

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	H ВОДОРОД 1,008																He ГЕЛИЙ 4,003	
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B БОР 10,811	C УГЛЕРОД 12,011	N АЗОТ 14,007	O КИСЛОРОД 15,999	F ФТОР 18,998										Ne НЕОН 20,179	
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	Mg МАГНИЙ 24,312	Al АЛЮМИНИЙ 26,992	Si КРЕМНИЙ 28,086	P ФОСФОР 30,974	S СЕРА 32,064	Cl ХЛОР 35,453										Ar АРГОН 39,948	
4	4	K КАЛИЙ 39,102	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc СКАНДИЙ 44,956	Ti ТИТАН 47,956	V ВАНАДИЙ 50,941	Cr ХРОМ 51,996	Mn МАРГАНЕЦ 54,938	Fe ЖЕЛЕЗО 56,848	Co КОБАЛЬТ 58,933	Ni НИКЕЛЬ 58,7								
	5	Cu МЕДЬ 63,546	Zn ЦИНК 65,37	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	As МЫШЬЯК 74,922	Se СЕЛЕН 78,96	Br БРОМ 79,904											Kr КРИПТОН 83,8
5	6	Rb РУБИДИЙ 85,468	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТРИЙ 88,906	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb НИОБИЙ 92,906	Mo МОЛИБДЕН 95,94	Tc ТЕХНЕЦИЙ [99]	Ru РУТЕНИЙ 101,07	Rh РОДИЙ 102,906	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4								
	7	Ag СЕРЕБРО 107,868	Cd КАДМИЙ 112,41	In ИНДИЙ 114,82	Sn ОЛОВО 118,69	Sb СУРЬМА 121,75	Te ТЕЛЛУР 127,6	I ИОД 126,905											Xe КСЕНОН 131,3
6	8	Cs ЦЕЗИЙ 132,905	Ba БАРИЙ 137,34	57-71 ЛАНТАНОИДЫ	Hf ГАФНИЙ 178,49	Ta ТАНТАЛ 180,948	W ВОЛЬФРАМ 183,85	Re РЕНИЙ 186,207	Os ОСМИЙ 190,2	Ir ИРИДИЙ 192,22	Pt ПЛАТИНА 195,09								
	9	Au ЗОЛОТО 196,967	Hg РТУТЬ 200,59	Tl ТАЛЛИЙ 204,37	Pb СВИНЕЦ 207,19	Bi ВИСМУТ 208,98	Po ПОЛОНИЙ [210]	At АСТАТ [210]											Rn РАДОН [222]
7	10	Fr ФРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ [226]	89-103 АКТИНОИДЫ	Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	Db ДУБНИЙ [262]	Sg СИБОРГИЙ [263]	Bh БОРИЙ [262]	Hn ХАНИЙ [265]	Mt МЕЙТНЕРИЙ [265]	110								
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

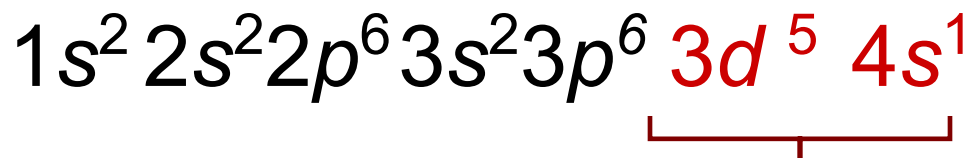
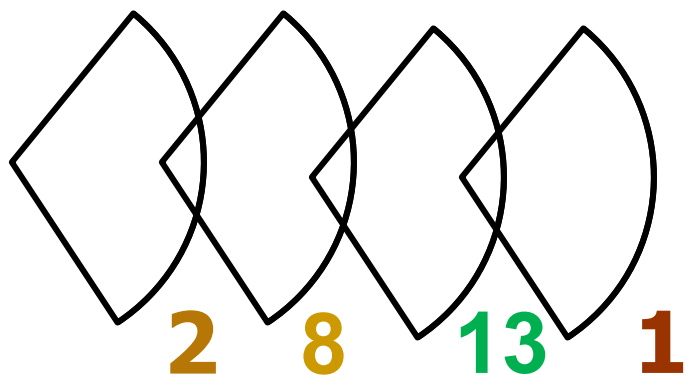
57 La ЛАНТАН 138,906	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,909	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,4	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,926	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ [175]
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	----------------------------------

А К Т И Н О И Д Ы

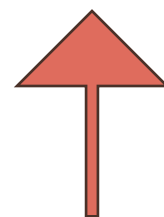
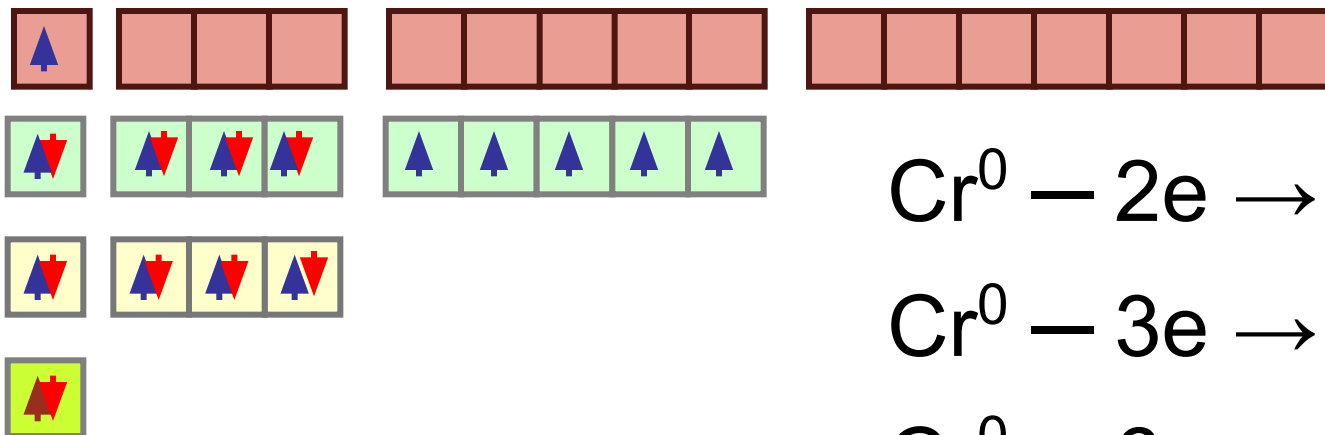
89 Ac АКТИНИЙ [227]	90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 U УРАН 238,29	93 Np НЕПУНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [244]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

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

		порядковый номер	период	группа
Cr	металл	+24	4	VIB



валентные электроны

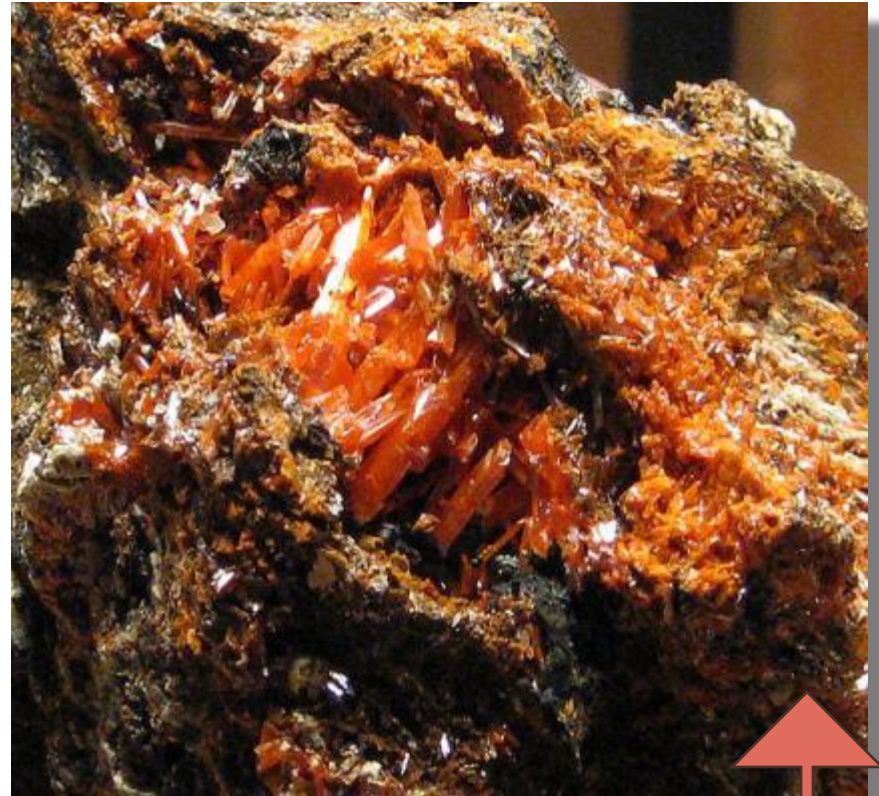


Нахождение хрома в природе

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 PbCrO_4 .



хромит



крокоит



Физические свойства

В свободном виде — голубовато- белый металл.

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

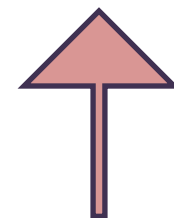
Очень чистый хром достаточно хорошо поддается механической обработке, пластичен.

Устойчив на воздухе. При 2000 °С сгорает с образованием зелёного оксида хрома (III)
 Cr_2O_3 .

Плотность 7,19 г/см³;

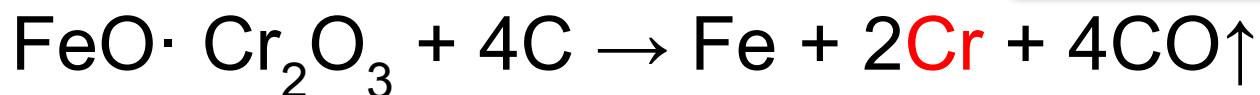
$t_{\text{плавления}}$ 1890°С;

$t_{\text{кипения}}$ 2480°С.

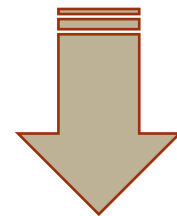


Получение

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

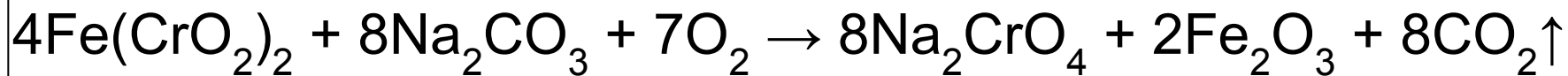


Феррохром — сплав железа и хрома (около 60%), основные примеси – углерод (до 5%), кремний (до 8%), сера (до 0,05%), фосфор (до 0,05%). Феррохром применяют для производства легированных сталей.



