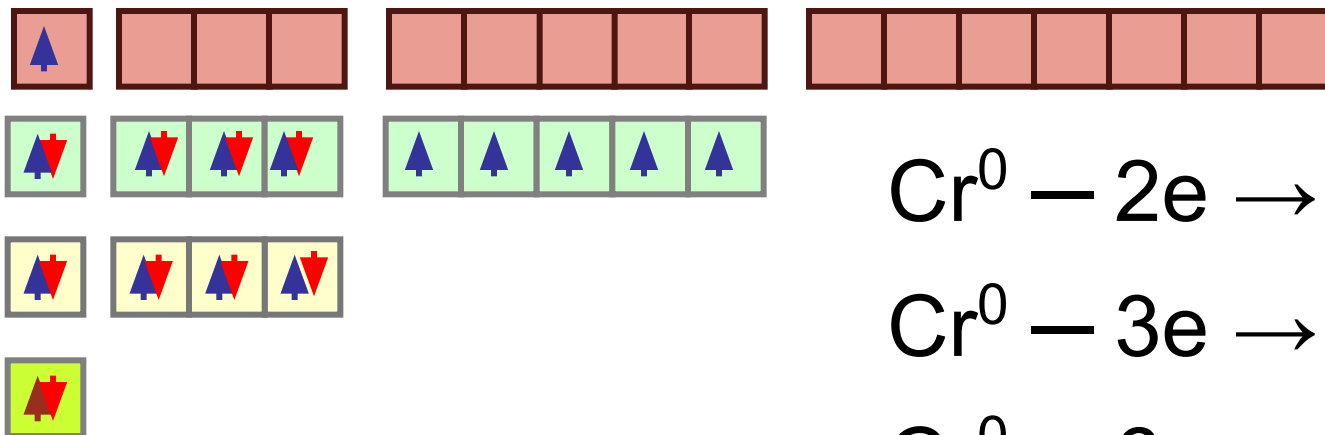
89 <b>Ac</b> [227] АКТИНИЙ	90 <b>Th</b> 232.038 ТОРИЙ	91 <b>Pa</b> [231] ПРОТАКТИНИЙ	92 <b>U</b> 238.29 УРАН	93 <b>Np</b> [237] НЕПУНИЙ	94 <b>Pu</b> [244] ПЛУТОНИЙ	95 <b>Am</b> [243] АМЕРИЦИЙ	96 <b>Cm</b> [247] КЮРИЙ	97 <b>Bk</b> [247] БЕРКЛИЙ	98 <b>Cf</b> [251] КАЛИФОРНИЙ	99 <b>Es</b> [254] ЭЙНШТЕЙНИЙ	100 <b>Fm</b> [257] ФЕРМИЙ	101 <b>Md</b> [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	102 <b>No</b> [259] НОБЕЛИЙ	103 <b>Lr</b> [260] ЛОУРЕНСИЙ
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

# Положение хрома в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Структура атома.

		порядковый номер	период	группа
<b>Cr</b>	металл	<b>+24</b>	<b>4</b>	<b>VIB</b>

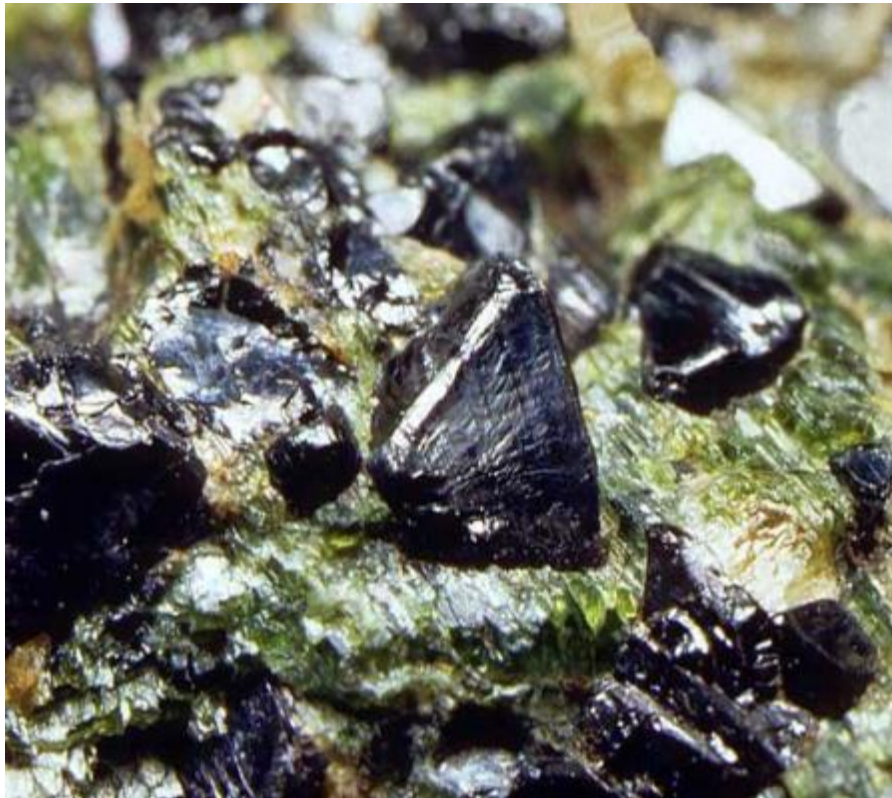


валентные электроны

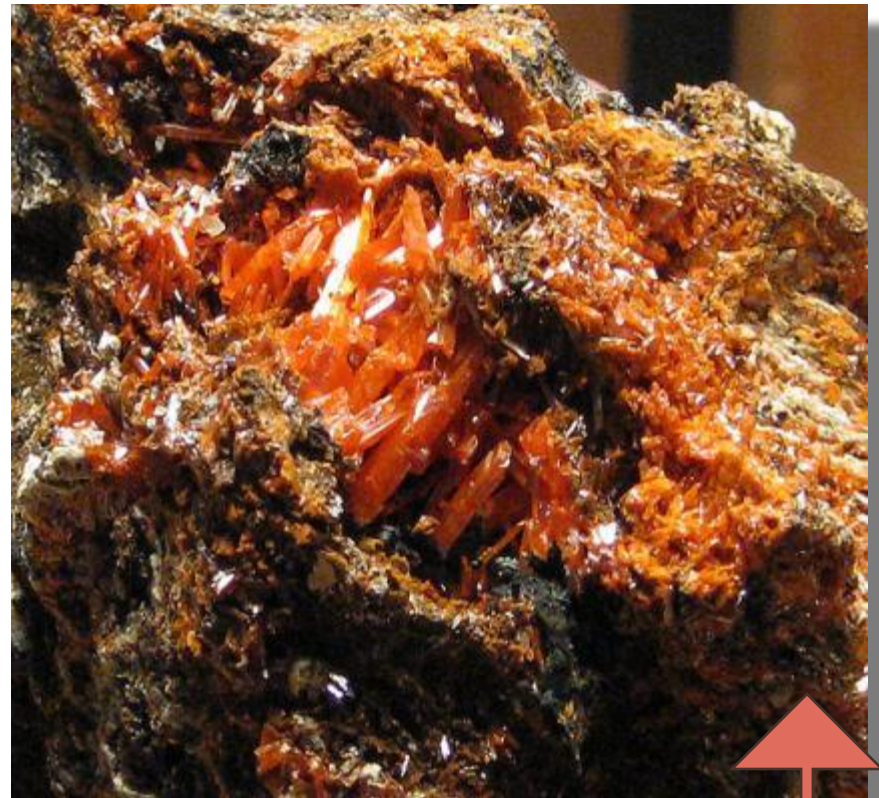


# Нахождение хрома в природе

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

## Физические свойства

В свободном виде — голубовато- белый металл.

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

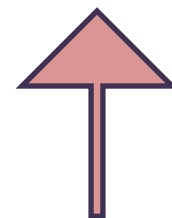
Очень чистый хром достаточно хорошо поддается механической обработке, пластичен.

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;

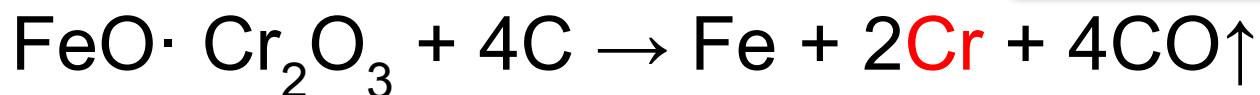
$t_{\text{кипения}}$  2480°С.



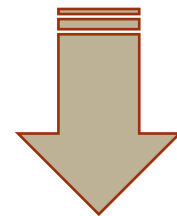


# Получение

Из хромистого железняка  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$  (хромита железа) получают феррохром восстановлением в электропечах коксом (углеродом):

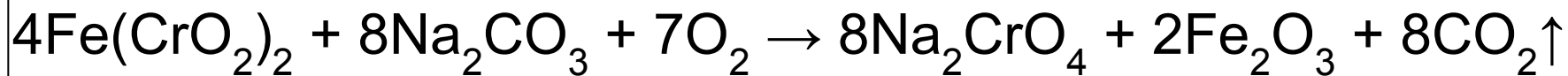


**Феррохром** — сплав железа и хрома (около 60%), основные примеси – углерод (до 5%), кремний (до 8%), сера (до 0,05%), фосфор (до 0,05%). Феррохром применяют для производства легированных сталей.



**Чтобы получить чистый хром, реакцию ведут следующим образом:**

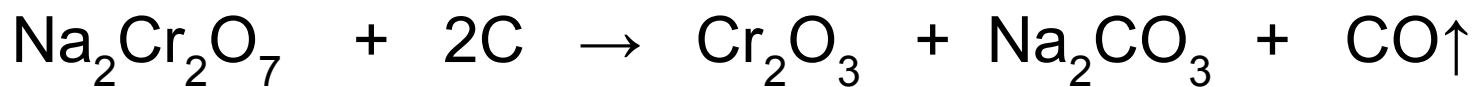
1) сплавляют хромит железа с карбонатом натрия (кальцинированная сода) на воздухе:



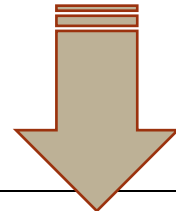
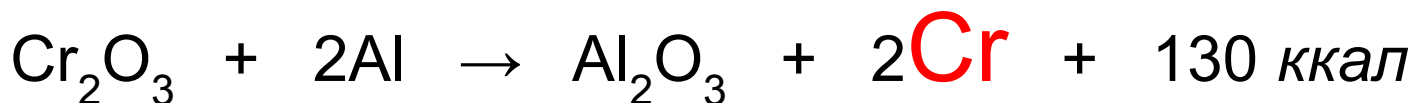
2) растворяют хромат натрия и отделяют его от оксида железа;

3) переводят хромат в дихромат, подкисляя раствор и выкристаллизовывая дихромат;

4) получают чистый оксид хрома восстановлением дихромата углём:

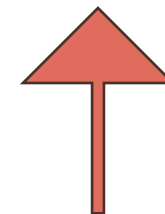
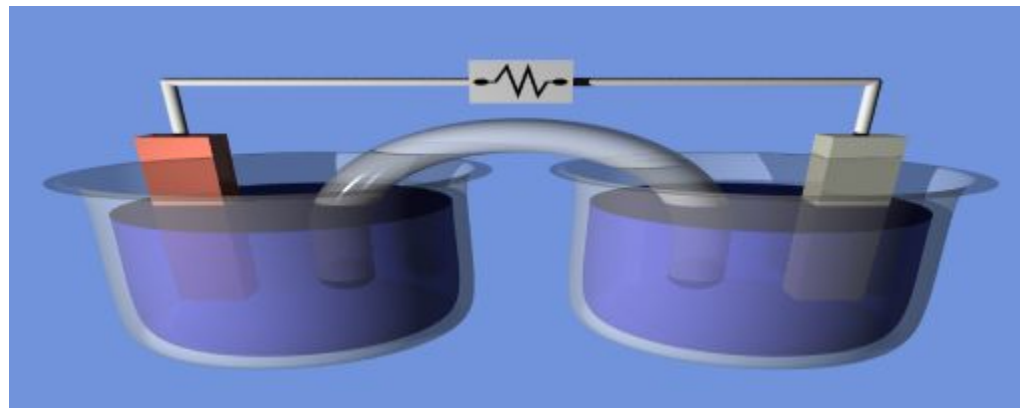
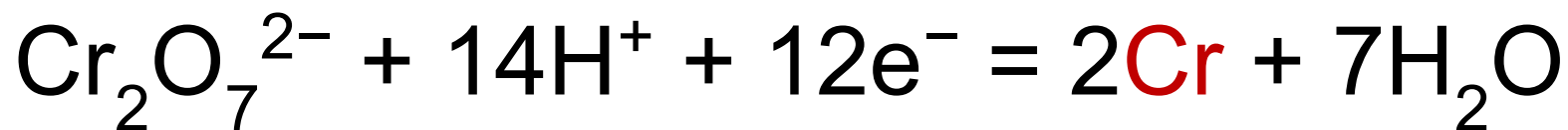


5) с помощью алюминотермии получают металлический хром:



С помощью электролиза получают электролитический хром из раствора хромового ангидрида в воде, содержащего добавку серной кислоты. При этом на катодах совершаются в основном 3 процесса:

- 1) восстановление шестивалентного хрома до трехвалентного с переходом его в раствор;
- 2) разряд ионов водорода с выделением газообразного водорода;
- 3) разряд ионов, содержащих шестивалентный хром с осаждением металлического хрома;



# Химические свойства

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

+ O<sub>2</sub> + неметаллы

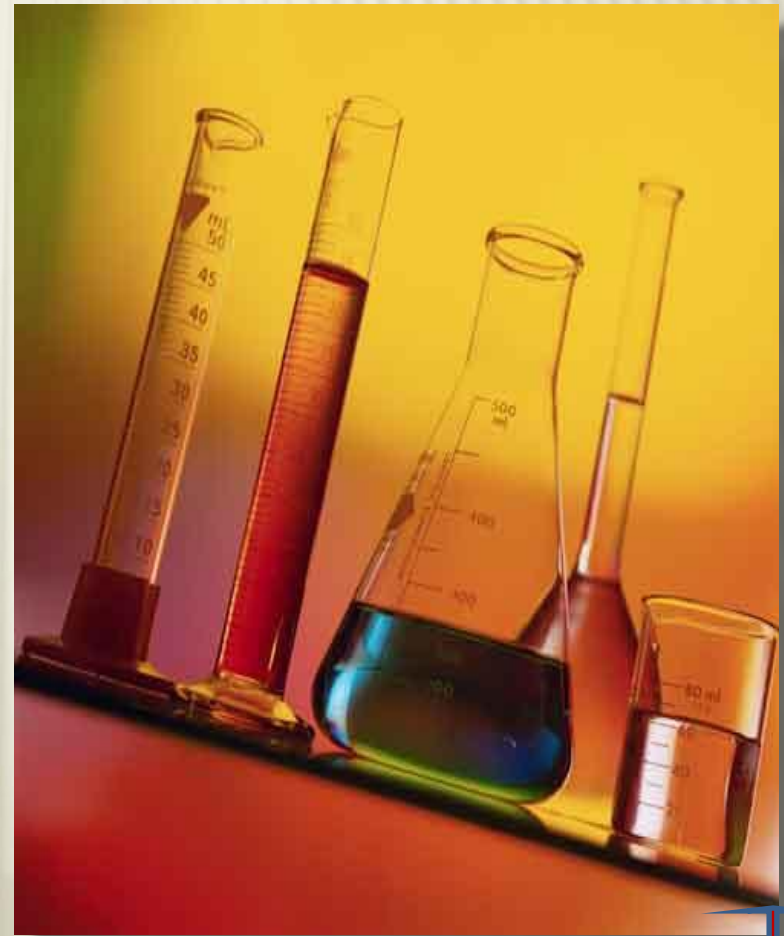
+ H<sub>2</sub>O

+ растворы HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

+ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.), HNO<sub>3</sub>

+ растворы солей

+ щелочные расплавы окислителей



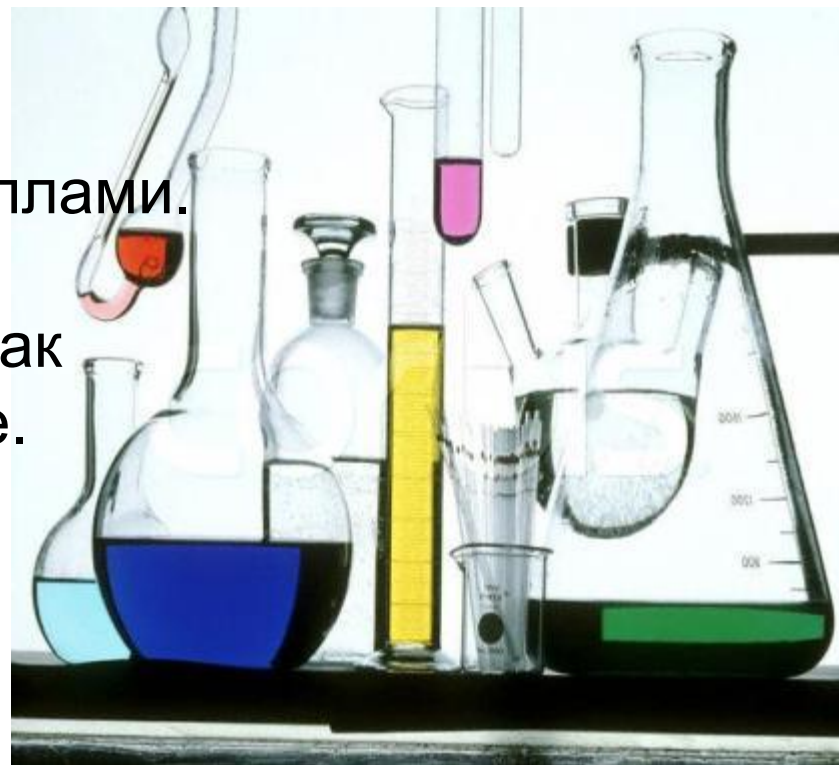
При комнатной температуре хром химически мало активен из-за образования на его поверхности тонкой прочной оксидной пленки.