Чтобы получить чистый хром, реакцию ведут следующим образом:

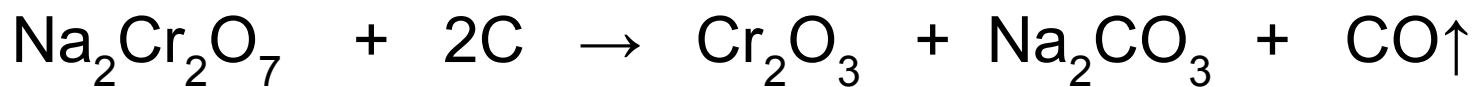
1) сплавляют хромит железа с карбонатом натрия (кальцинированная сода) на воздухе:



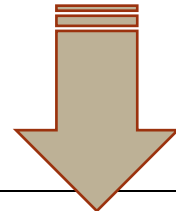
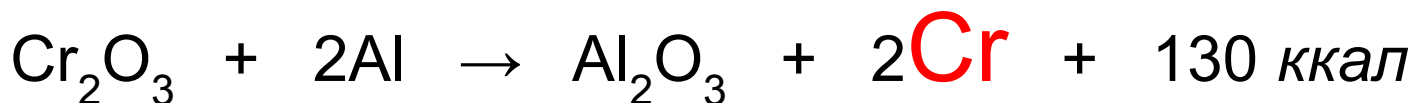
2) растворяют хромат натрия и отделяют его от оксида железа;

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

4) получают чистый оксид хрома восстановлением дихромата углём:

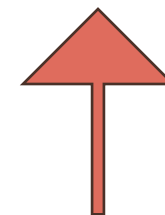
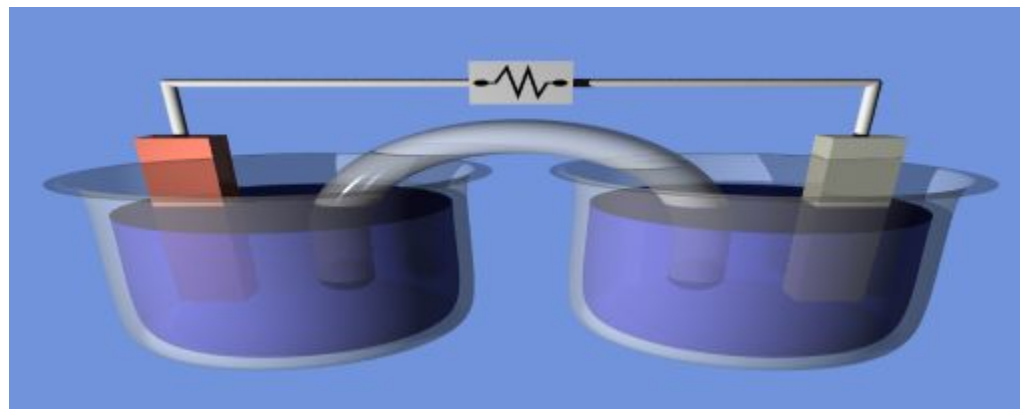
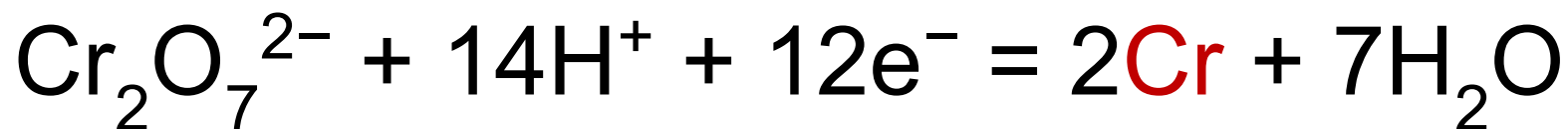


5) с помощью алюминотермии получают металлический хром:



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, H₂, Cu, Hg, Ag, Au

+ O₂ + неметаллы

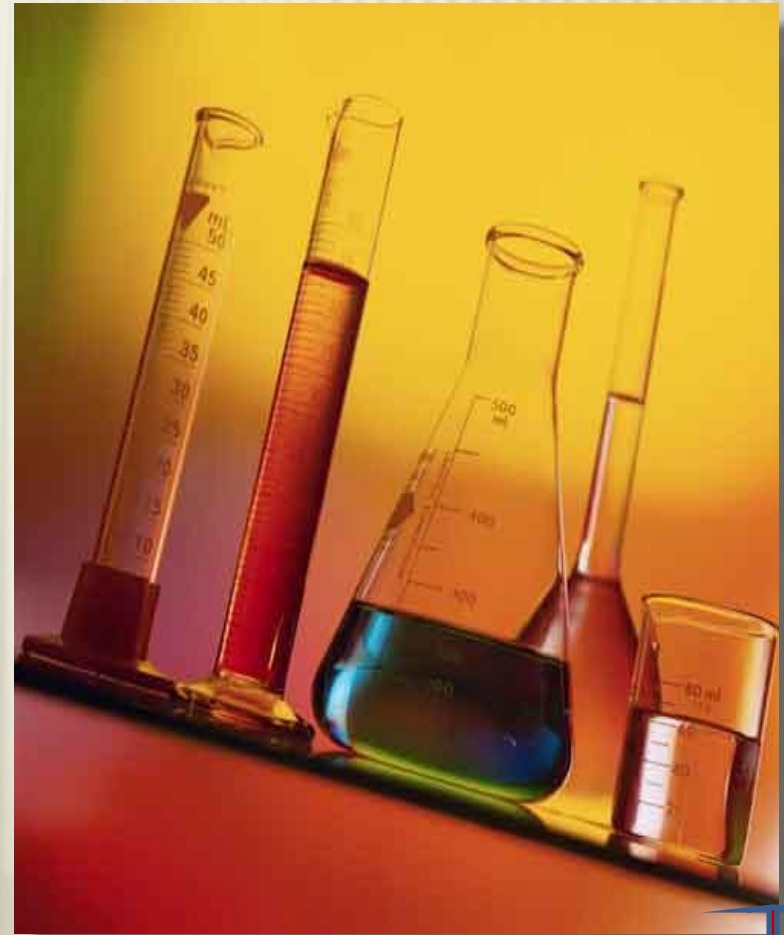
+ H₂O

+ растворы HCl, H₂SO₄

+ H₂SO₄ (конц.), HNO₃

+ растворы солей

+ щелочные расплавы окислителей



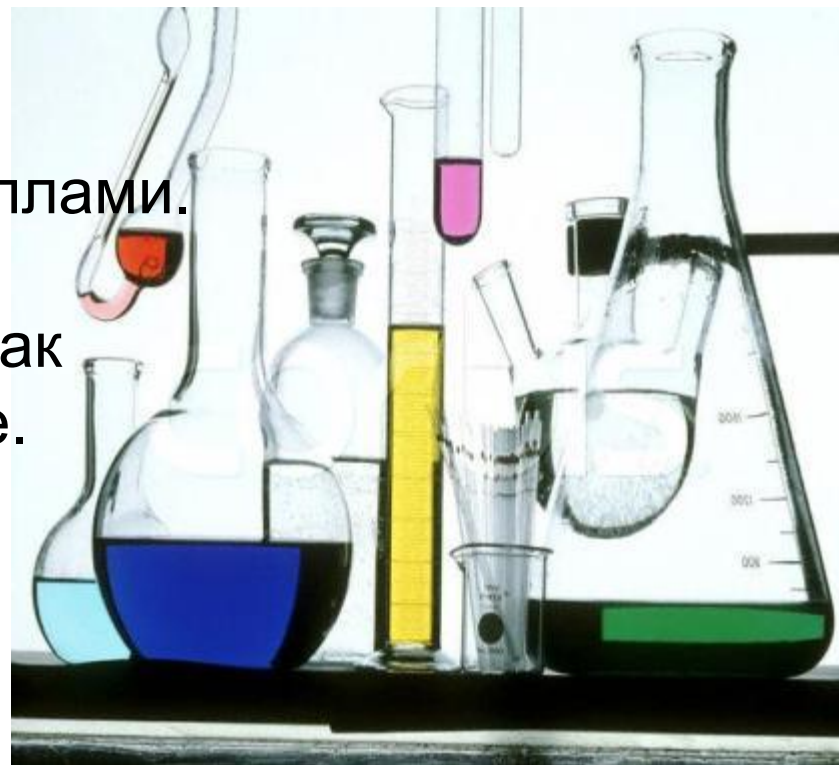
При комнатной температуре хром химически мало активен из-за образования на его поверхности тонкой прочной оксидной пленки.

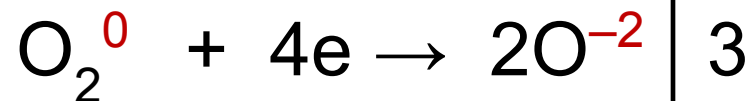
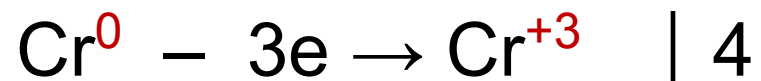
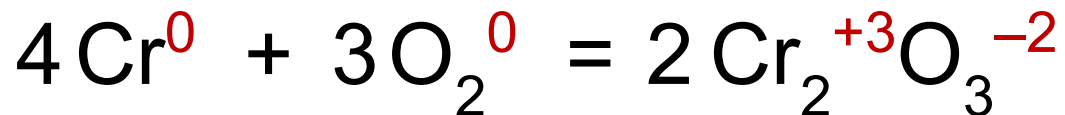
При нагревании оксидная пленка хрома разрушается, и он реагирует практически со всеми **неметаллами**, например:

кислородом, галогенами, азотом, серой.

Составьте уравнения реакций хрома с перечисленными неметаллами.

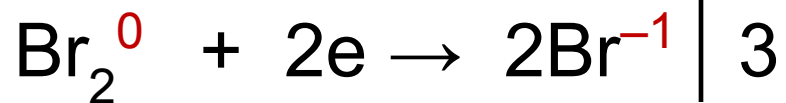
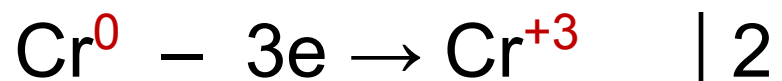
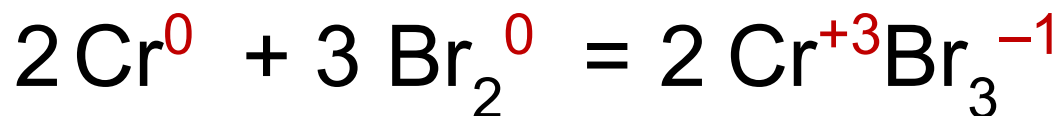
Рассмотрите данные реакции как окислительно-восстановительные.