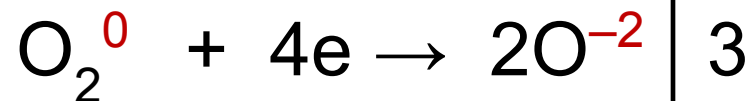
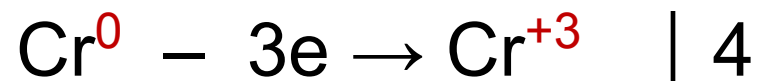
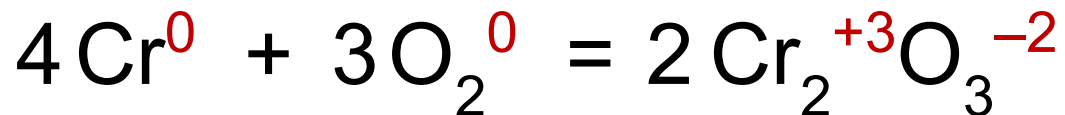
При нагревании оксидная пленка хрома разрушается, и он реагирует практически со всеми **неметаллами**, например:

*кислородом, галогенами, азотом, серой.*

Составьте уравнения реакций хрома с перечисленными неметаллами.

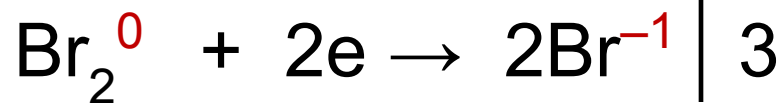
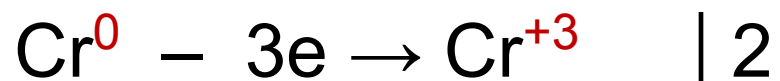
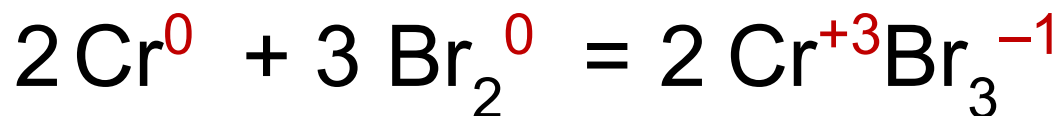
Рассмотрите данные реакции как окислительно-восстановительные.





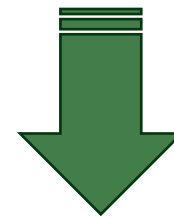
$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

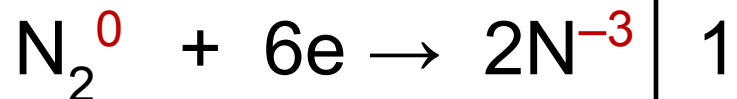
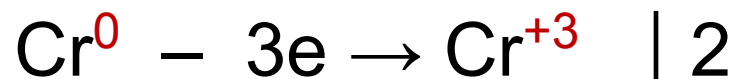
$\text{O}_2^0$  – окислитель, процесс восстановления



$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

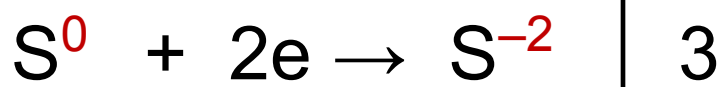
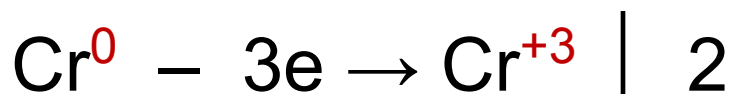
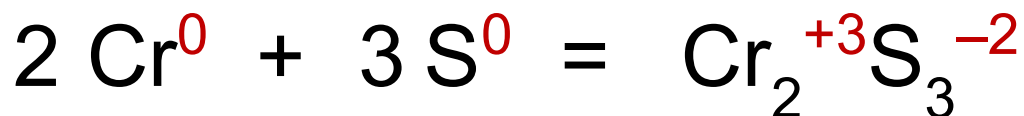
$\text{Br}_2^0$  – окислитель, процесс восстановления





$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

$\text{N}_2^0$  – окислитель, процесс восстановления

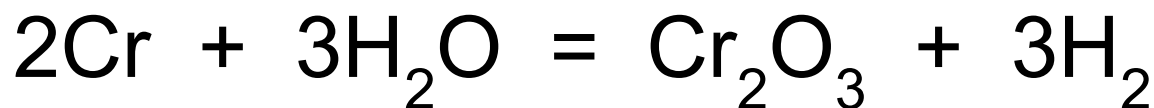


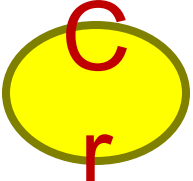
$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

$\text{S}^0$  – окислитель, процесс восстановления



В *раскаленном состоянии* хром реагирует с парами воды:



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

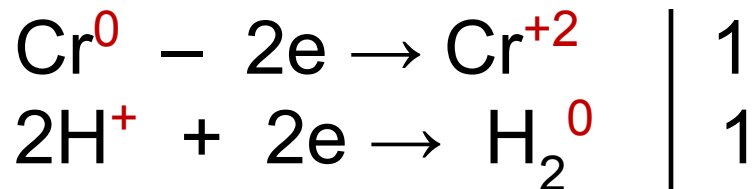
В ряду напряжений хром находится левее водорода и поэтому в отсутствие воздуха может вытеснять водород из растворов соляной и серной кислот, образуя соли хрома (II).

Составьте уравнения реакций хрома с растворами соляной и серной кислот.

Рассмотрите данные реакции как окислительно-восстановительные.

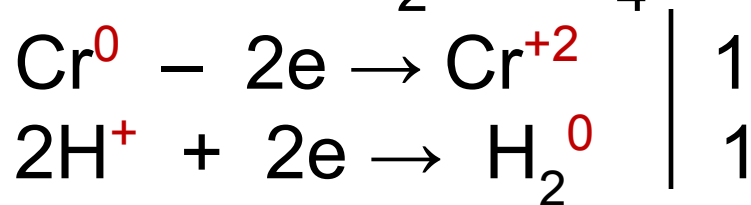
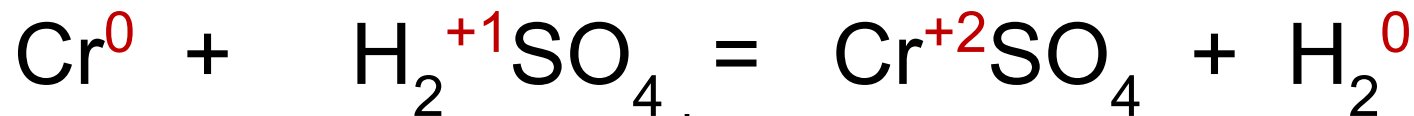






$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

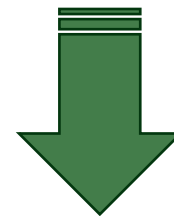
$\text{HCl}$  (за счет  $\text{H}^{+1}$ ) – окислитель, процесс восстановления



$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

$\text{H}_2\text{SO}_4$  (за счет  $\text{H}^{+1}$ ) – окислитель,

процесс восстановления





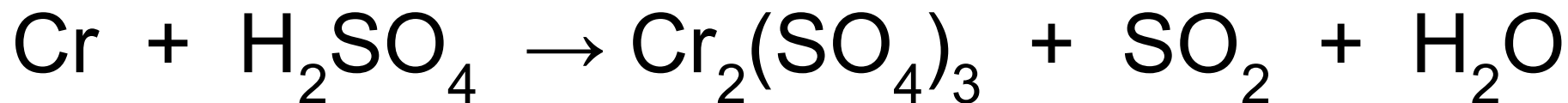
В присутствии кислорода  
хром реагирует с растворами  
кислот с образованием  
**солей хрома (III)**





Концентрированные серная и азотная кислоты на холоду *пассивируют* хром

*При сильном нагревании* кислоты растворяют хром с образованием солей хрома (III)

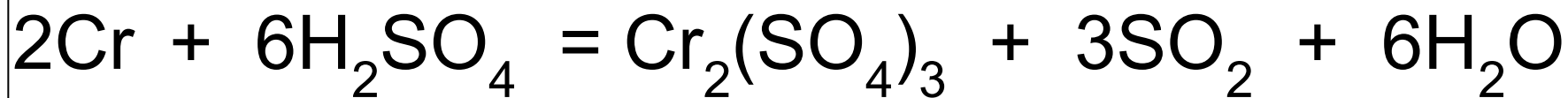
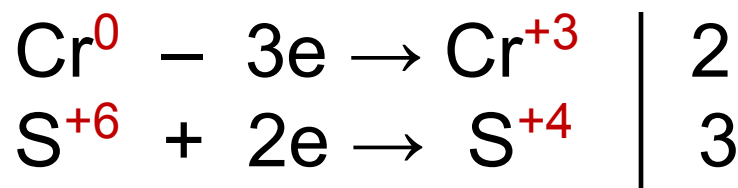
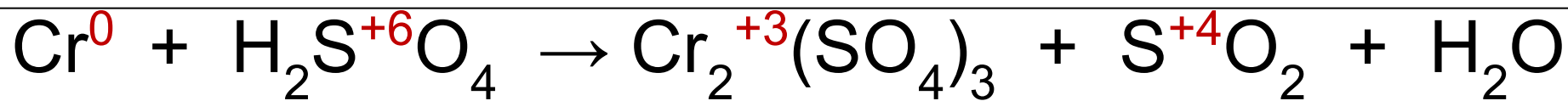


Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные

Расставьте коэффициенты.

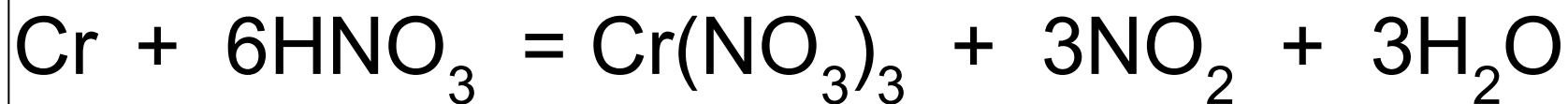
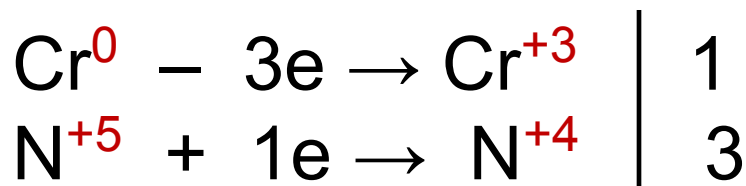
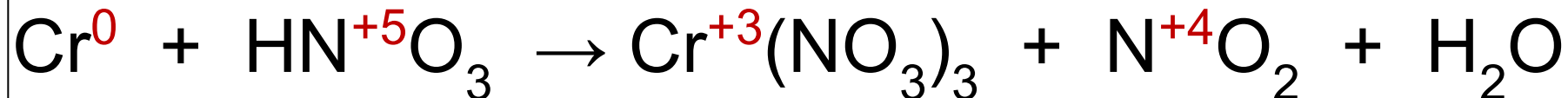
Назовите окислитель и восстановитель.





$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

$\text{H}_2\text{SO}_4$  (за счет  $\text{S}^{+6}$ ) – окислитель, процесс восстановления



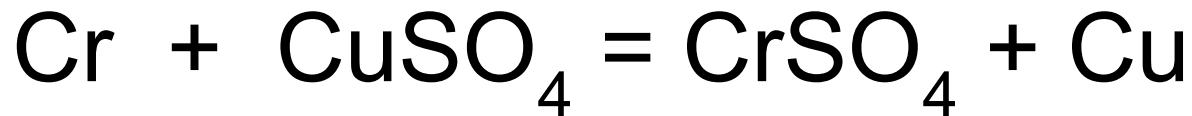
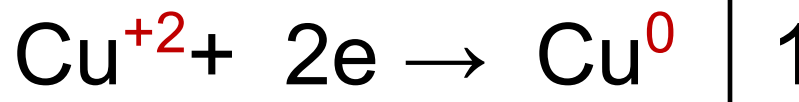
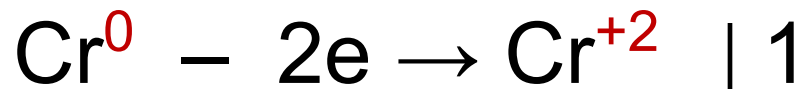
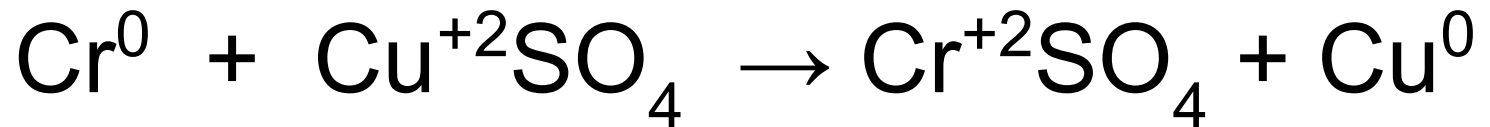
$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

$\text{HNO}_3$  (за счет  $\text{N}^{+5}$ ) – окислитель, процесс восстановления



Хром способен вытеснять многие металлы, например медь, олово, серебро и другие, из растворов их солей:

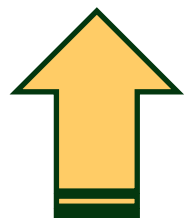
Составьте уравнение реакции хрома с раствором сульфата меди (II). Рассмотрите данную реакцию как окислительно-восстановительную.



$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисления

$\text{CuSO}_4$  (за счет  $\text{Cu}^{+2}$ ) – окислитель, процесс

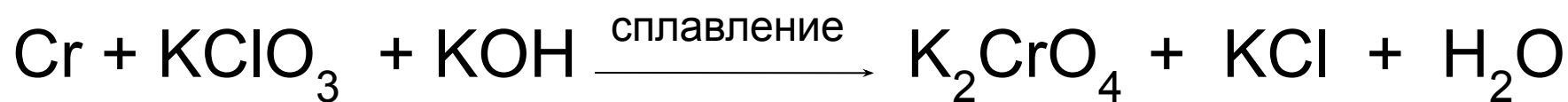
восстановления



Растворы щелочей на хром практически не действуют.  
Хром реагирует с щелочными расплавами окислителей.

В качестве окислителей используют нитраты натрия, калия, хлорат калия и другие окислители.

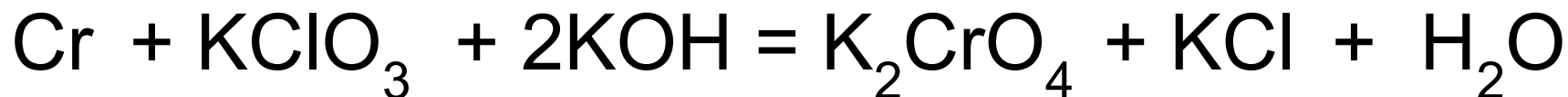
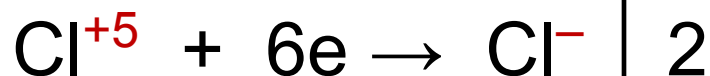
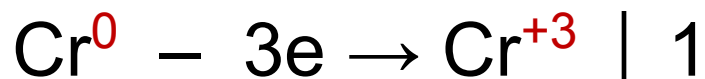
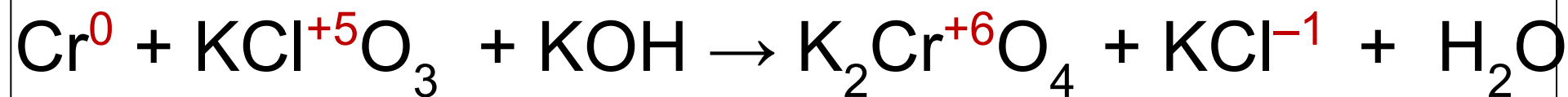
При взаимодействии с щелочными расплавами окислителей хром образует соли анионного типа, в которых проявляет высшую степень окисления.



Рассмотрите эту реакцию как окислительно-восстановительную.  
Расставьте коэффициенты.

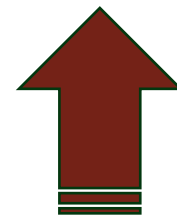
Назовите окислитель и восстановитель.





$\text{Cr}^0$  – восстановитель, процесс окисление

$\text{KClO}_3$  (за счет  $\text{Cl}^{+5}$ ) – окислитель, процесс восстановления



**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.



# Соединения хрома

## Соединения хрома (II)

оксид

гидроксид

соли

## Соединения хрома (III)

оксид

гидроксид

соли

## Соединения хрома (VI)

оксид

гидроксид

соли



# 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.

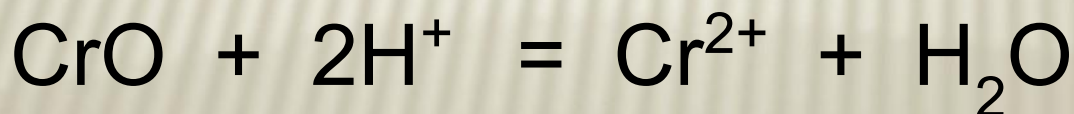
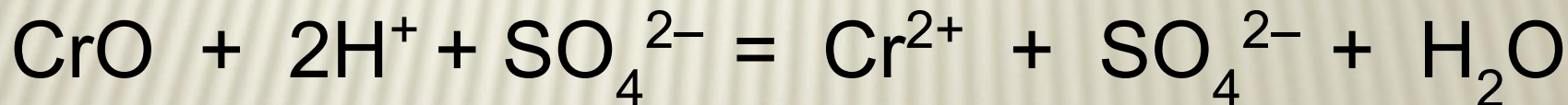
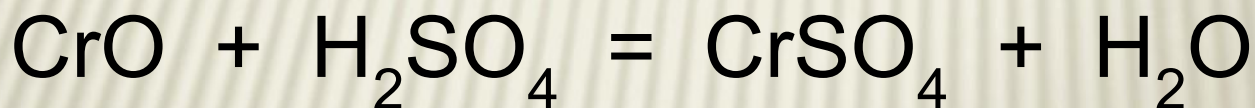
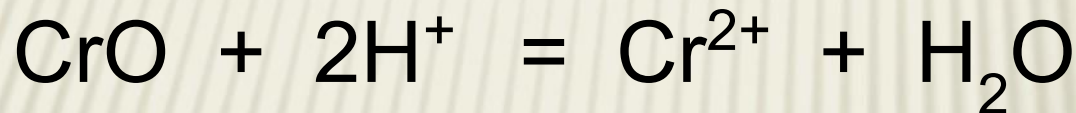
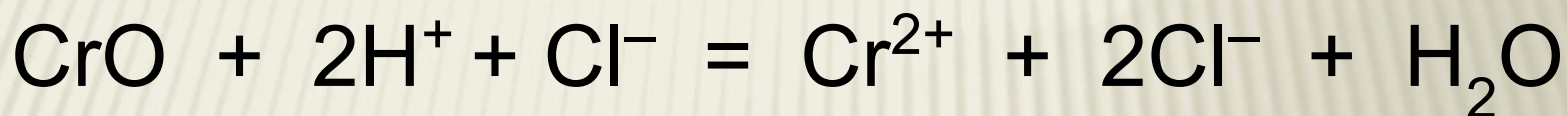


При более высоких температурах оксид хрома (II) диспропорционирует:



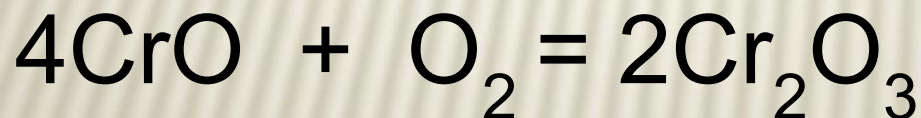
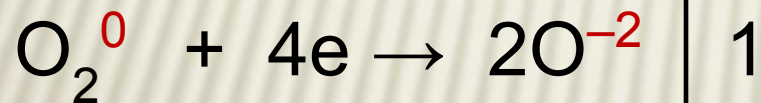
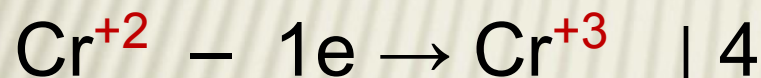
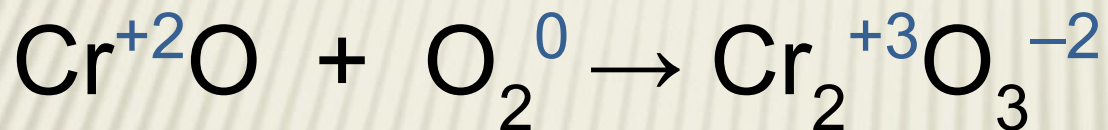
Составьте уравнение реакции оксида хрома (II) с соляной и серной кислотами. Рассмотрите реакции с точки зрения ТЕД.

---

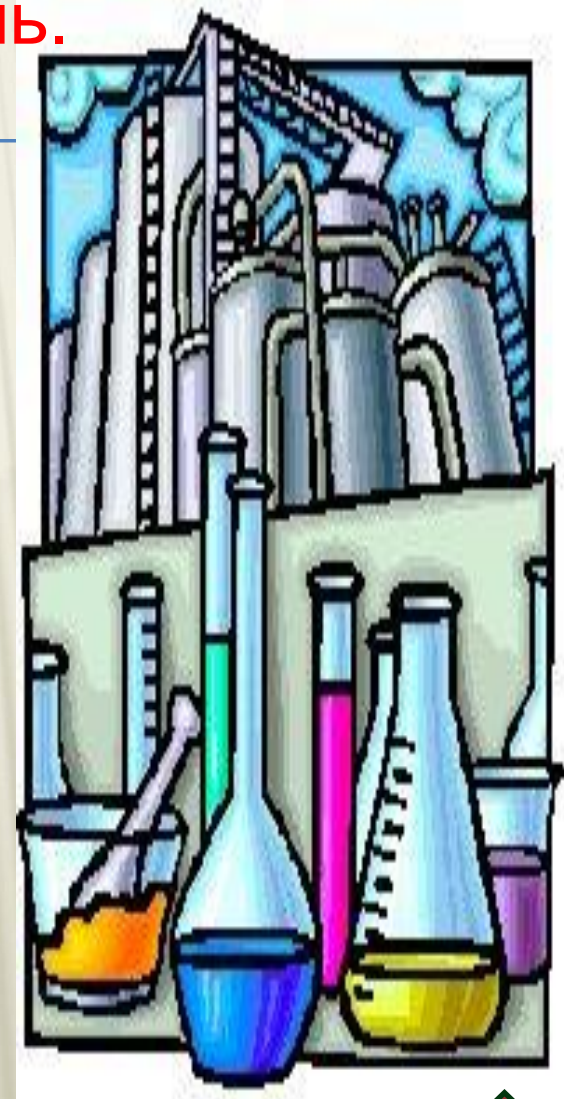


Оксид хрома (II) – сильный **восстановитель**.  
Кислородом воздуха окисляется до оксида хрома (III)

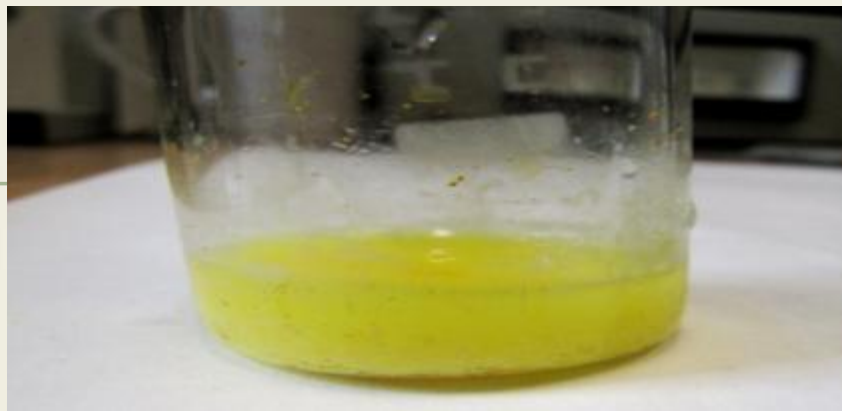
Составьте уравнение реакции.  
Рассмотрите данную реакцию как окислительно-восстановительную.



CrO (за счет  $\text{Cr}^{+2}$ ) – восстановитель, процесс окисления  
 $\text{O}_2$  – окислитель, процесс восстановления

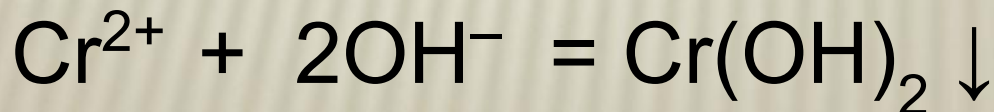
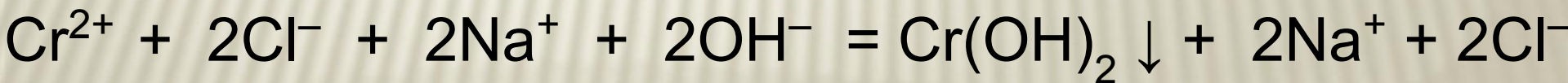
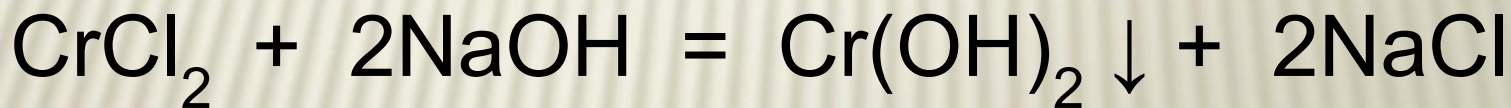


## Гидроксид хрома (II)



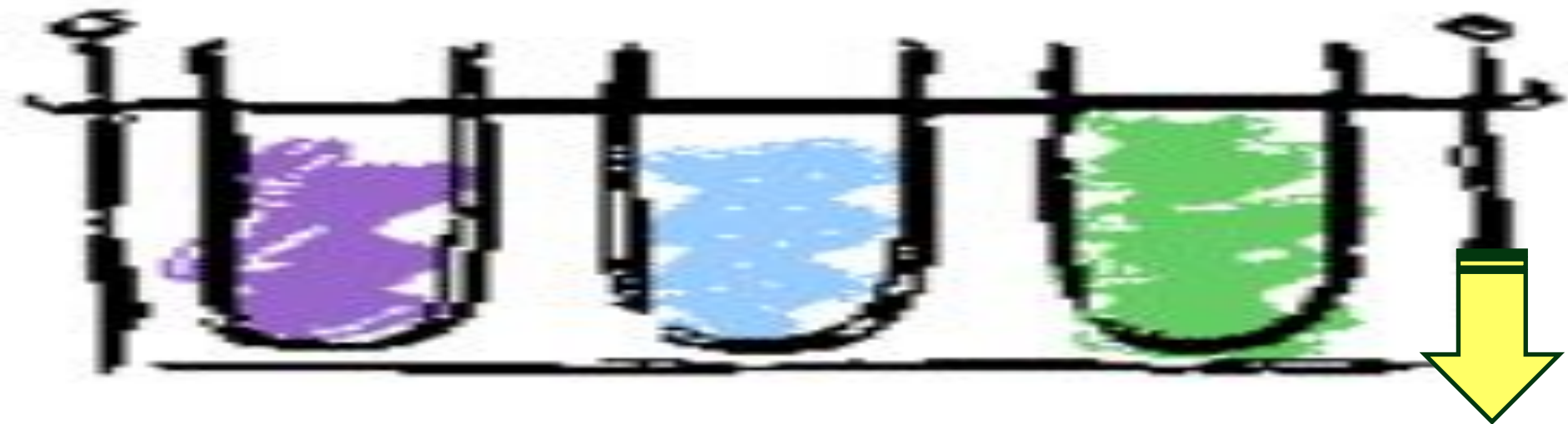
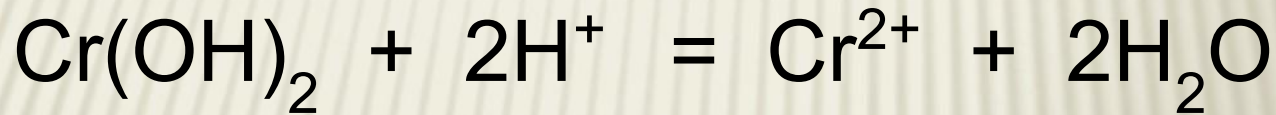
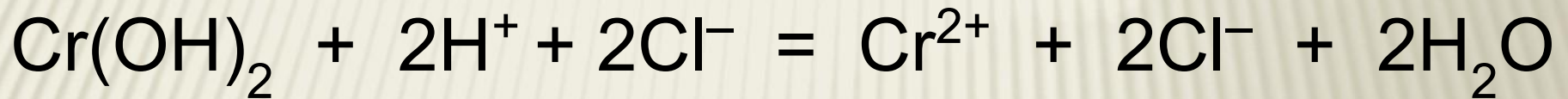
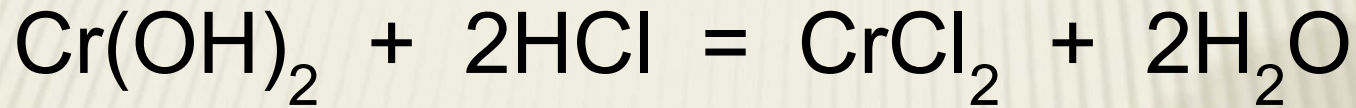
Гидроксид хрома (II) получают в виде желтого осадка действием растворов щелочей на соли хрома (II) *без доступа воздуха*.

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



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

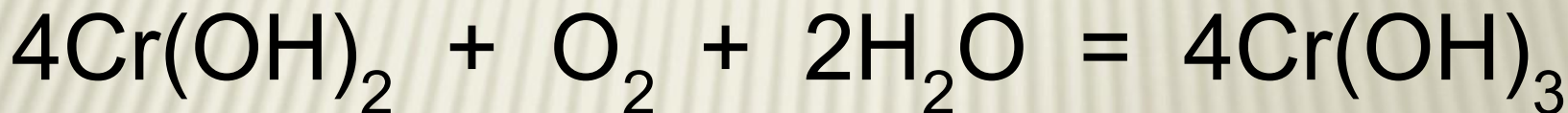
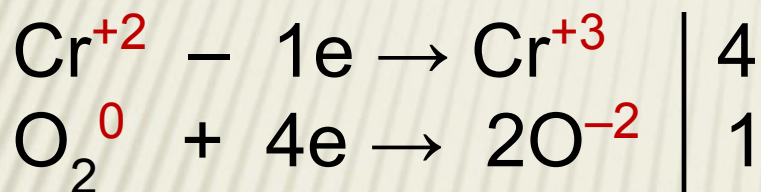
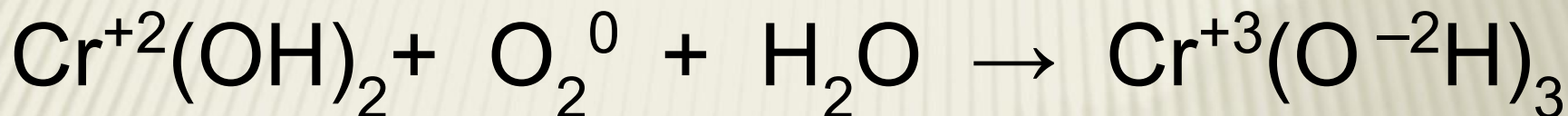
Составьте уравнение реакции гидроксида хрома (II) с соляной кислотой. Рассмотрите реакцию с точки зрения ТЕД



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

Кислородом воздуха окисляется до гидроксида хрома (III)

Составьте уравнение реакции. Рассмотрите данную реакцию как окислительно-восстановительную.