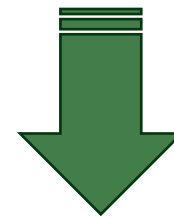
Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

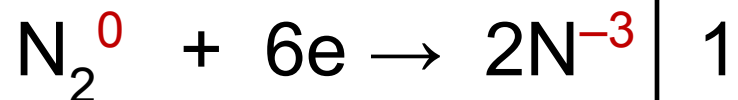
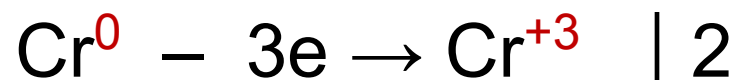
O_2^0 – окислитель, процесс восстановления



Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

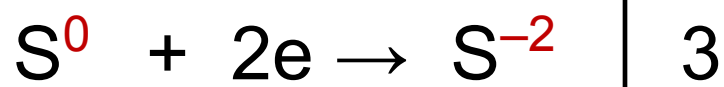
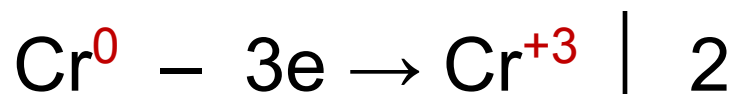
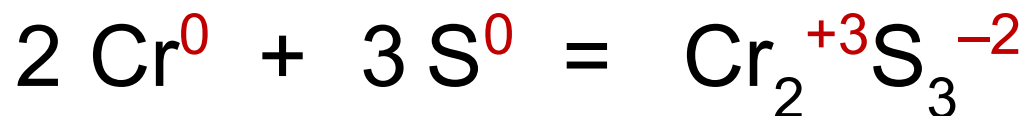
Br_2^0 – окислитель, процесс восстановления





Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

N_2^0 – окислитель, процесс восстановления



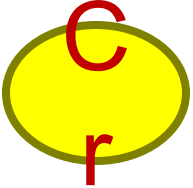
Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

S^0 – окислитель, процесс восстановления



В *раскаленном состоянии* хром реагирует с парами воды:



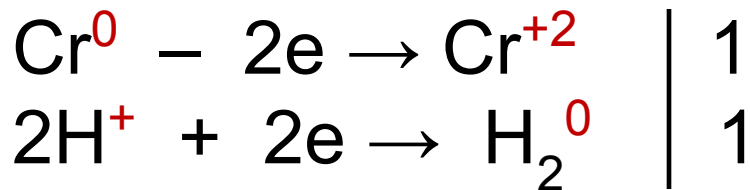
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn,  Fe, Co, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au

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

Составьте уравнения реакций хрома с растворами соляной и серной кислот.

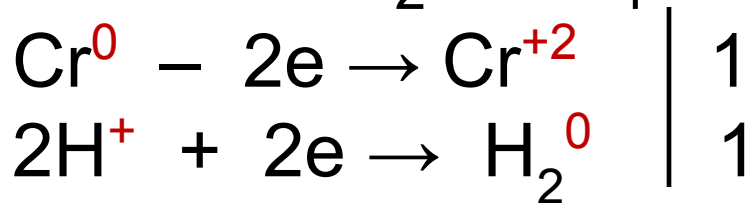
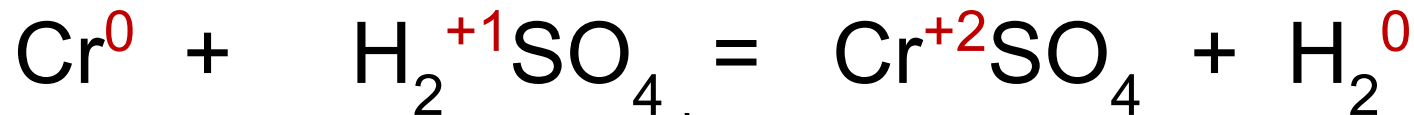
Рассмотрите данные реакции как окислительно-восстановительные.





Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

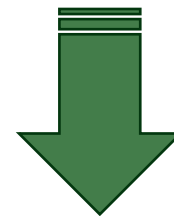
HCl (за счет H^{+1}) – окислитель, процесс восстановления



Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

H_2SO_4 (за счет H^{+1}) – окислитель,

процесс восстановления





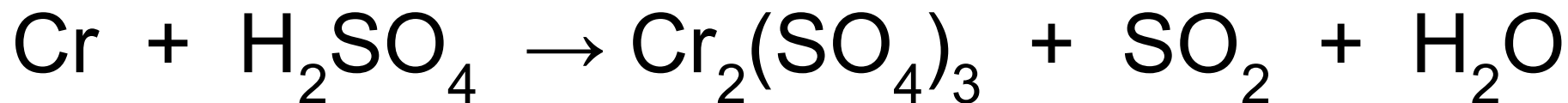
В присутствии кислорода
хром реагирует с растворами
кислот с образованием
солей хрома (III)





Концентрированные серная и азотная кислоты на холоду *пассивируют* хром

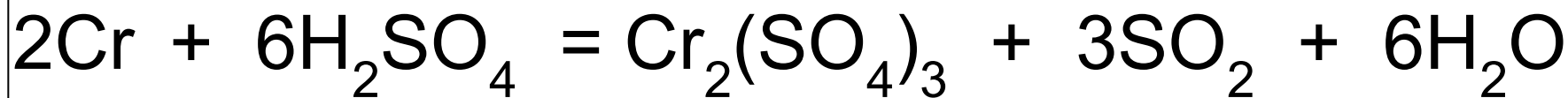
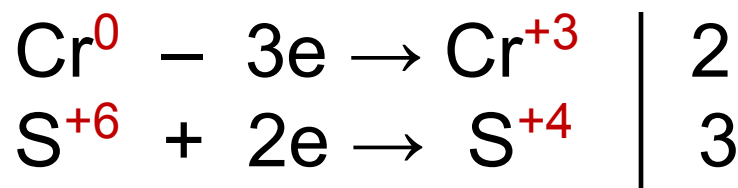
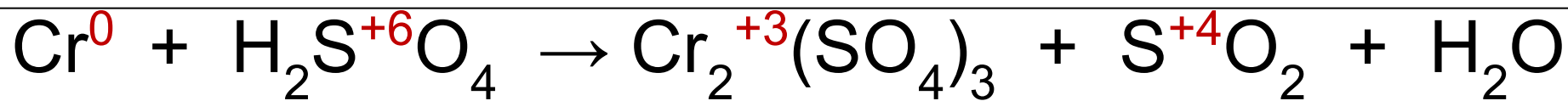
При сильном нагревании кислоты растворяют хром с образованием солей хрома (III)



Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные
Расставьте коэффициенты.

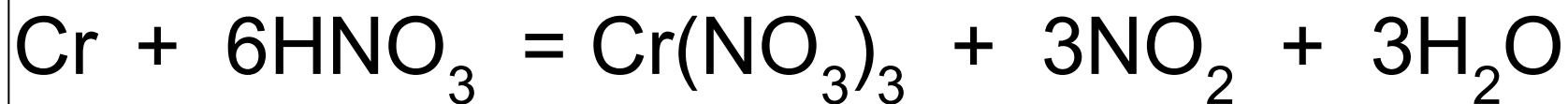
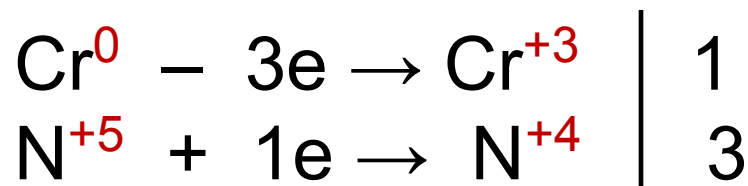
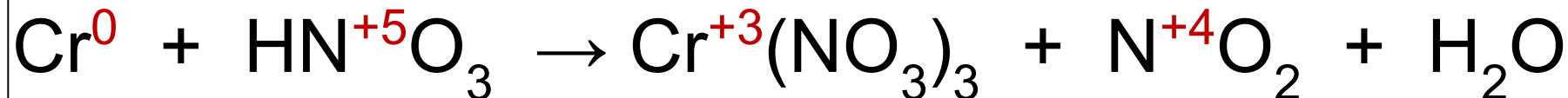
Назовите окислитель и восстановитель.





Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

H_2SO_4 (за счет S^{+6}) – окислитель, процесс восстановления



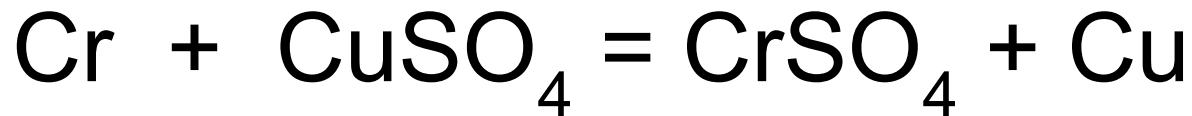
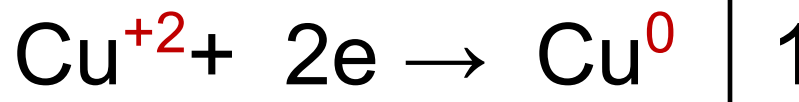
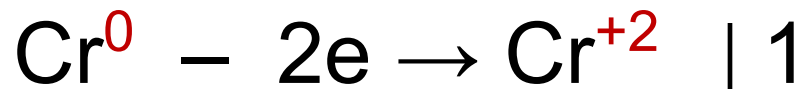
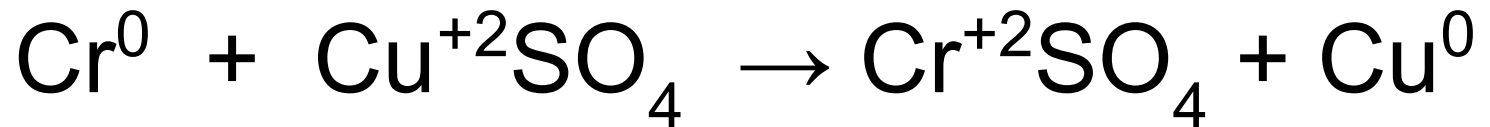
Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

HNO_3 (за счет N^{+5}) – окислитель, процесс восстановления



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

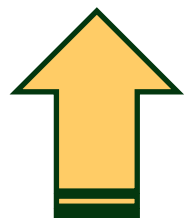
Составьте уравнение реакции хрома с раствором сульфата меди (II). Рассмотрите данную реакцию как окислительно-восстановительную.



Cr^0 – восстановитель, процесс окисления

CuSO_4 (за счет Cu^{+2}) – окислитель, процесс

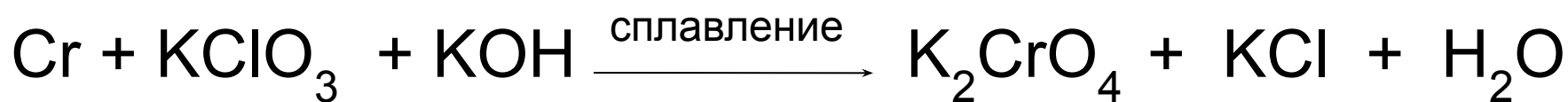
восстановления



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.

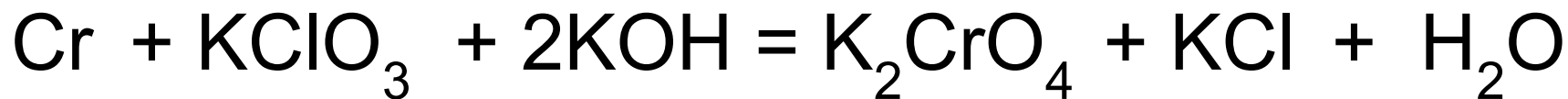
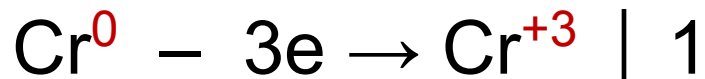
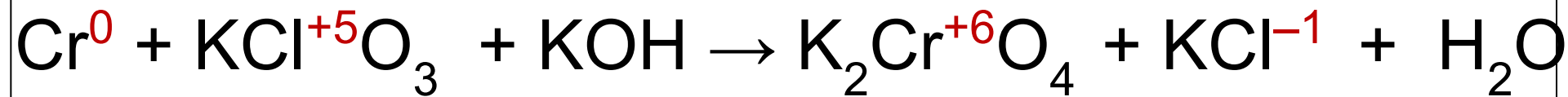
При взаимодействии с щелочными расплавами окислителей хром образует соли анионного типа, в которых проявляет высшую степень окисления.