$\text{Cr}(\text{OH})_2$  (за счет  $\text{Cr}^{+2}$ ) –восстановитель, процесс окисления

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





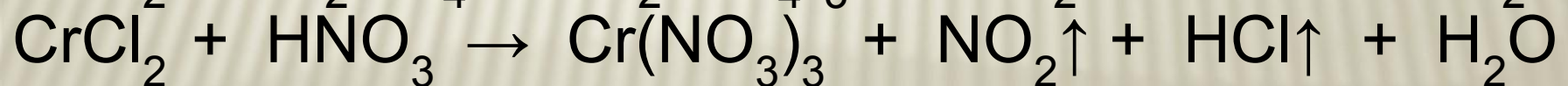
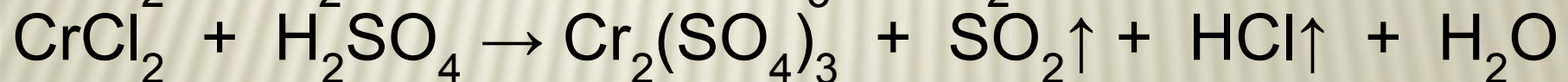
# Соли хрома (II)

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.

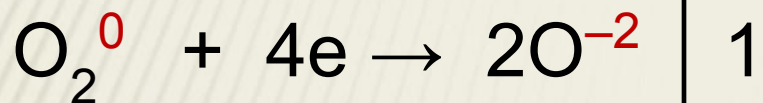
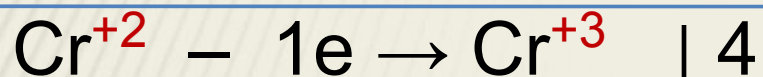
Соединения хрома (II) – **сильные восстановители**. Легко окисляются. Именно поэтому очень трудно получать и хранить соединения двухвалентного хрома.

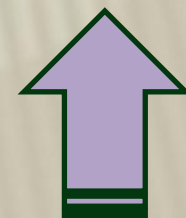
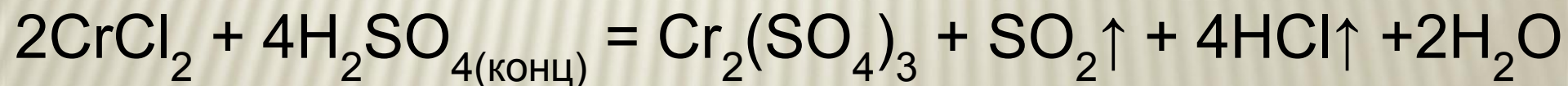
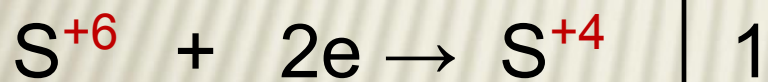
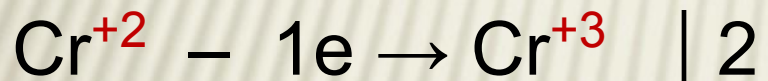
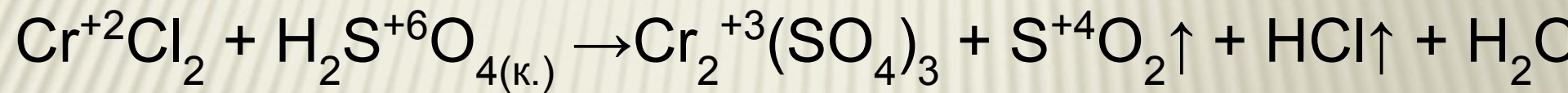
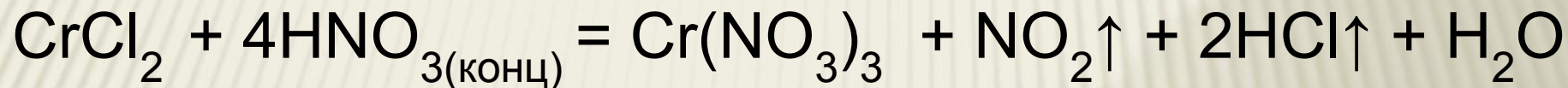
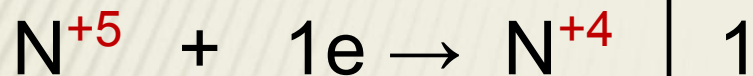
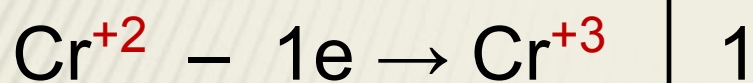
Реагируют с концентрированными серной и азотной кислотами:



Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные. Расставьте коэффициенты..







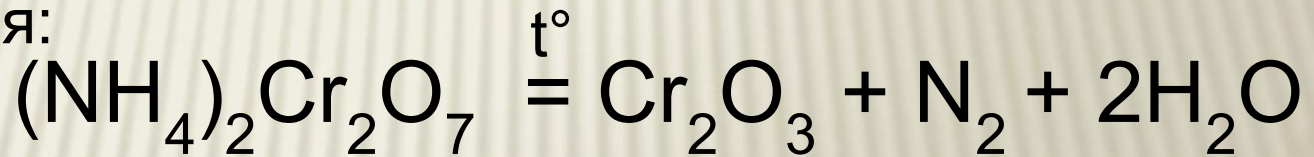
# Соединения хрома (III)



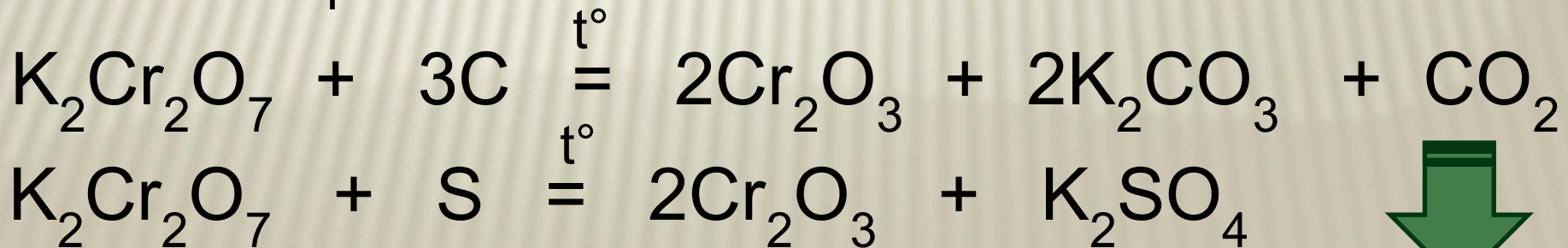
Оксид хрома (III) – тугоплавкий порошок темно-зеленого цвета.

**Получение.**

В лабораторных условиях термическим разложением дихромата аммония:



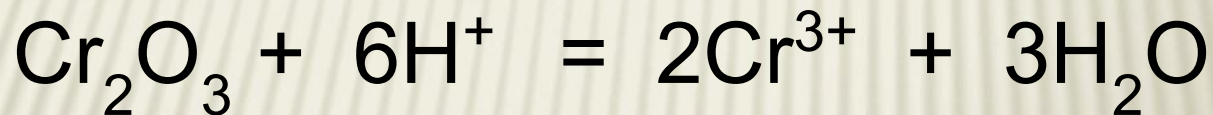
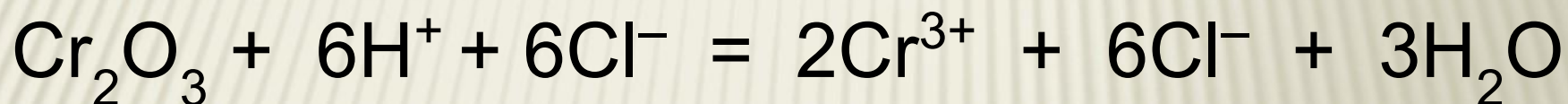
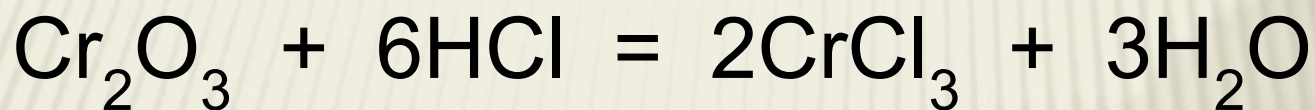
В промышленности восстановлением дихромата калия коксом или серой:



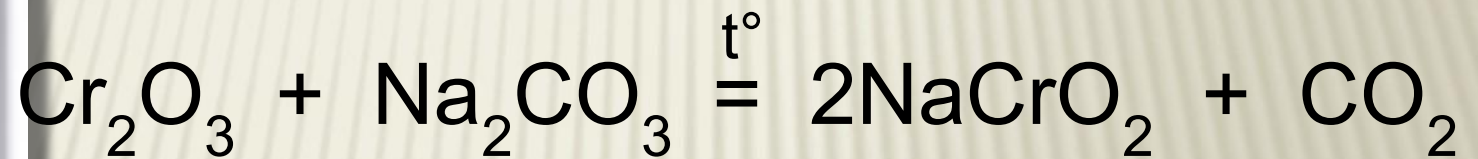
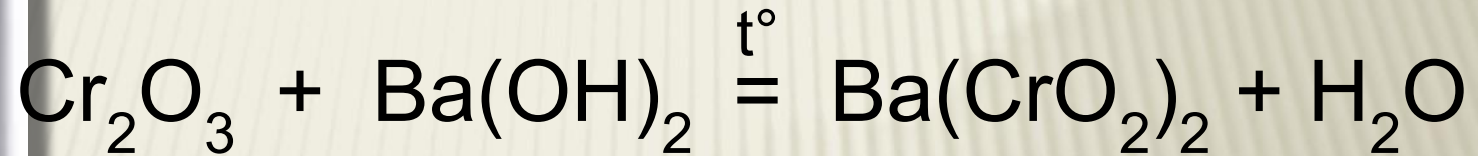
Оксид хрома (III) обладает **амфотерными** свойствами

При взаимодействии с кислотами образуются соли хрома (III):

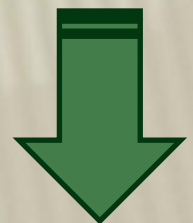
Составьте уравнение реакции оксида хрома (III) с соляной кислотой. Рассмотрите реакцию с точки зрения ТЕД.



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

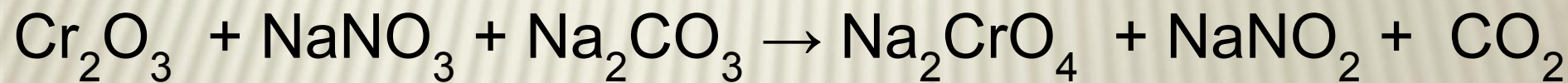
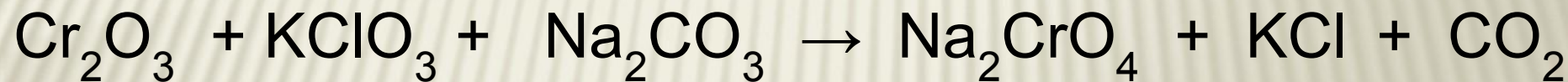
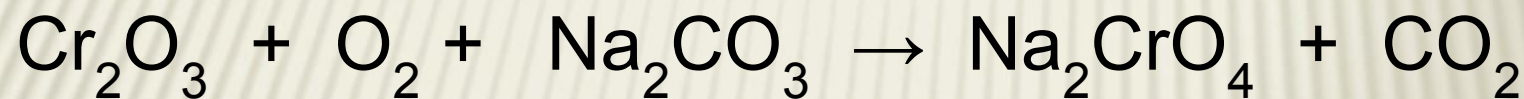
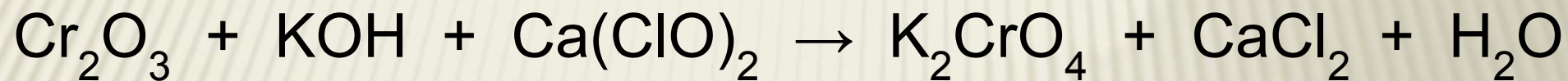
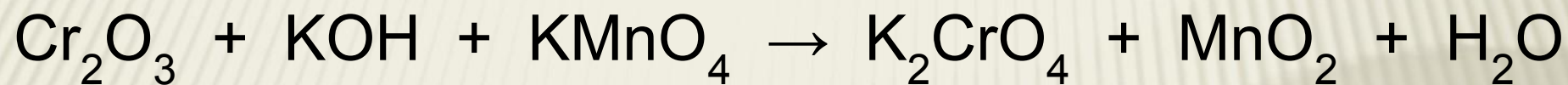


Оксид хрома (III) нерастворим в воде.



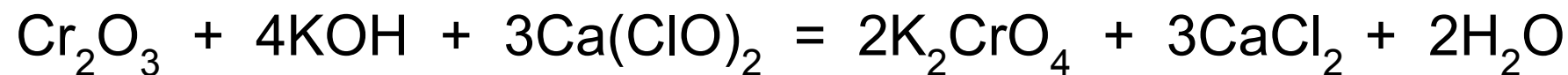
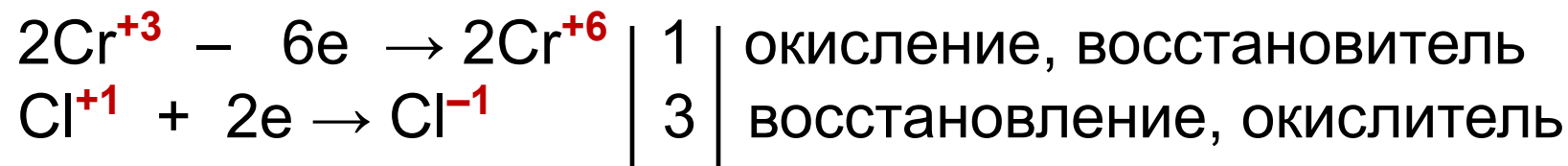
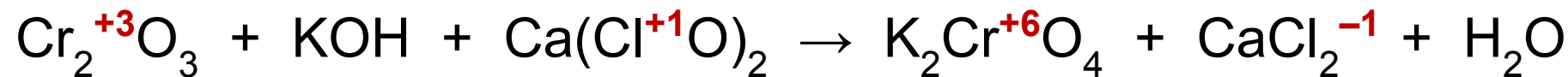
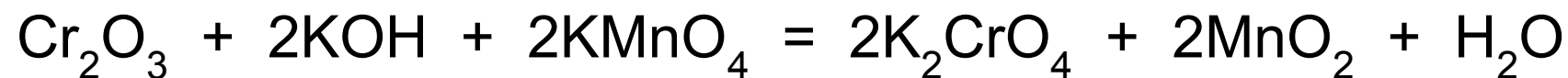
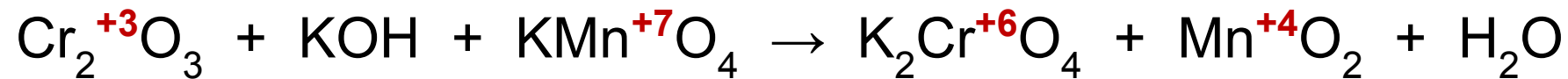
В окислительно-восстановительных реакциях оксид хрома (III) ведет себя как восстановитель:

---

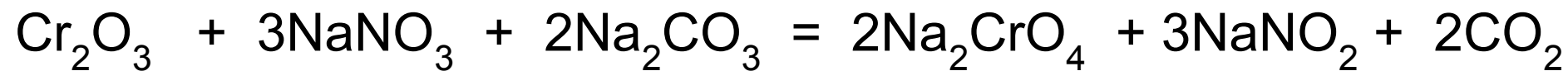
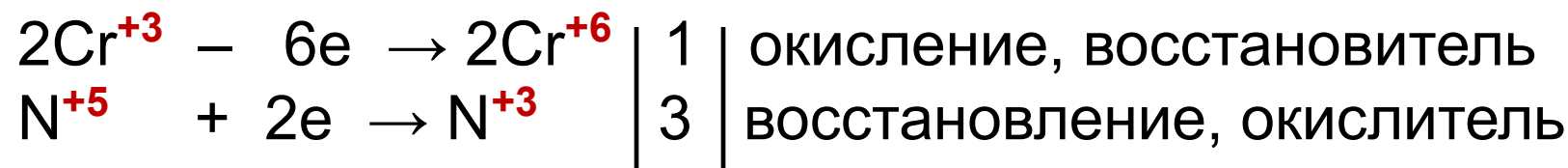
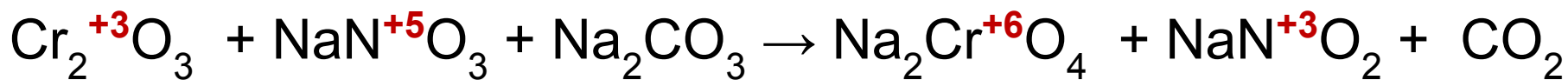
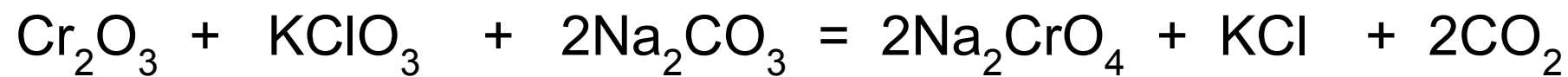
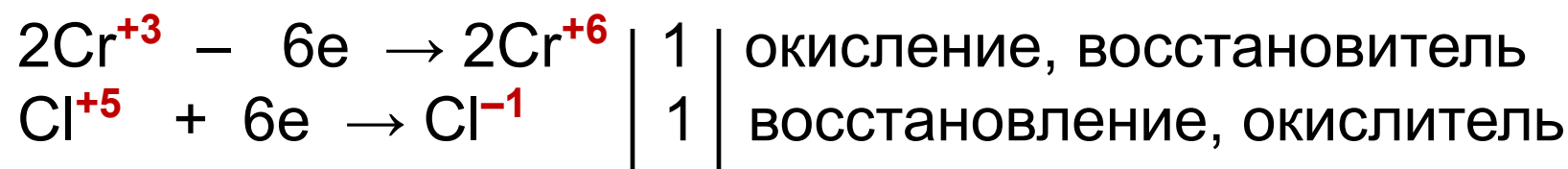
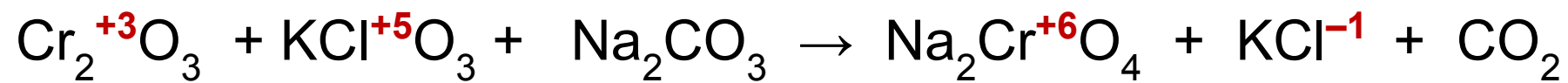
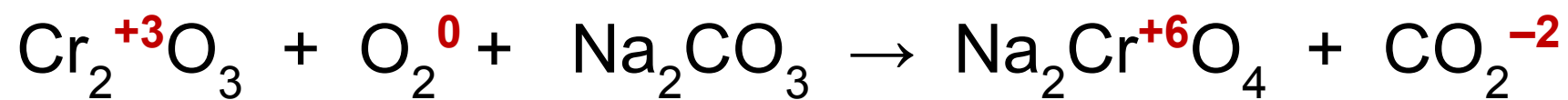


Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные  
Расставьте коэффициенты.









# Оксид хрома (III) – катализатор

В присутствии оксида хрома (III) аммиак окисляется кислородом воздуха до монооксида азота, который в избытке кислорода окисляется до бурого диоксида азота.

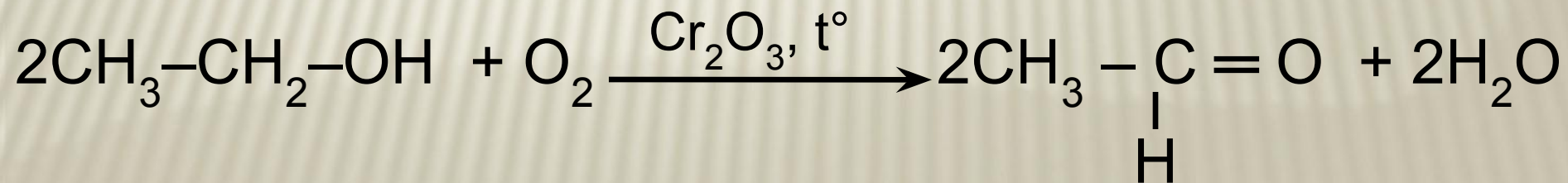




## Каталитическое окисление этанола

Окисление этилового спирта кислородом воздуха происходит очень легко в присутствии оксида хрома (III)

Реакция окисления спирта протекает с выделением энергии. Продукт реакции окисления спирта - уксусный альдегид.



# Гидроксид хрома (III)

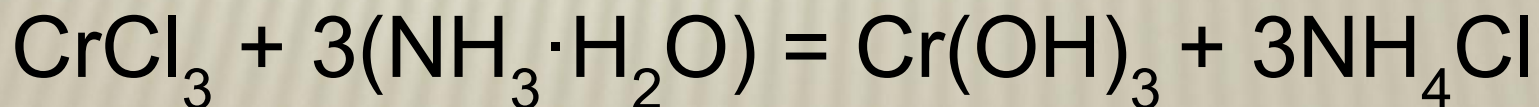


Получают гидроксид хрома (III) действием растворов щелочей или аммиака на растворы солей хрома (III).

## *Лабораторный опыт № 1*

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

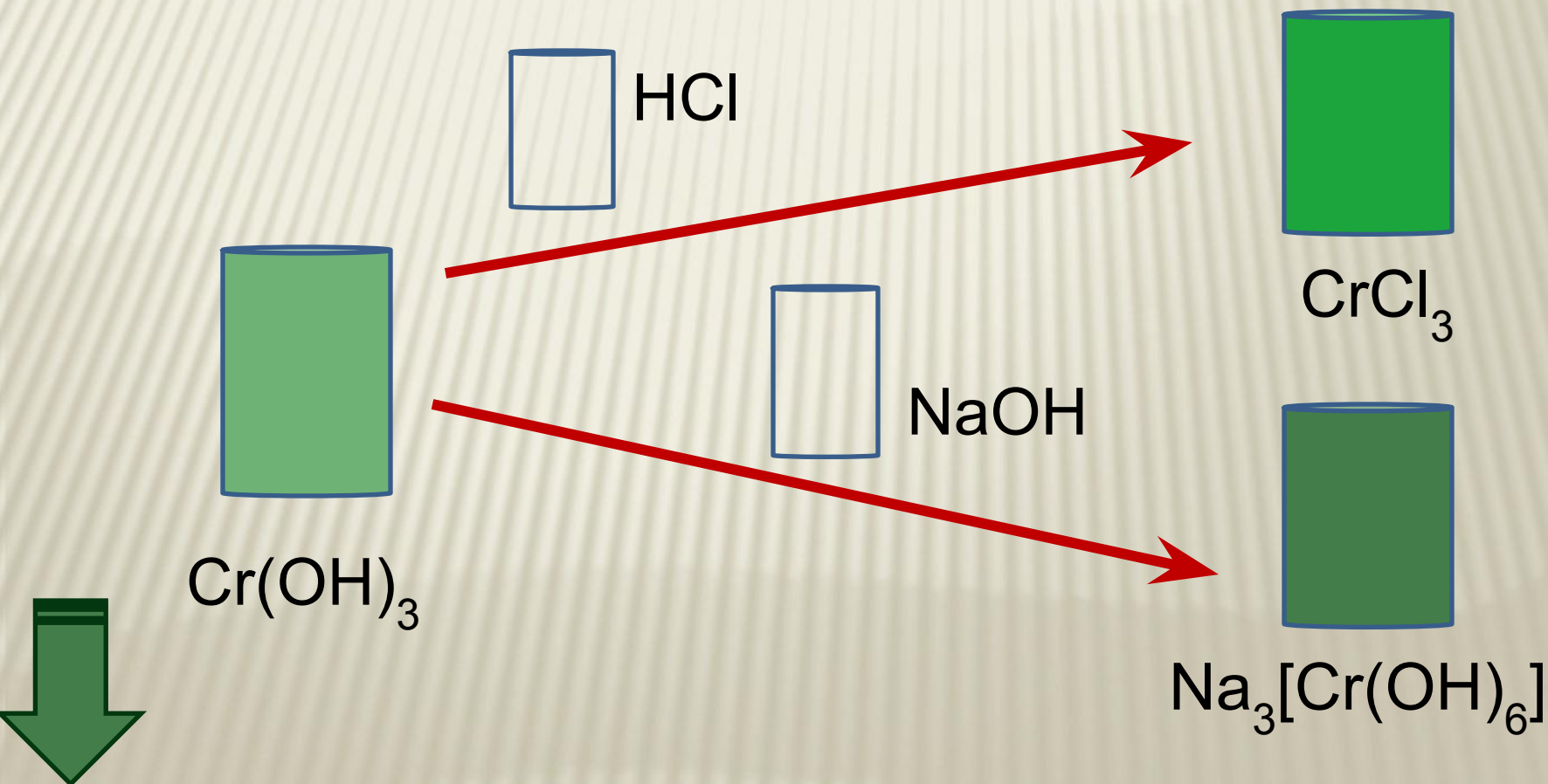
Составьте уравнение реакции получения  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  действием раствора аммиака на хлорид хрома (III):



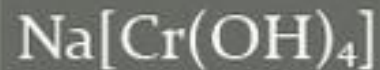
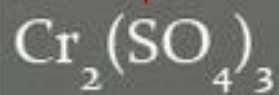
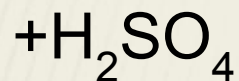
## Лабораторный опыт № 2

Осадок, полученный в опыте № 1 разделите на две части, к одной из них добавьте раствор соляной кислоты, а к другой – щелочь. Что происходит?

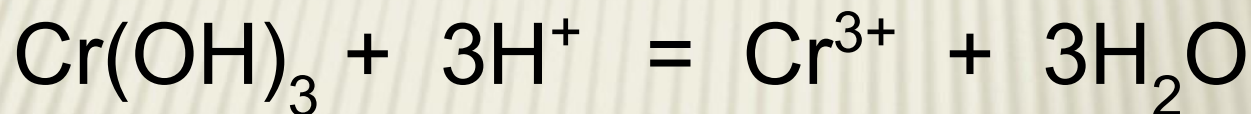
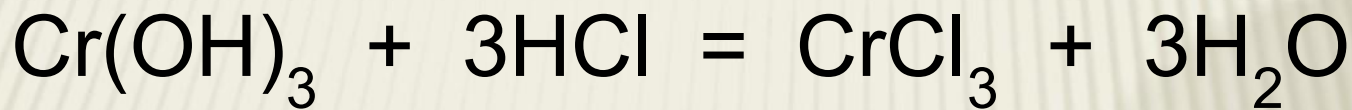
Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)?



Осадок, полученный в опыте № 1 разделите на две части, к одной из них добавьте серной кислоты, а к другой – щелочь. Что происходит?

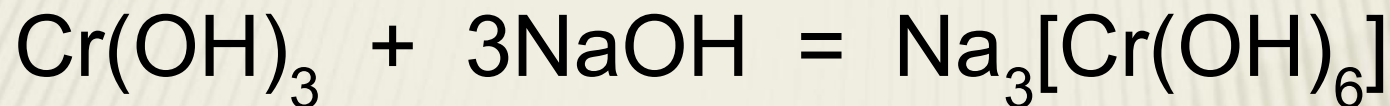


Гидроксид хрома (III) обладает **амфотерными** свойствами.  
При взаимодействии с кислотами образуются соли хрома (III):  
Составьте уравнение реакции гидроксида хрома (III) с соляной кислотой. Рассмотрите реакцию с точки зрения ТЕД.

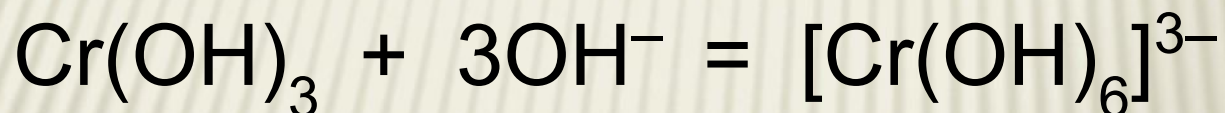
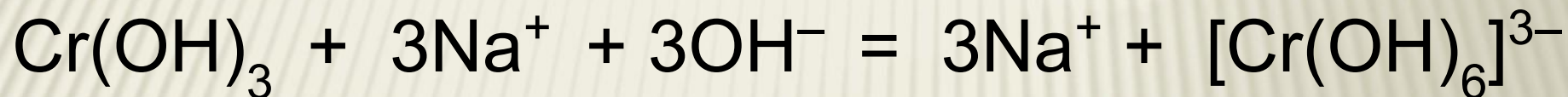


Гидроксид хрома (III) растворяется в щелочах

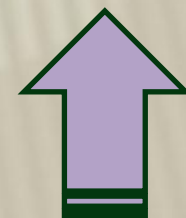
---



гексагидроксохромат (III) натрия  
(изумрудно-зеленый)



При нагревании гидроксид хрома (III) разлагается:





# Соли хрома (III)

Хроматы (III) устойчивы в щелочной среде. Они легко реагируют с кислотами:

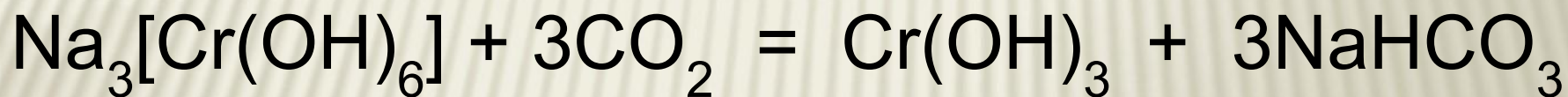
недостаток кислоты:



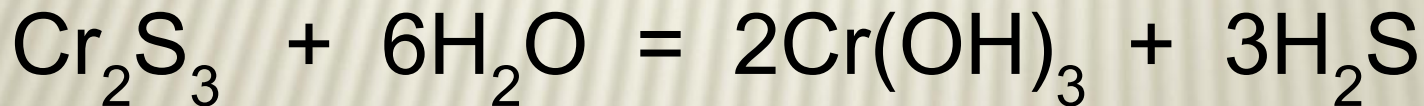
избыток кислоты:



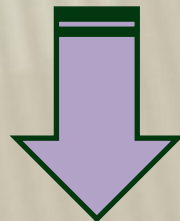
с угольной кислотой



В растворе подвергаются полному гидролизу:



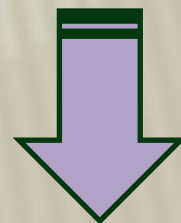
В водных растворах катион  $\text{Cr}^{3+}$  встречается только в виде гидратированного иона  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ , который придает раствору сине-фиолетовый цвет.



Сульфат хрома (III) образует двойные соли – хромовые квасцы. Из смешанного раствора сульфата хрома (III) и сульфата калия кристаллизуется двойная соль –  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  сине-фиолетового цвета.

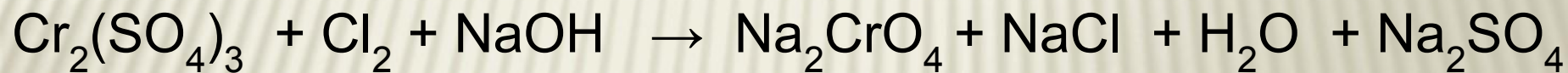
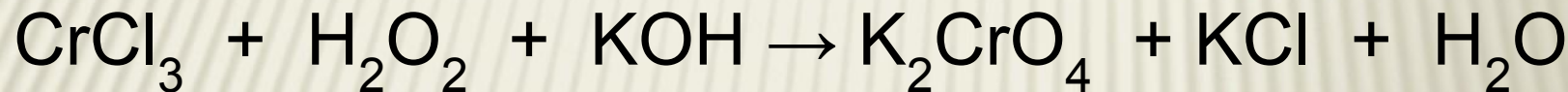
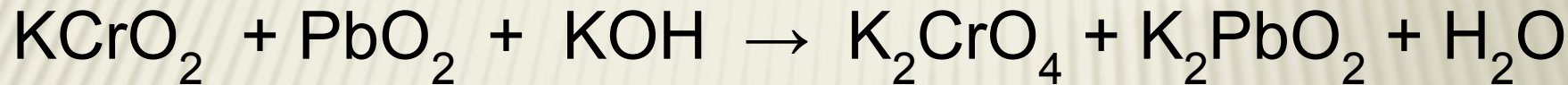
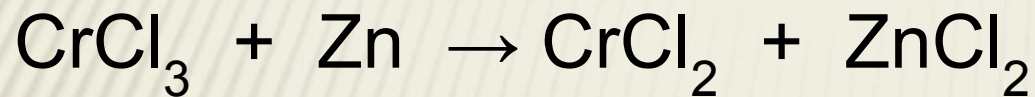
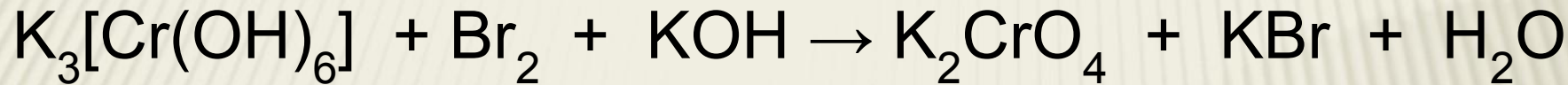


Применяются в качестве дубящего вещества при изготовлении эмульсий, а также в дубящих растворах и дубящих фиксажах.



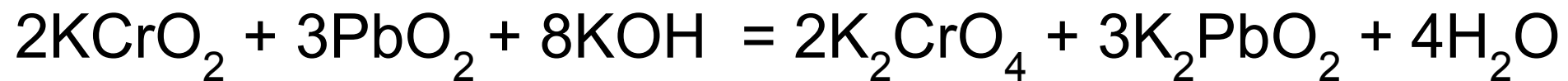
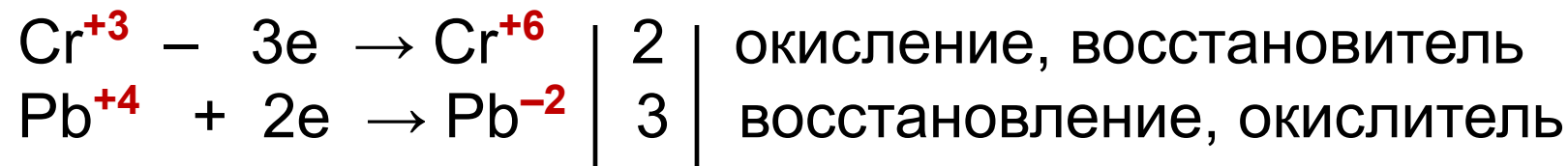
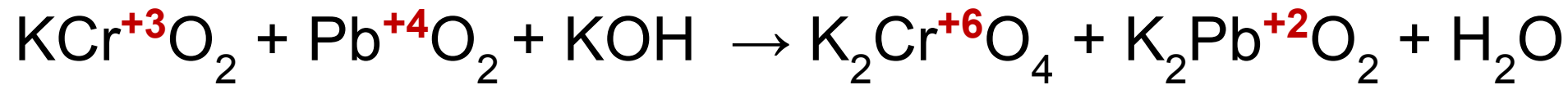
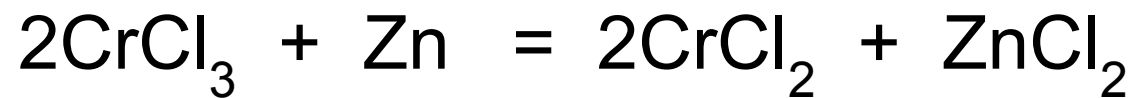
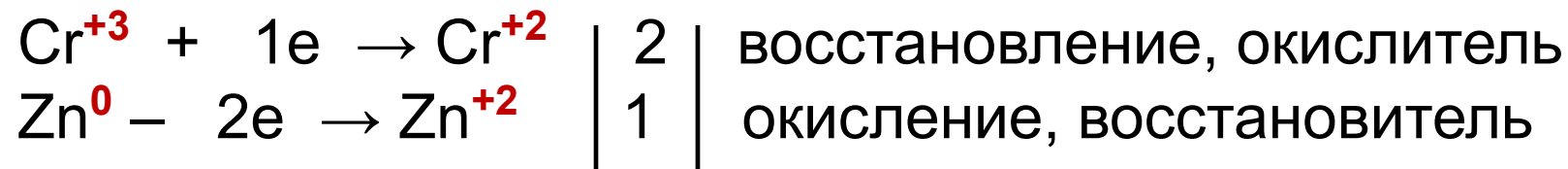
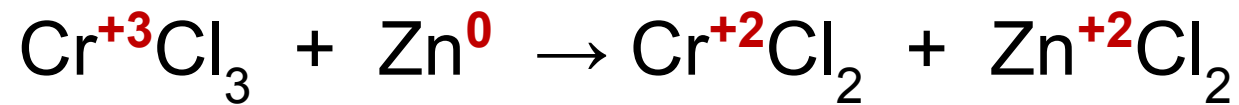
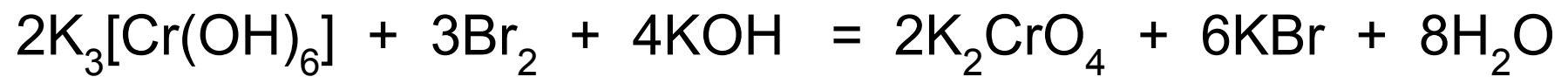
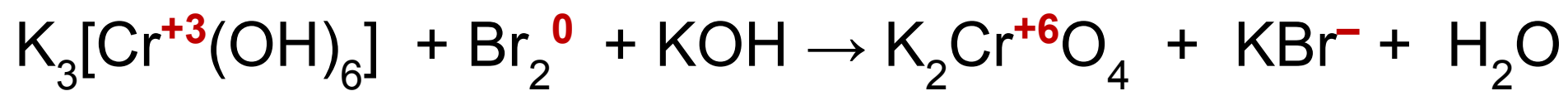
Соединения хрома (III) могут проявлять как окислительные так и восстановительные свойства.

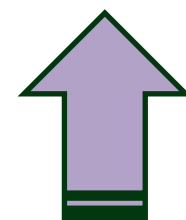
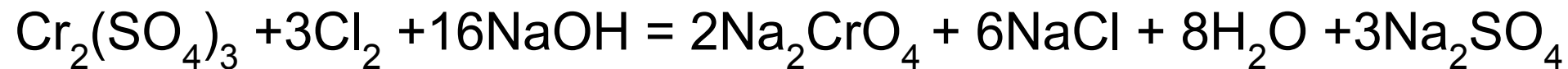
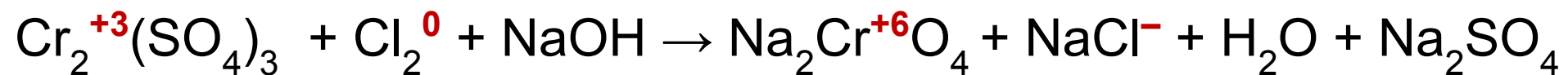
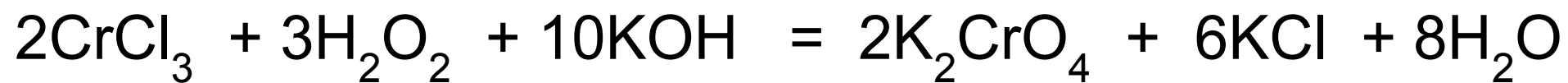
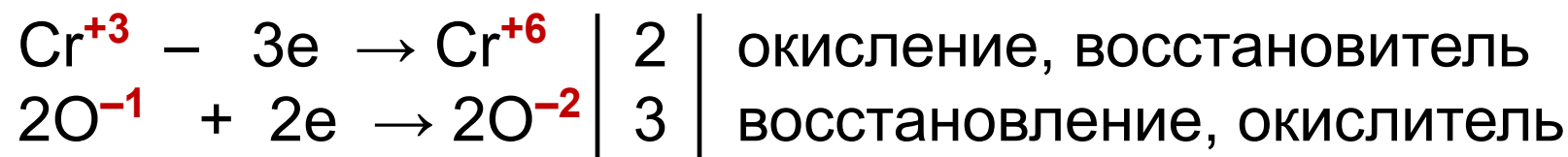
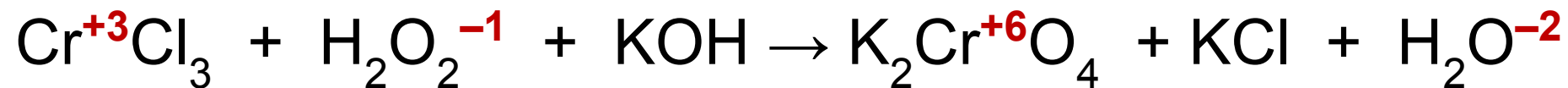
---



Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные. Расставьте коэффициенты.

Назовите окислитель и восстановитель.





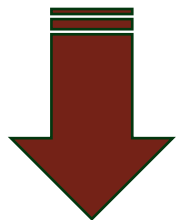
Оксид хрома (VI)  $\text{CrO}_3$  — хромовый ангидрид,

представляет собой темно-красные игольчатые кристаллы.

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



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



Оксид хрома (VI) **очень ядовит.**





## $\text{CrO}_3$ — кислотный оксид.

При растворении в воде образует кислоты.

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

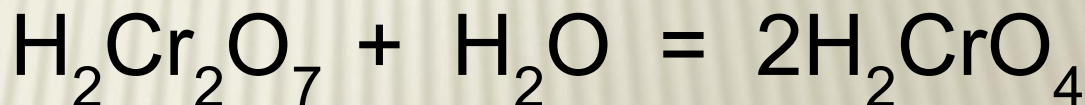


При большой концентрации  $\text{CrO}_3$  образуется дихромовая

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



которая при разбавлении переходит в хромовую кислоту:

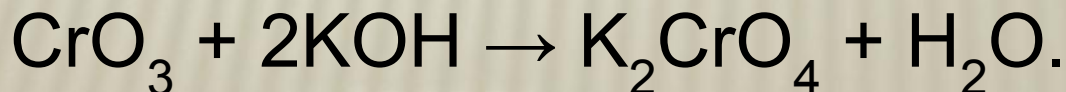


Эти кислоты – неустойчивые. Существуют только в растворе.

Между ними в растворе устанавливается равновесие

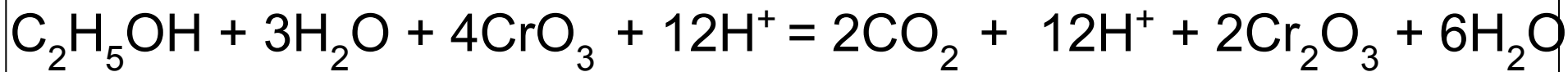
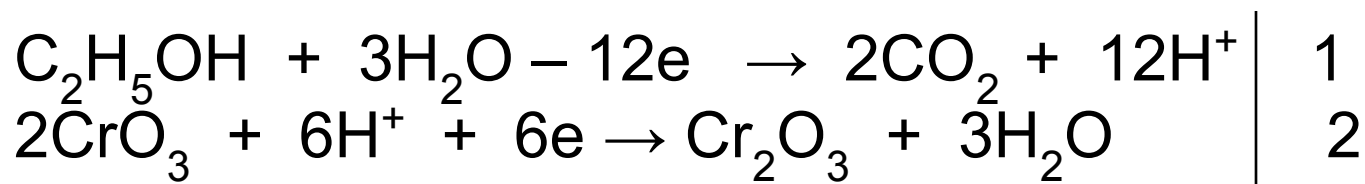
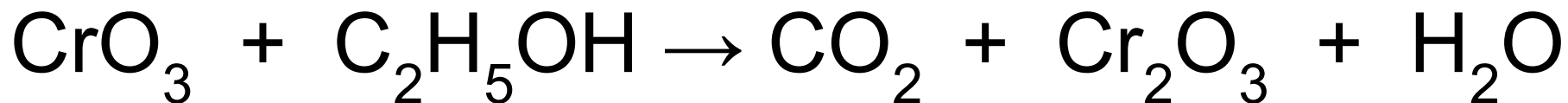


При взаимодействии  $\text{CrO}_3$  со щелочами образуются **хроматы**

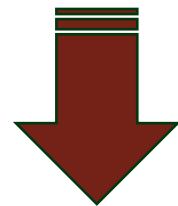


## CrO<sub>3</sub> является сильным окислителем

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



Окисляет йод, серу, фосфор, уголь.

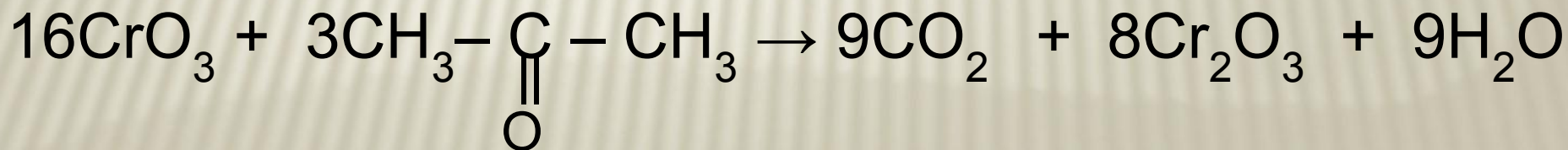




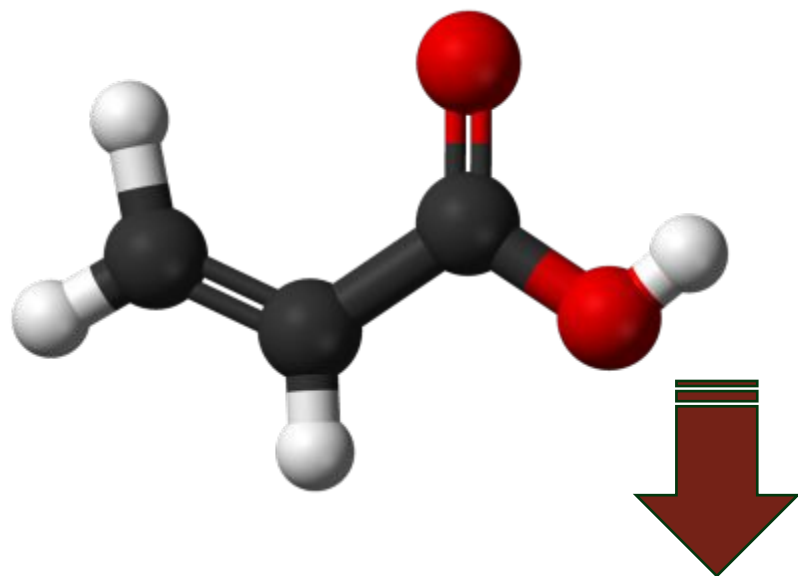
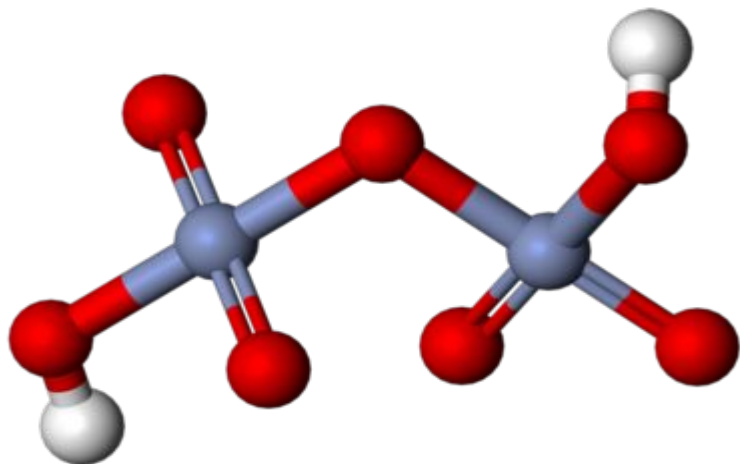
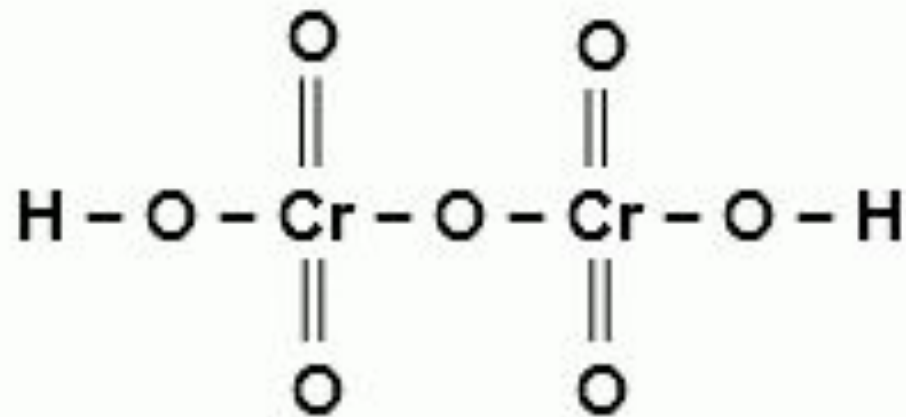
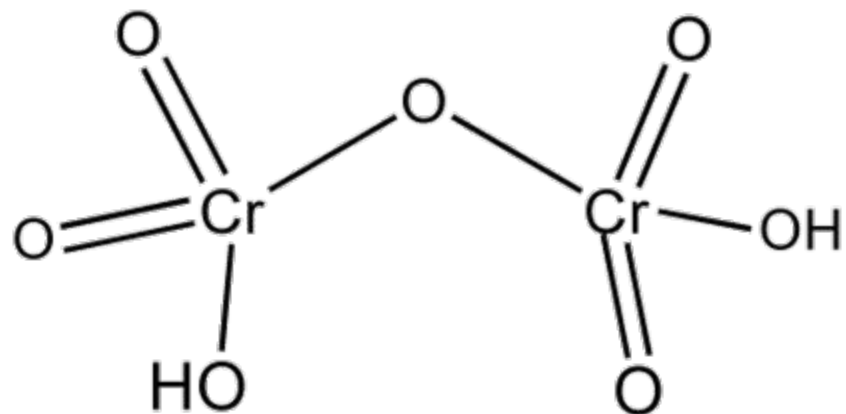
# Окисление ацетона хромовым ангидридом.