Рассмотрите эту реакцию как окислительно-восстановительную.
Расставьте коэффициенты.

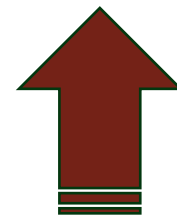
Назовите окислитель и восстановитель.





Cr^0 – восстановитель, процесс окисление

KClO_3 (за счет 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**

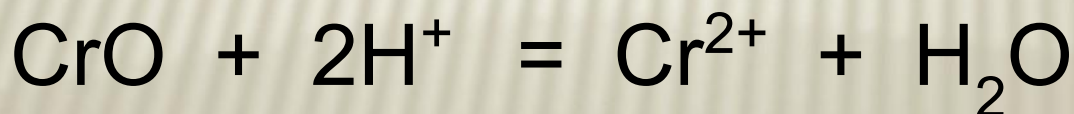
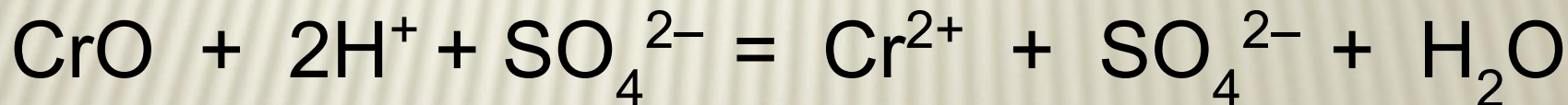
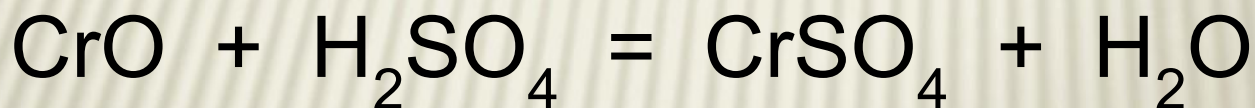
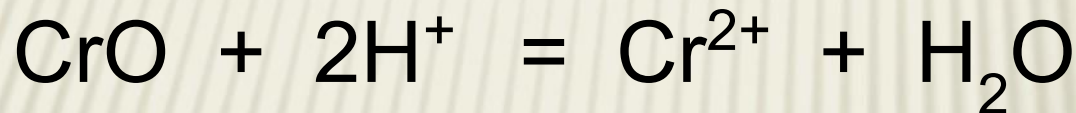
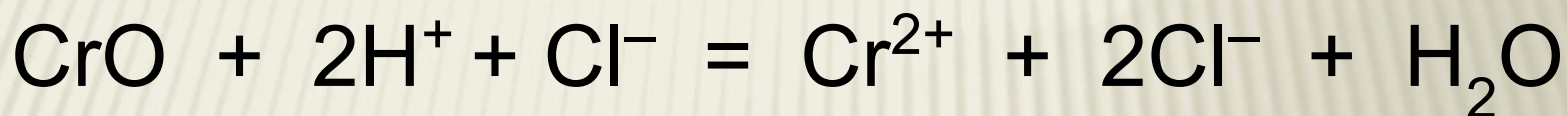
При осторожном нагревании гидроксида хрома (II) в отсутствии кислорода получают оксид хрома (II). Составьте уравнение реакции.



При более высоких температурах оксид хрома (II) диспропорционирует:

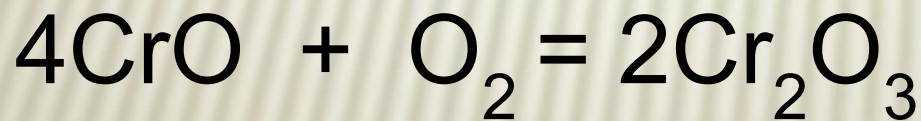
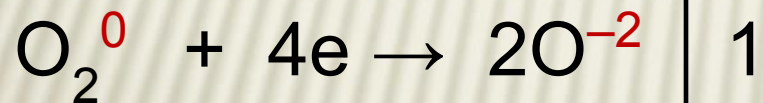
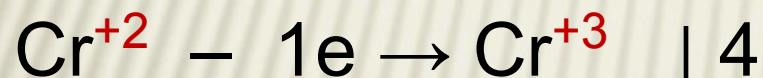
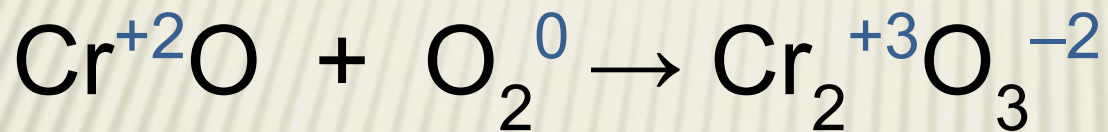


Составьте уравнение реакции оксида хрома (II) с соляной и серной кислотами. Рассмотрите реакции с точки зрения ТЕД.

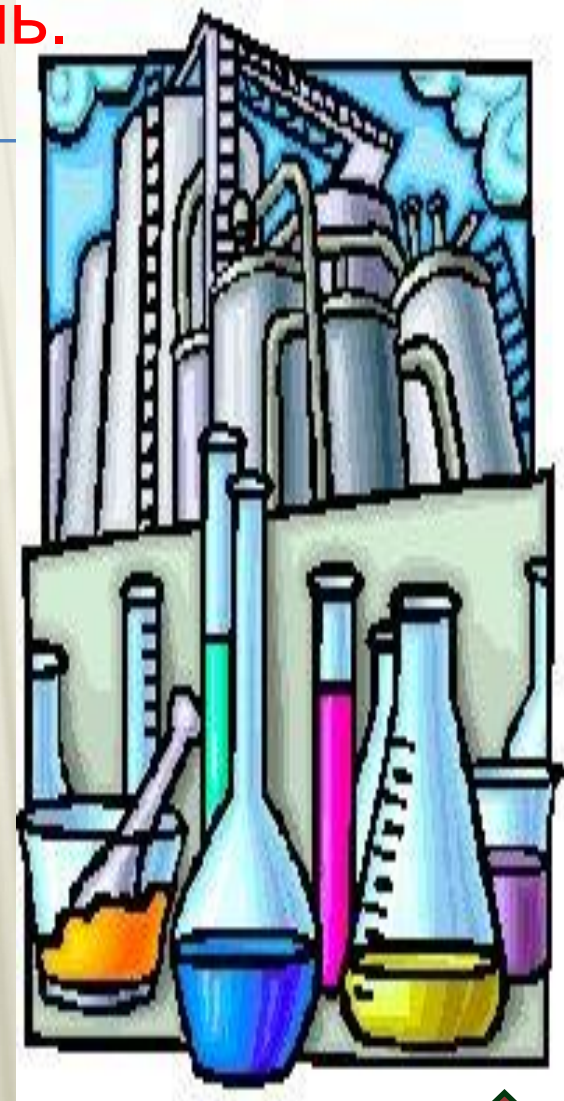


Оксид хрома (II) – сильный **восстановитель**.
Кислородом воздуха окисляется до оксида хрома (III)

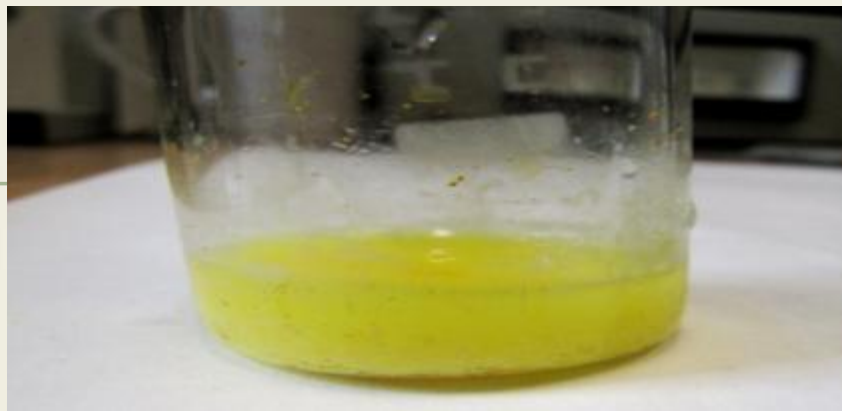
Составьте уравнение реакции.
Рассмотрите данную реакцию как окислительно-восстановительную.



CrO (за счет Cr^{+2}) – восстановитель, процесс окисления
 O_2 – окислитель, процесс восстановления

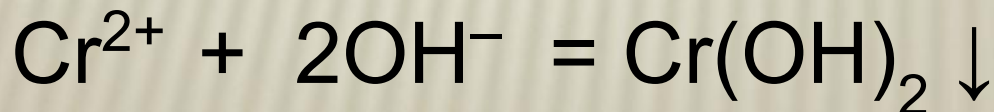
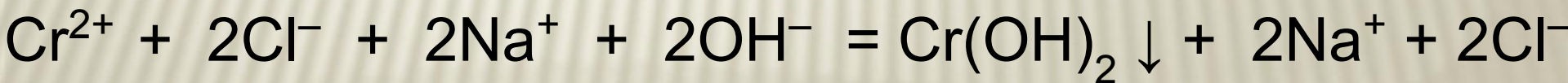
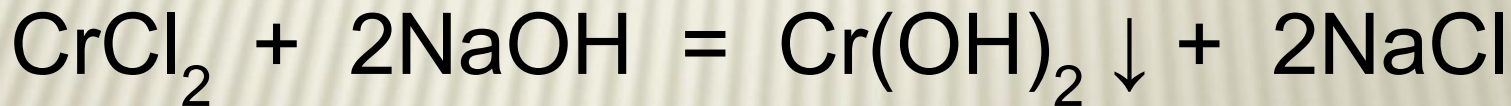


Гидроксид хрома (II)



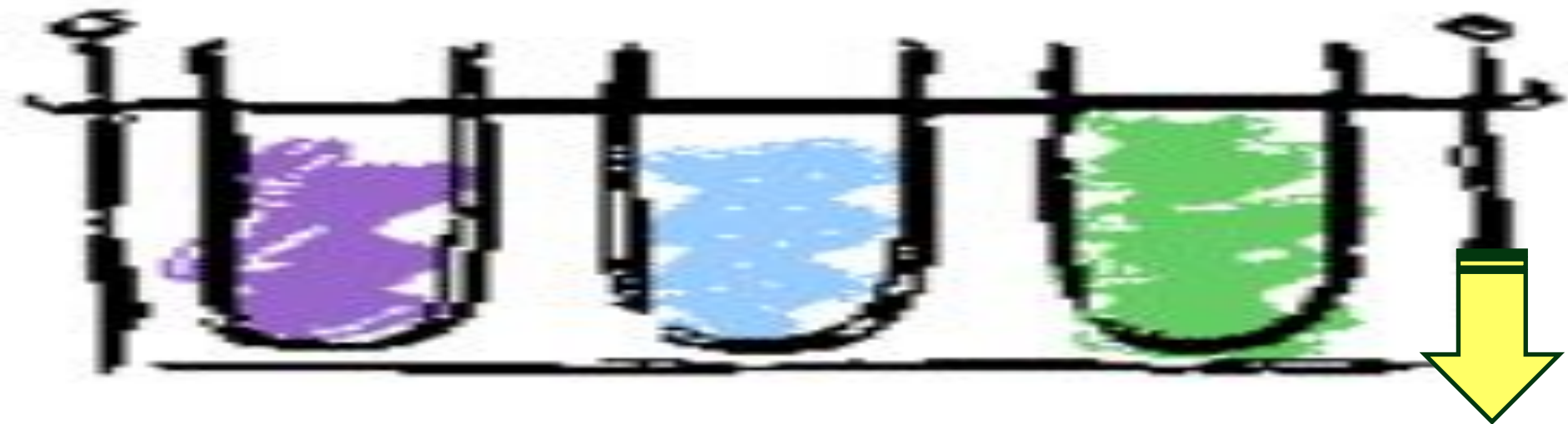
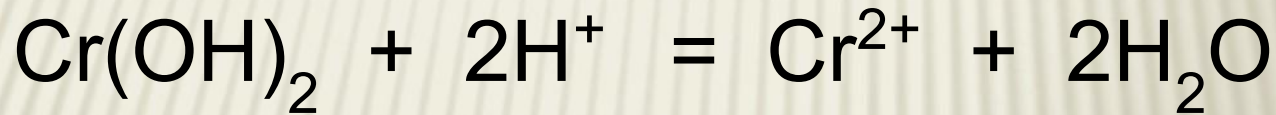
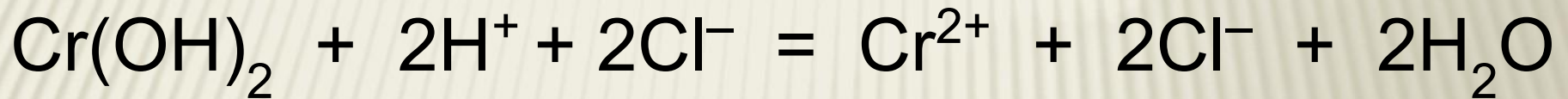
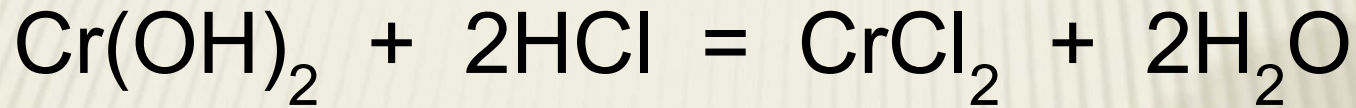
Гидроксид хрома (II) получают в виде желтого осадка действием растворов щелочей на соли хрома (II) *без доступа воздуха*.

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



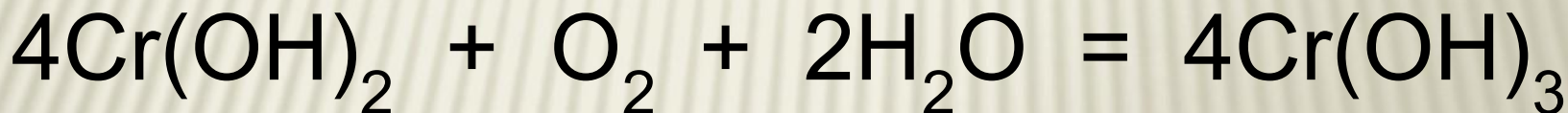
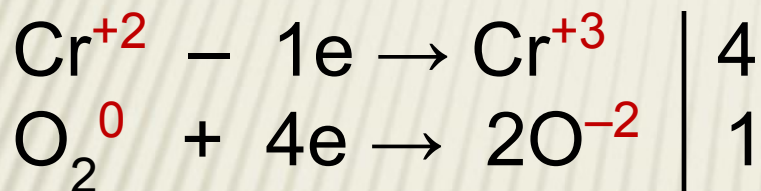
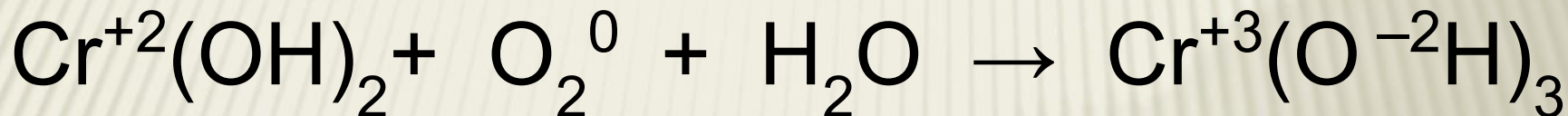
Гидроксид хрома (II) обладает **ОСНОВНЫМИ СВОЙСТВАМИ**.

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 Cr^{+2}) –восстановитель, процесс окисления
 O_2 – окислитель, процесс восстановления



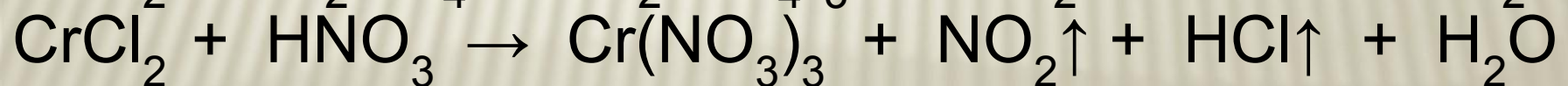
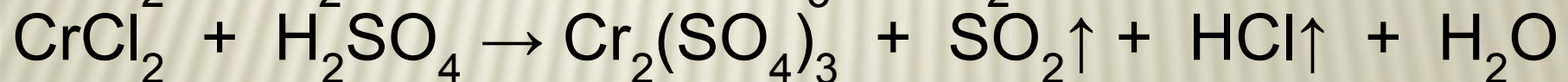
Соли хрома (II)

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.

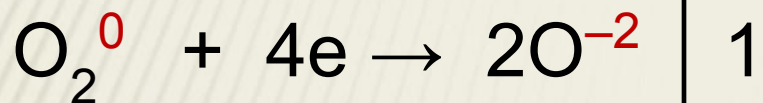
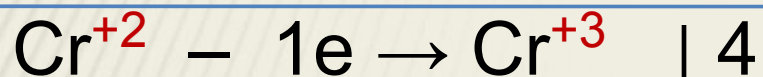
Соединения хрома (II) – **сильные восстановители**. Легко окисляются. Именно поэтому очень трудно получать и хранить соединения двухвалентного хрома.

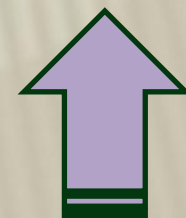
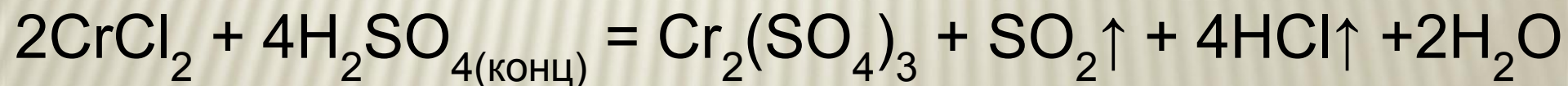
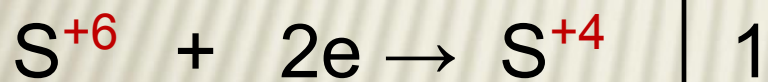
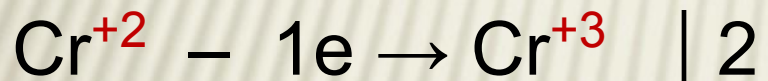
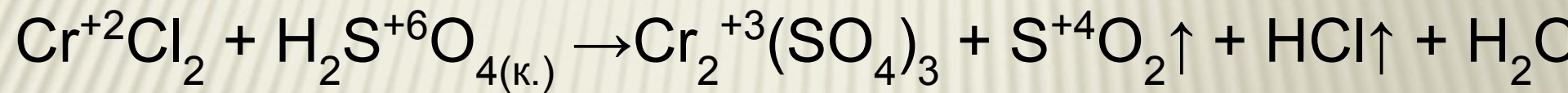
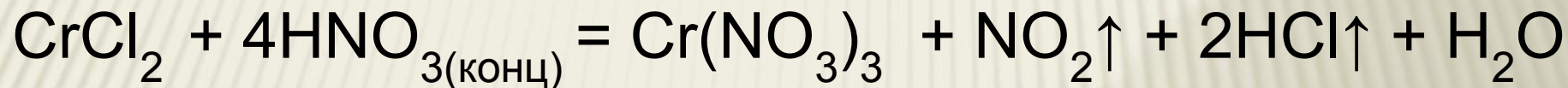
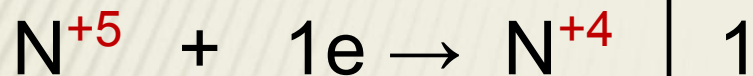
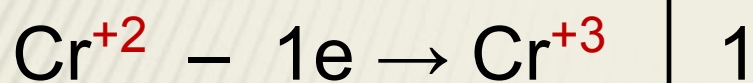
Реагируют с концентрированными серной и азотной кислотами:



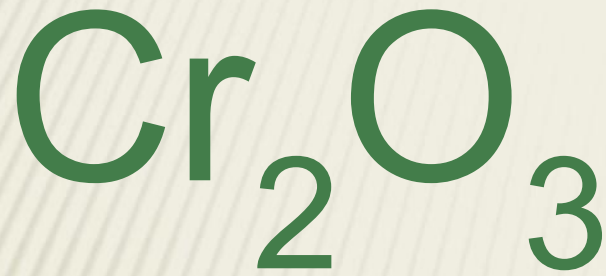
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные. Расставьте коэффициенты..







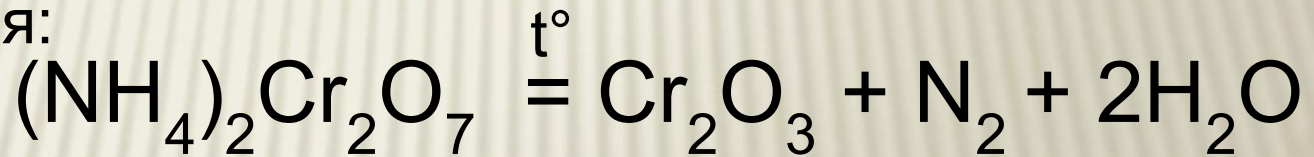
Соединения хрома (III)



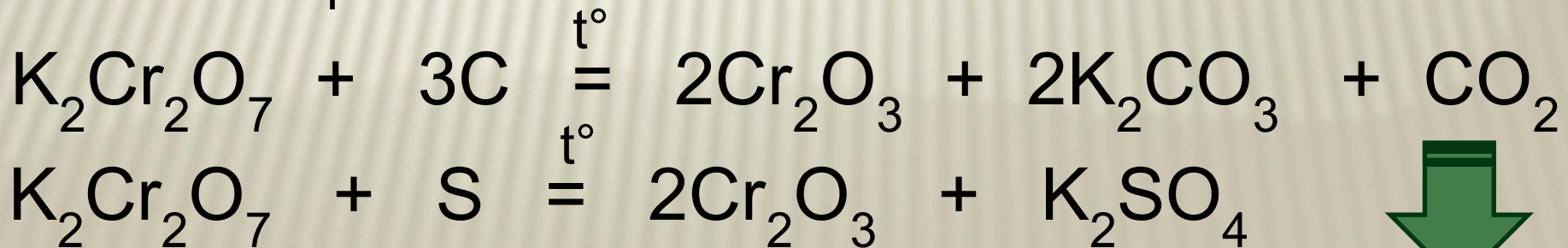
Оксид хрома (III) – тугоплавкий порошок темно-зеленого цвета.

Получение.

В лабораторных условиях термическим разложением дихромата аммония:



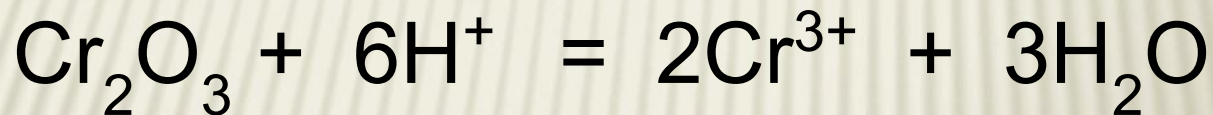
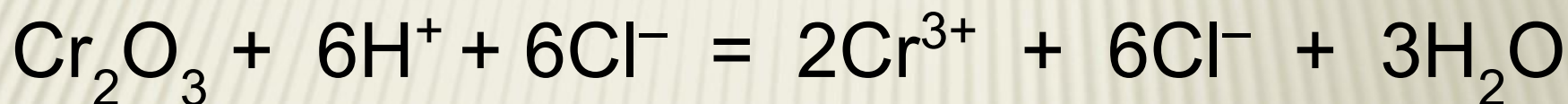
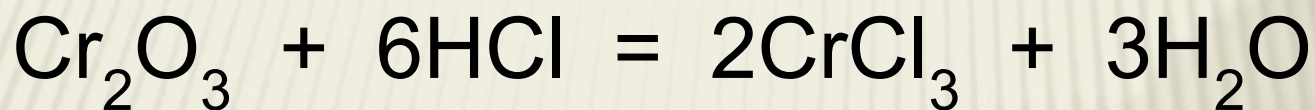
В промышленности восстановлением дихромата калия коксом или серой:



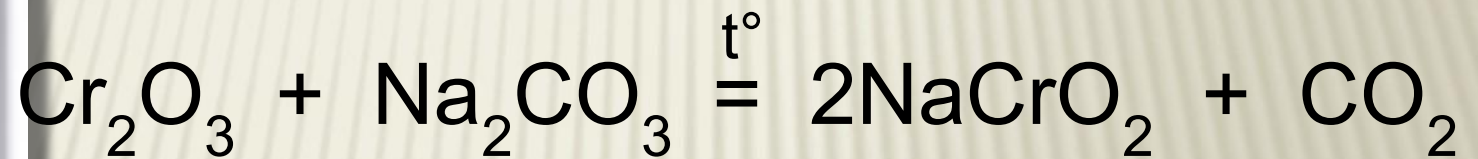
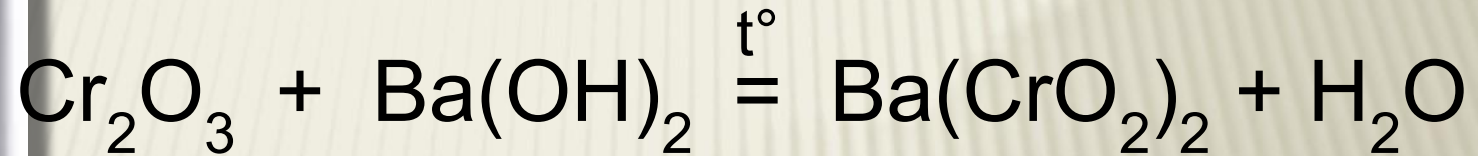
Оксид хрома (III) обладает **амфотерными** свойствами

При взаимодействии с кислотами образуются соли хрома (III):

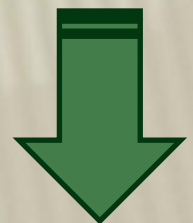
Составьте уравнение реакции оксида хрома (III) с соляной кислотой. Рассмотрите реакцию с точки зрения ТЕД.



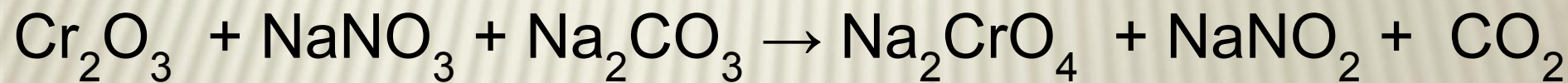
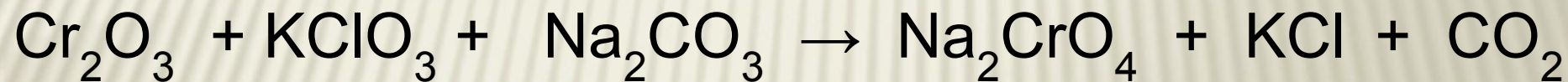
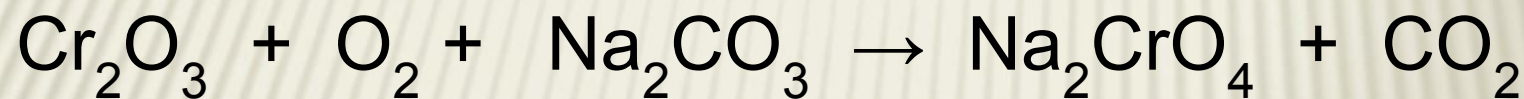
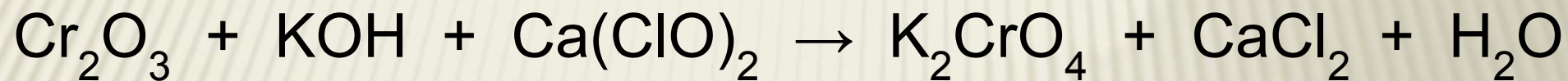
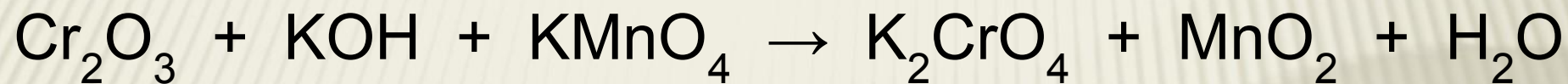
При сплавлении оксида хрома (III) с оксидами, гидроксидами и карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов образуются хроматы (III) (хромиты):



Оксид хрома (III) нерастворим в воде.

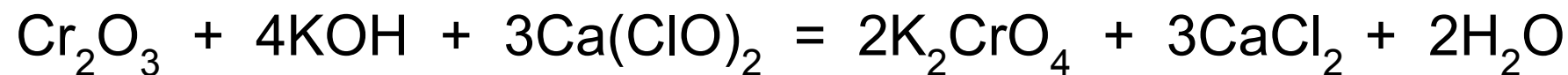
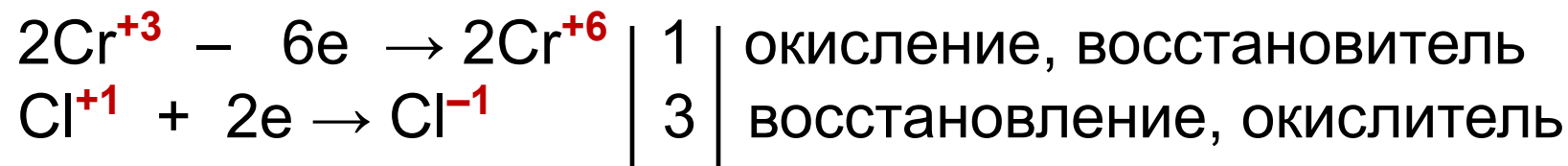
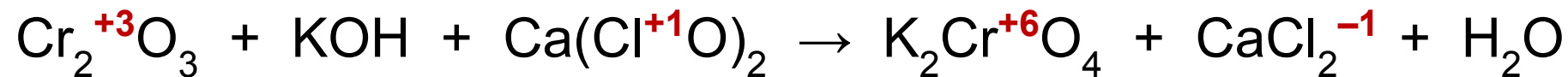
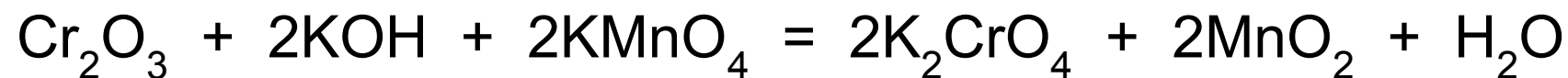
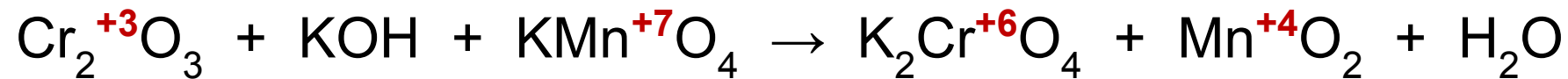