Если поместить оксид хрома на фарфоровую пластинку и капнуть на него несколько капель ацетона, то через несколько секунд ацетон загорается. При этом оксид хрома (VI) восстанавливается до оксида хрома (III), а ацетон окисляется до углекислого газа и воды.



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





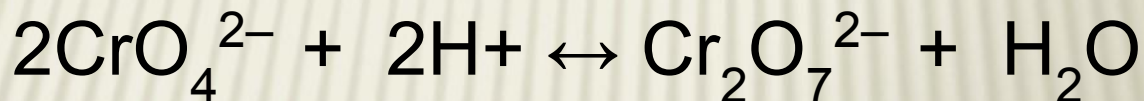
## Хромовая кислота —

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



# 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.

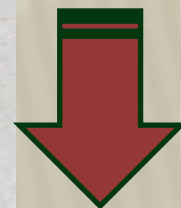


**хромат**  
**ы**

$\text{H}^+$

**дихромат**  
**ы**

$\text{OH}^-$



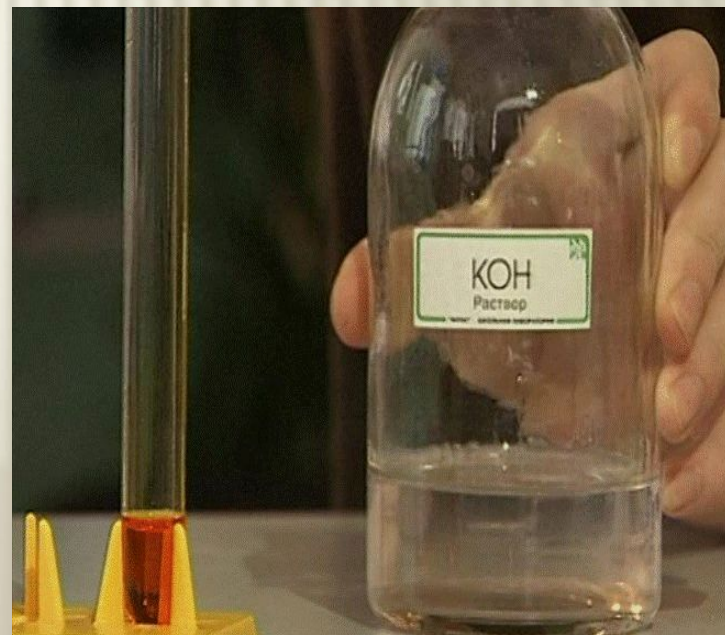
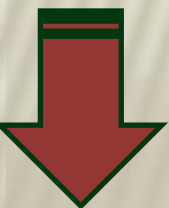


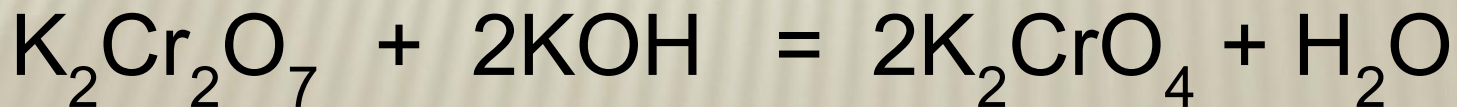
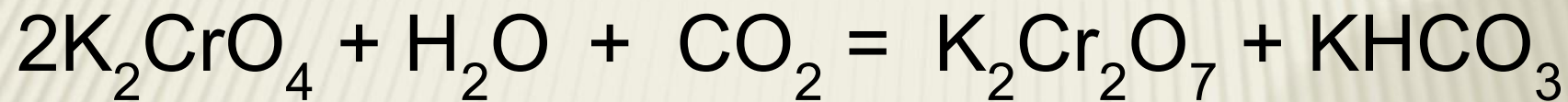
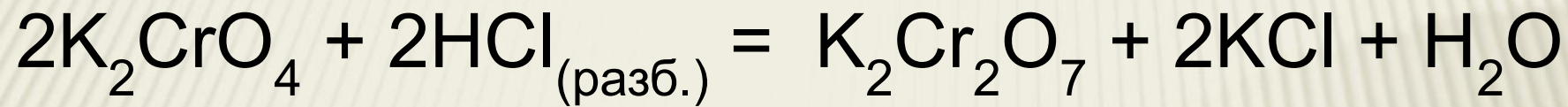
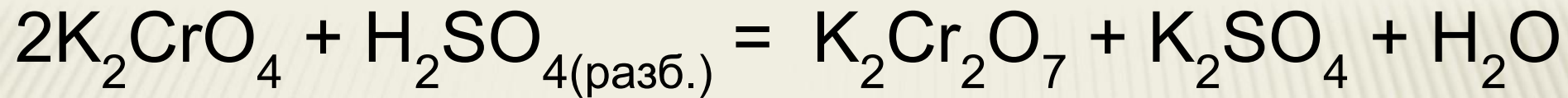
## Лабораторный опыт № 3

К раствору дихромата калия добавьте гидроксид калия.  
Как изменилась окраска? Чем это вызвано?

К полученному раствору добавьте  
серной кислоты до восстановления  
желтой окраски.

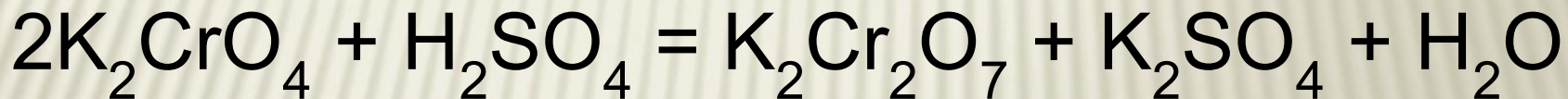
Напишите уравнения реакций.



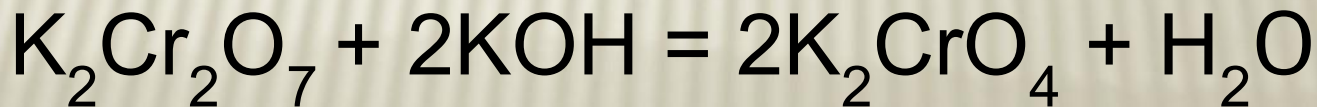


## Взаимопревращение хроматов и дихроматов

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.

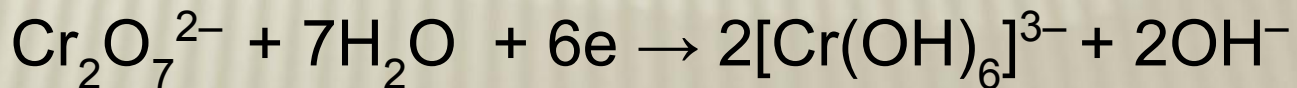
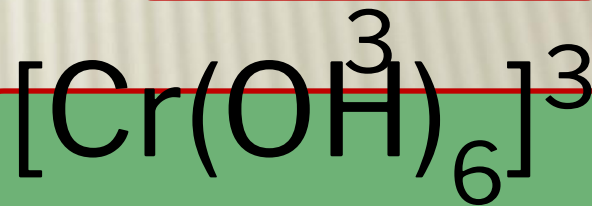
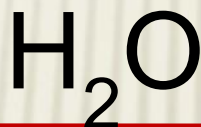
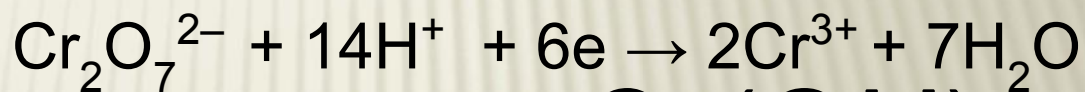
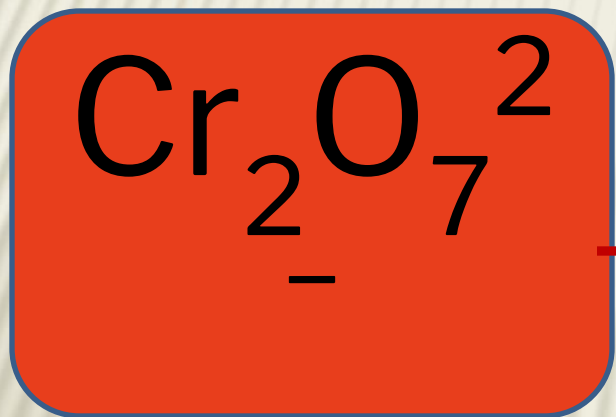


В стакан с дихроматом калия добавляем щелочь, оранжевый раствор становится желтым – дихроматы превращаются в хроматы.





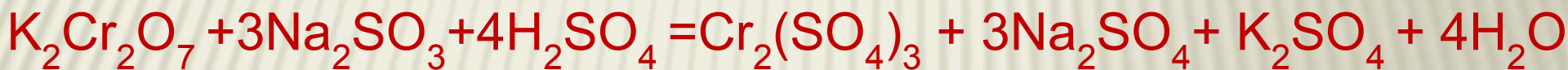
Соединения хрома (VI) –  
**СИЛЬНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ**





## Окислительные свойства дихроматов

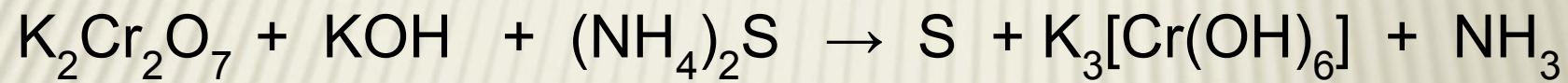
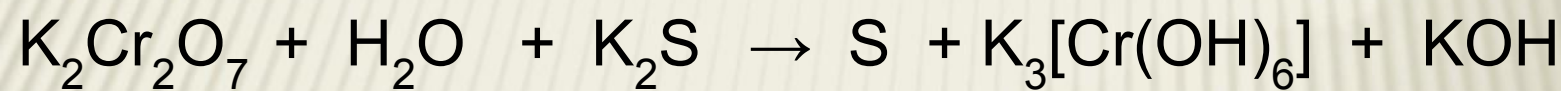
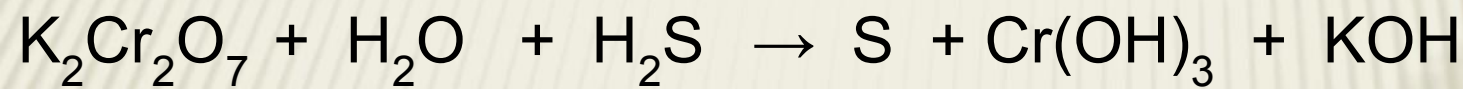
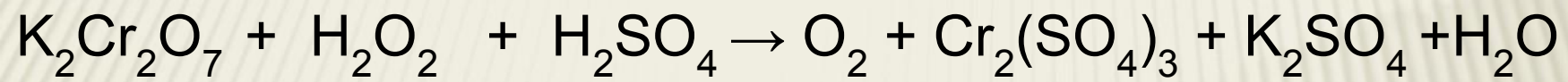
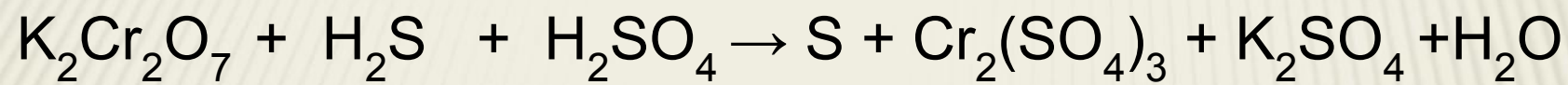
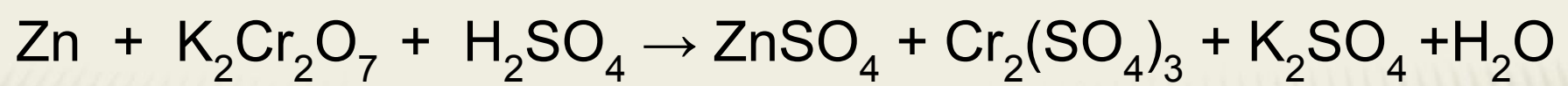
Дихроматы, например дихромат калия  $K_2Cr_2O_7$  – сильные окислители. Под действием восстановителей дихроматы в кислой среде переходят в соли хрома (III). Примером такой реакции может служить окисление сульфита натрия раствором дихромата калия в кислой среде. К раствору дихромата калия добавляем серную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



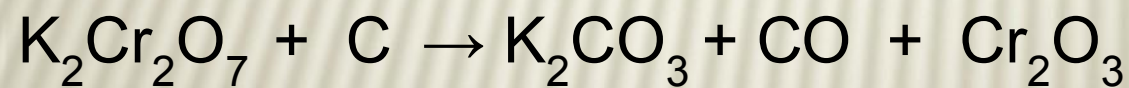
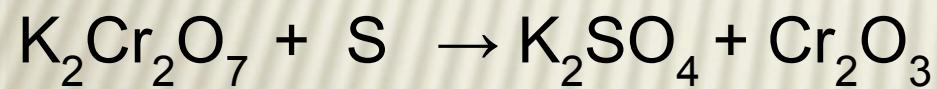
Оранжевая окраска, характерная для дихроматов, переходит в зеленую. Образовался раствор сульфата хрома (III) зеленого цвета. Соли хрома - ярко окрашены, именно поэтому элемент получил такое название: "хром", что в переводе с греческого означает "цвет, краска".