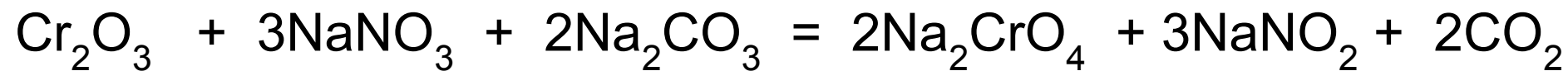
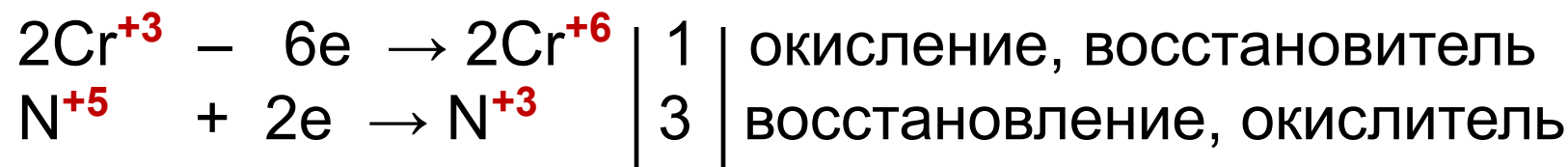
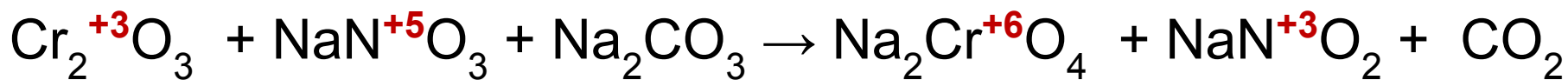
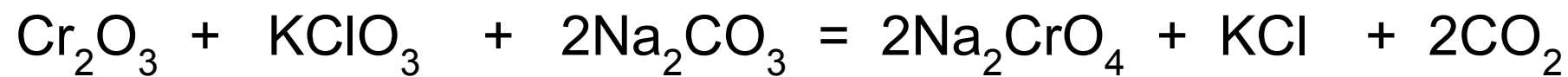
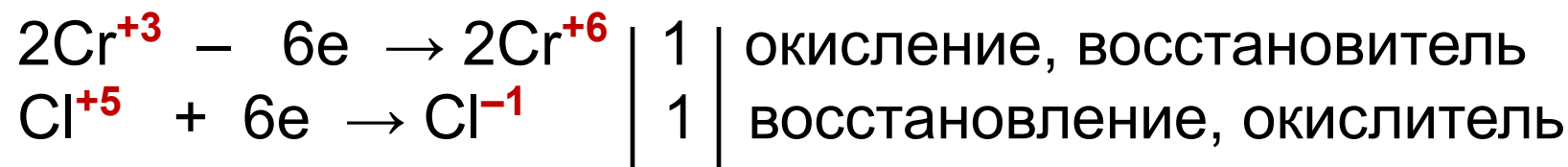
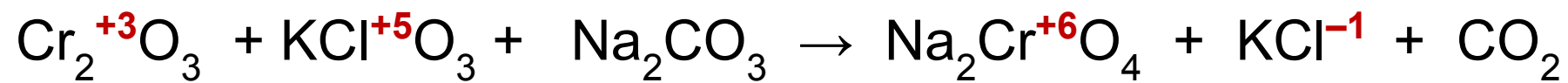
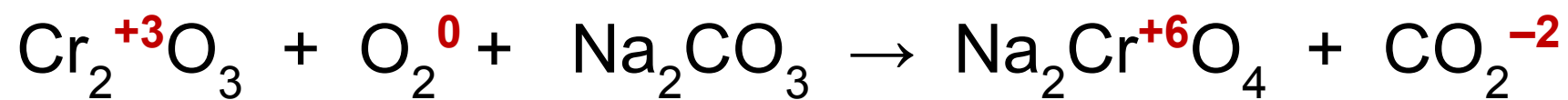
В окислительно-восстановительных реакциях оксид хрома (III) ведет себя как восстановитель:



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.

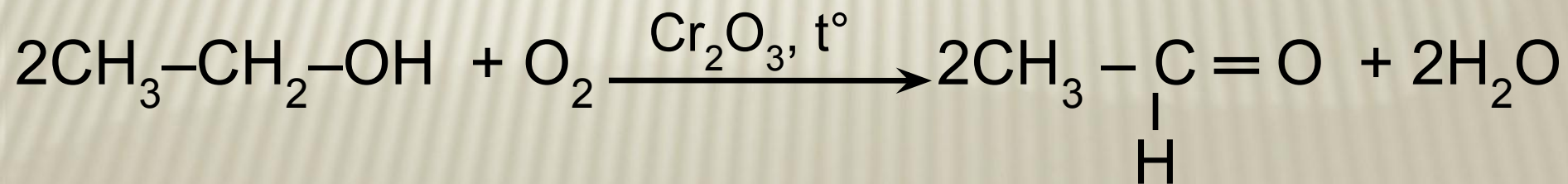




Каталитическое окисление этанола

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)

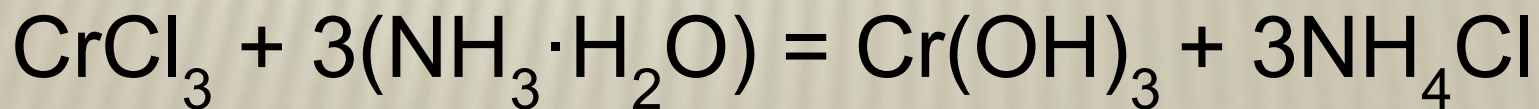


Получают гидроксид хрома (III) действием растворов щелочей или аммиака на растворы солей хрома (III).

Лабораторный опыт № 1

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

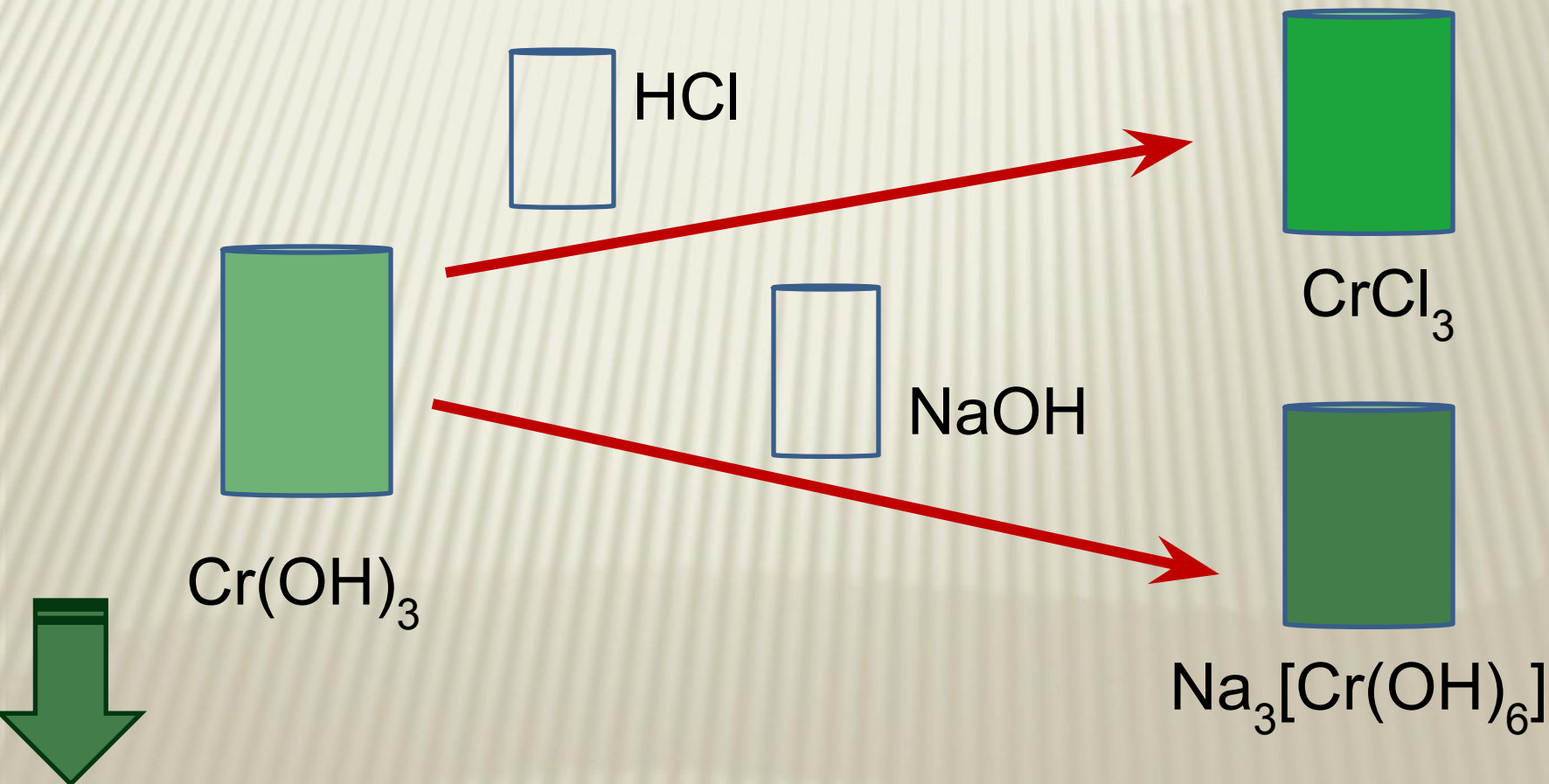
Составьте уравнение реакции получения $\text{Cr}(\text{OH})_3$ действием раствора аммиака на хлорид хрома (III):



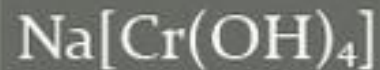
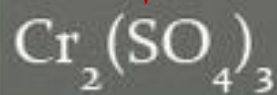
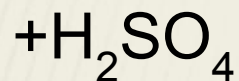
Лабораторный опыт № 2

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

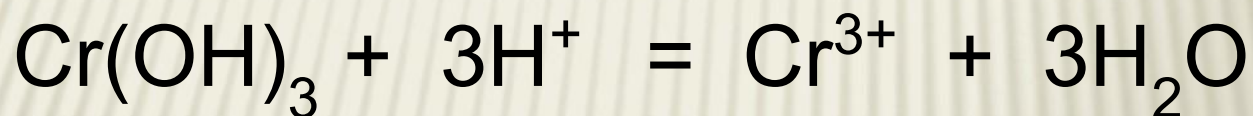
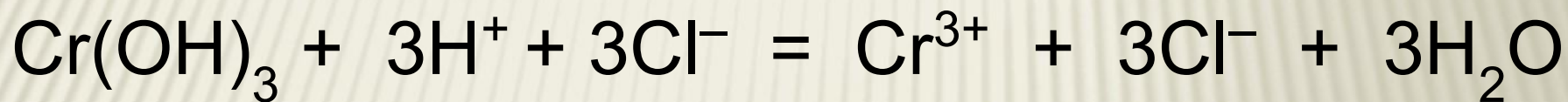
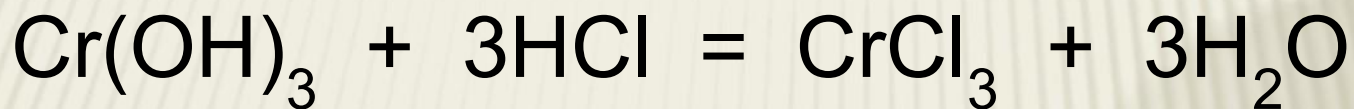
Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)?



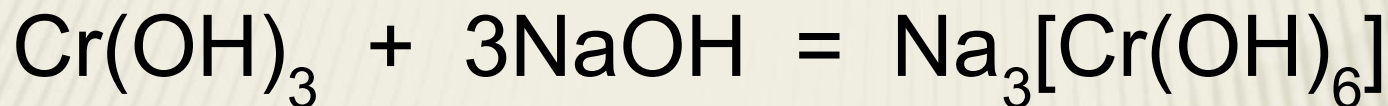
Осадок, полученный в опыте № 1 разделите на две части, к одной из них добавьте серной кислоты, а к другой – щелочь. Что происходит?



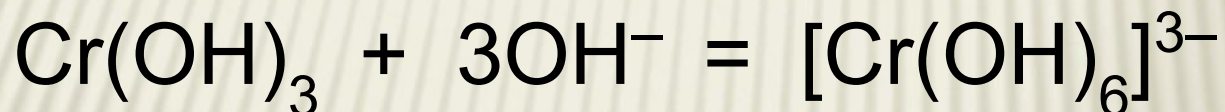
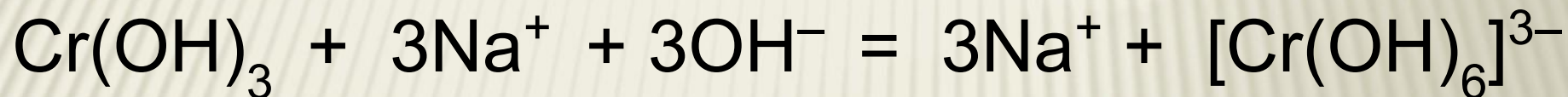
Гидроксид хрома (III) обладает **амфотерными** свойствами.
При взаимодействии с кислотами образуются соли хрома (III):
Составьте уравнение реакции гидроксида хрома (III) с соляной кислотой. Рассмотрите реакцию с точки зрения ТЕД.



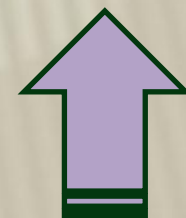
Гидроксид хрома (III) растворяется в щелочах



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:

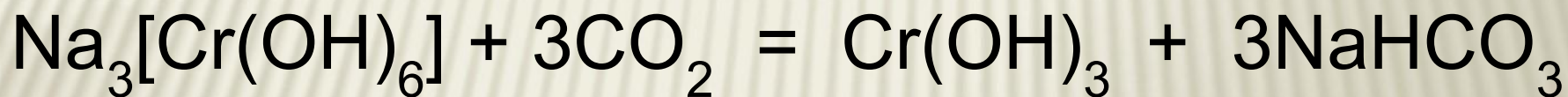
недостаток кислоты:



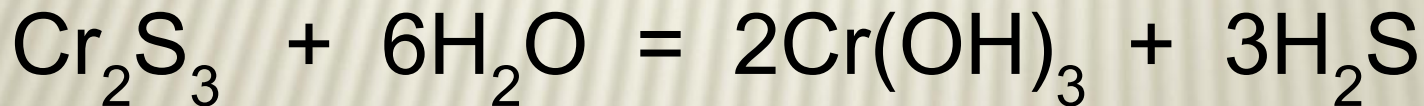
избыток кислоты:



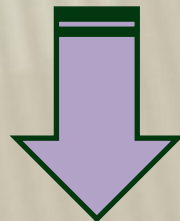
с угольной кислотой



В растворе подвергаются полному гидролизу:



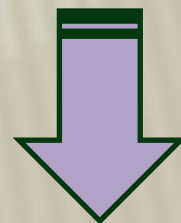
В водных растворах катион Cr^{3+} встречается только в виде гидратированного иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, который придает раствору сине-фиолетовый цвет.



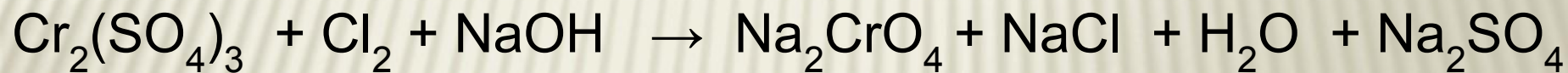
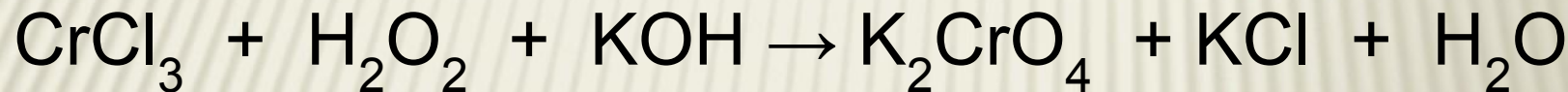
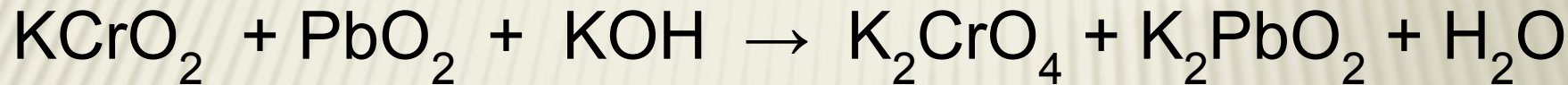
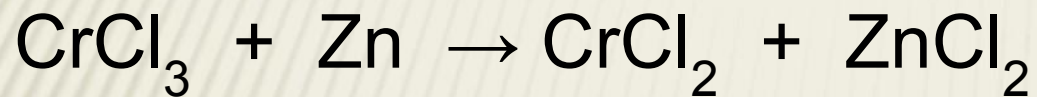
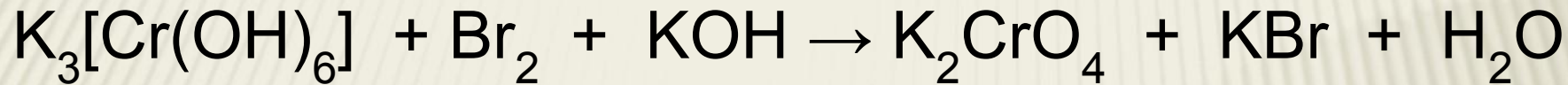
Сульфат хрома (III) образует двойные соли – хромовые квасцы. Из смешанного раствора сульфата хрома (III) и сульфата калия кристаллизуется двойная соль – $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ сине-фиолетового цвета.



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

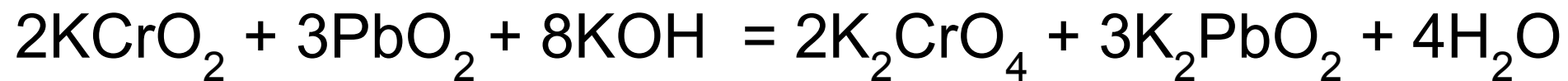
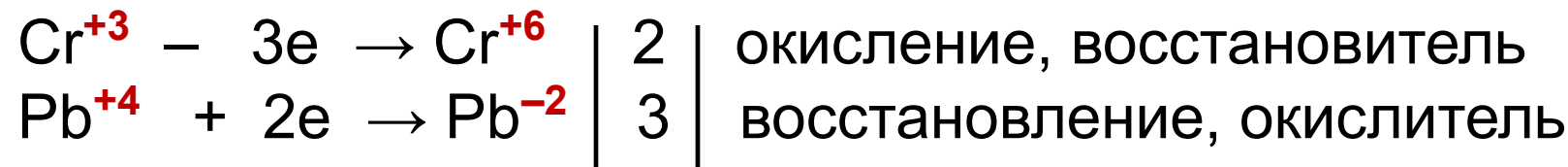
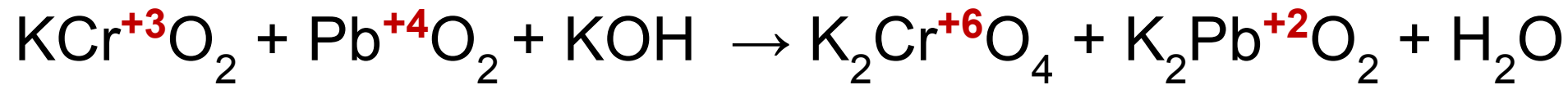
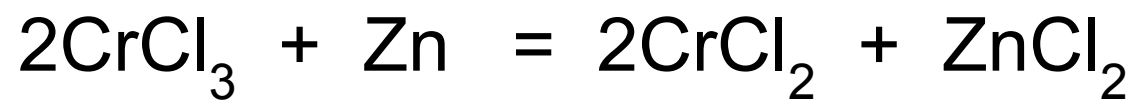
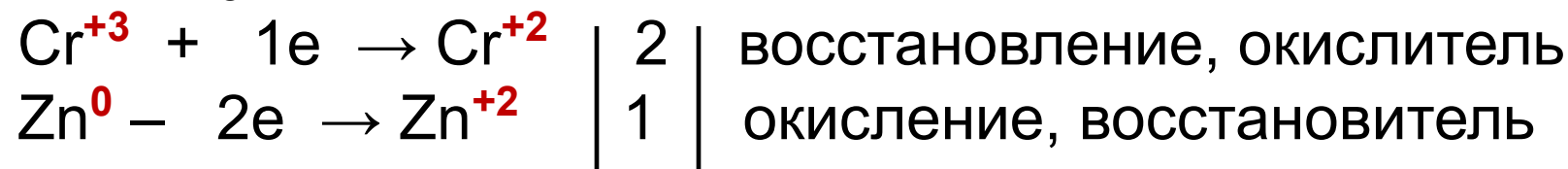
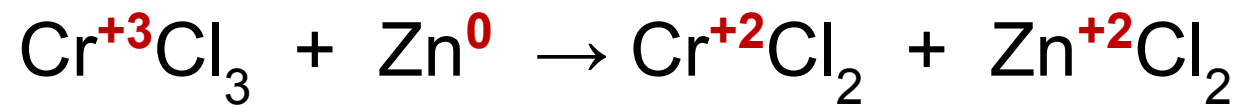
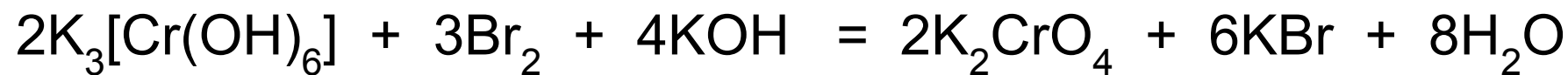
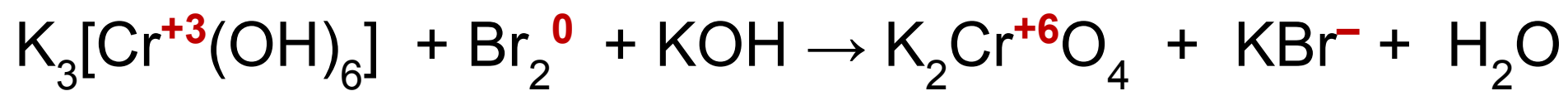


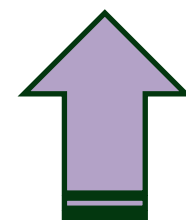
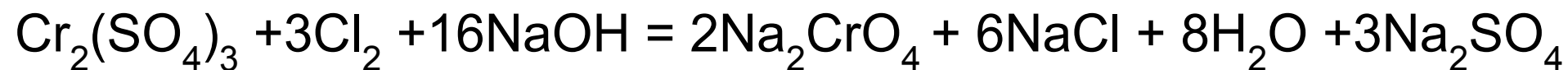
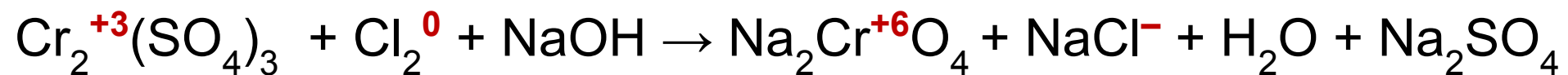