ОПЫТ

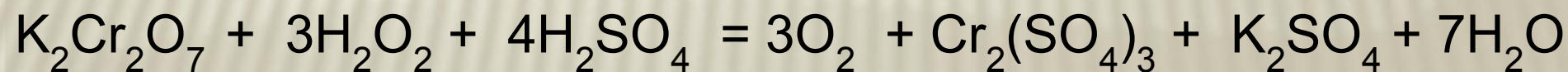
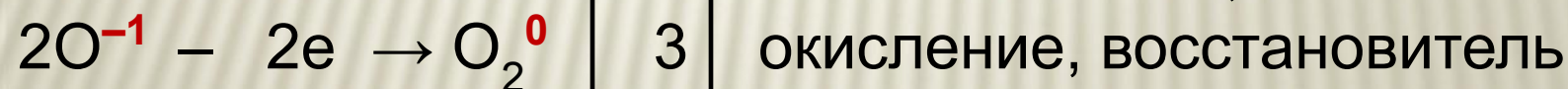
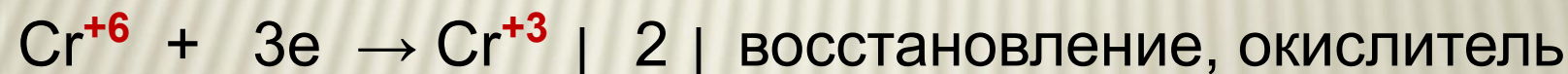
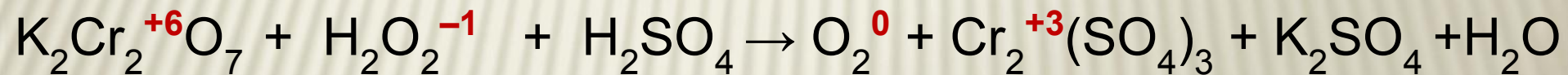
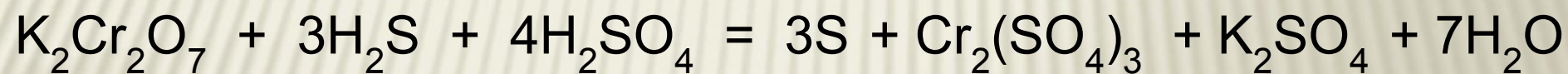
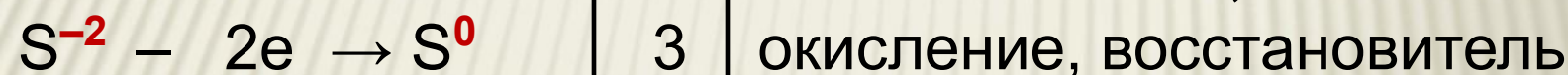
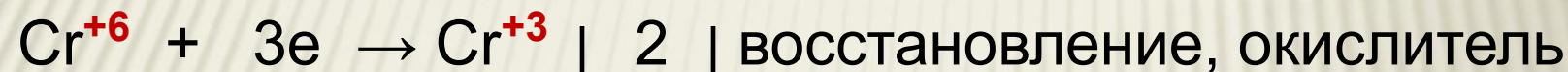
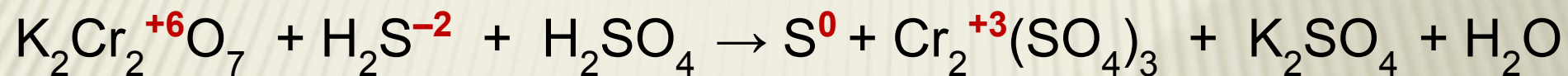
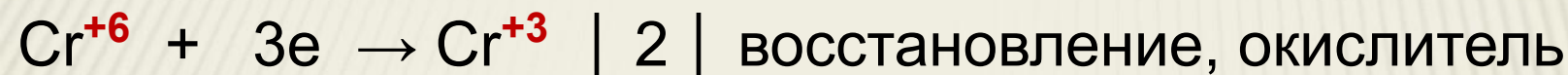
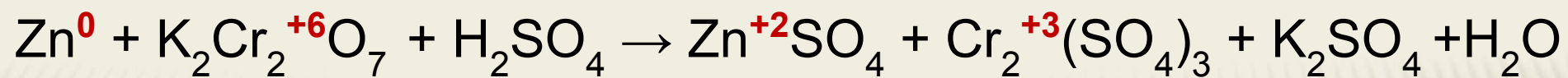


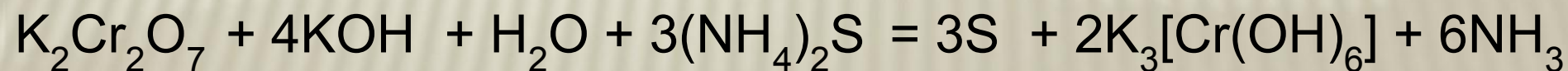
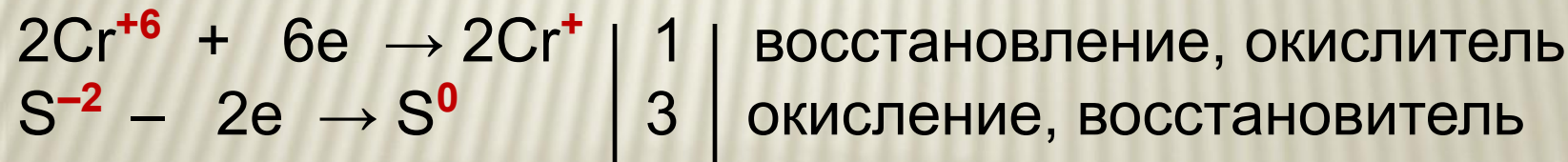
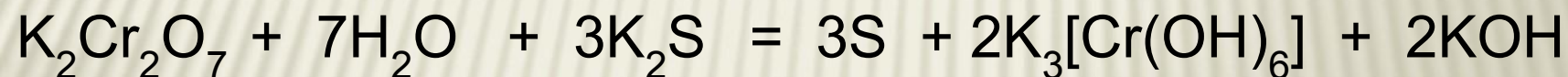
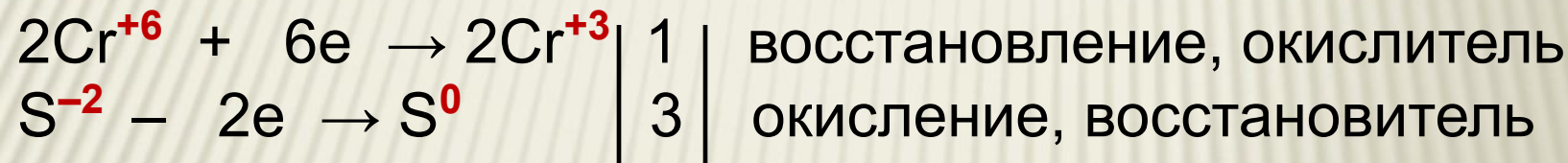
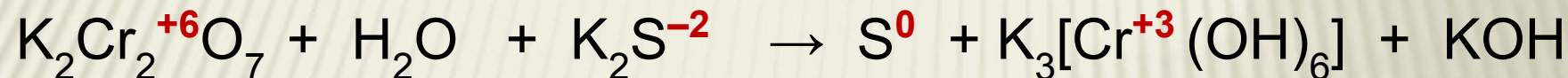
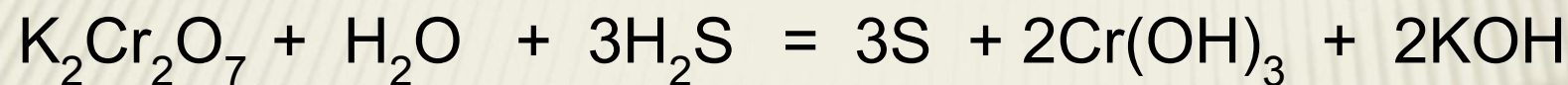
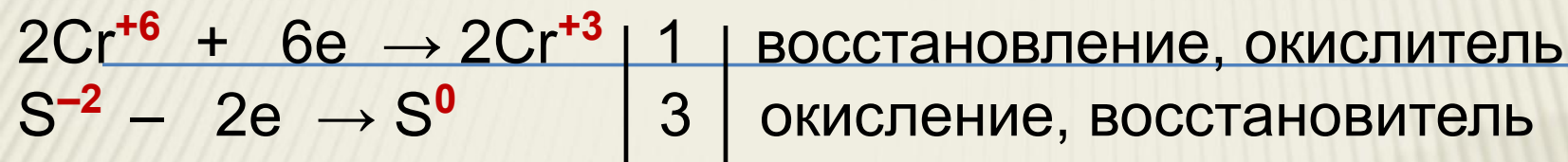


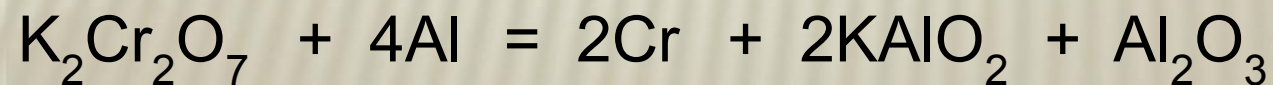
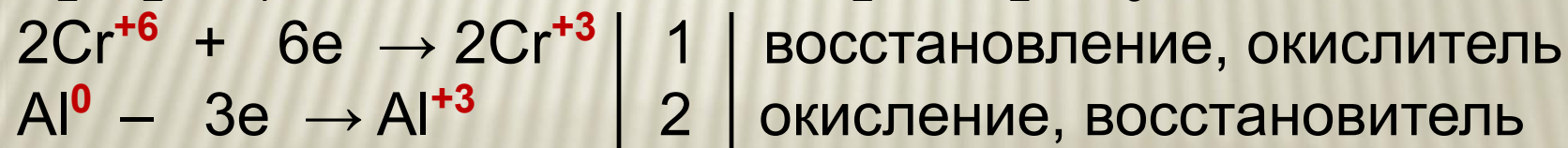
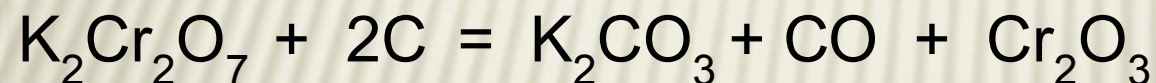
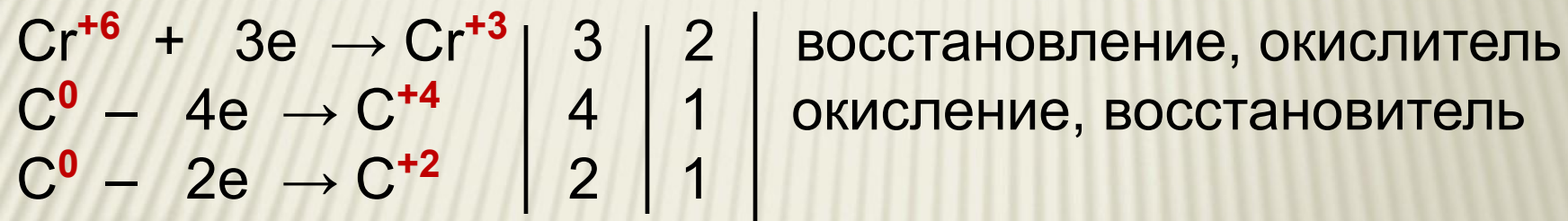
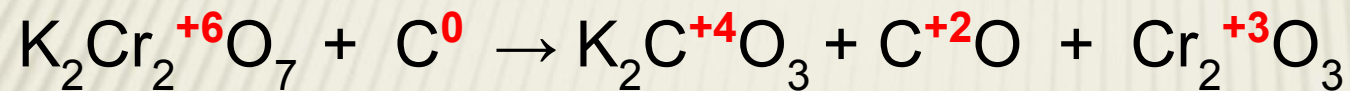
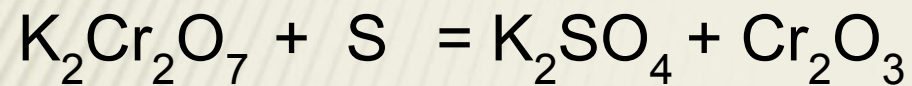
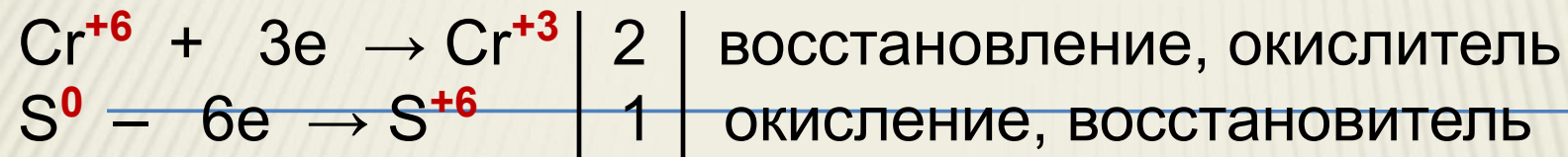
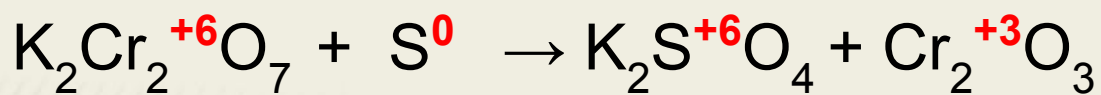
Дихроматы проявляют окислительные свойства не только в растворах, но и в твердом виде:



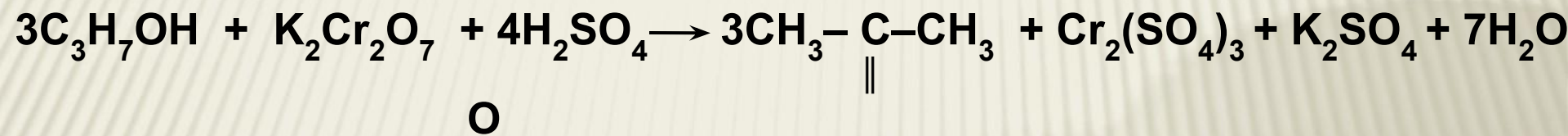
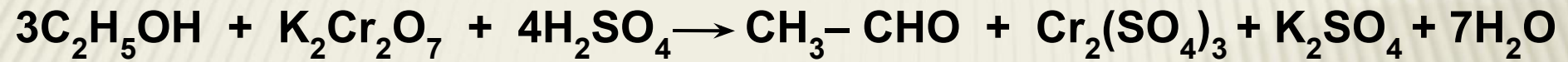
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные.  
Расставьте коэффициенты.





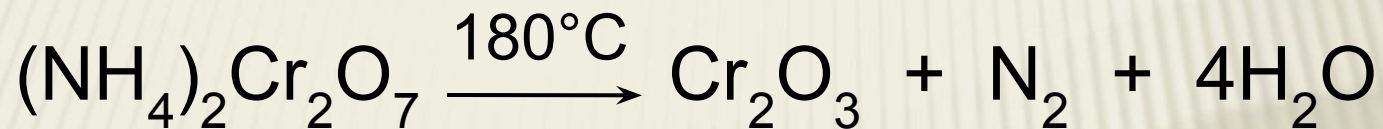


Дихромат калия (хромпик) широко применяется как окислитель органических соединений:



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).



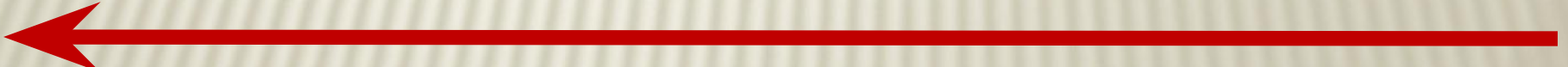


# Соединения хрома

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



Кислотные и окислительные свойства возрастают



Основные и восстановительные свойства возрастают



- Начала химии. Современный курс для поступающих в ВУЗы. – М.: 1 Федеративная Книготорговая Компания.
- Химия. Подготовка к ЕГЭ: учебно-методическое пособие / Под ред. В.Н. Доронькина. – Ростов н/Дону: Легион
- Химия. Пособие для поступающих в вузы /О.О. Максименко. – М. : Филол. о-во СЛОВО: Изд-во Эксмо
- Интернет-ресурсы (картинки, видеофрагменты: 1) Единая образовательная коллекция цифровых ресурсов. Химия. Неорганическая химия. Металлы побочных подгрупп. Хром. Видеоопыты. <http://school-collection.edu.ru/>
- 2) Образовательная коллекция  
Химия для всех XXI  
Химические опыты со взрывами и без  
<http://ppt4web.ru/khimija/khrom1.html>

# ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ С СОЕДИНЕНИЯМИ ХРОМА

---

- При работе с препаратами хрома не допускать их попадания на кожу и внутрь организма.
- Соединения хрома высших степеней окисления оказывают раздражающее и сжигающее действие на слизистые оболочки и кожу. В трещинах кожного покрова или порезах оксид хрома (VI)  $\text{CrO}_3$  и дихроматы способны вызывать долго не заживающие язвы.

- 
- Дихроматы более опасны, чем хроматы. Менее опасны соединения хрома со степенью окисления +3, однако установлено, что пыль оксида хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , которая образуется при разложении дихромата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и алюмохромитов оксидов хрома, вызывает раздражение и способна в конечном счете привести к тяжелейшим заболеваниям легких.

# ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

## Опыт 1. Получение и свойства хроматов и дихроматов

Смещение равновесия между хромат(VI)- и дихромат(VI)- ионами. К раствору  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  прилейте 2 моль/л раствор серной кислоты, а к раствору  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – 2 моль/л раствор KOH.

Запишите наблюдения. Напишите в ионном виде уравнение реакции, объясняющее изменение окраски растворов.



---

**Окислительные свойства соединений хрома (VI).** К раствору дихромата калия, подкисленному 2 моль/л раствором серной кислоты, прилейте отдельно в 2-х пробирках растворы  $\text{NaNO}_2$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ . Запишите наблюдения.

Напишите и уравняйте уравнения реакций ионно-электронным методом:

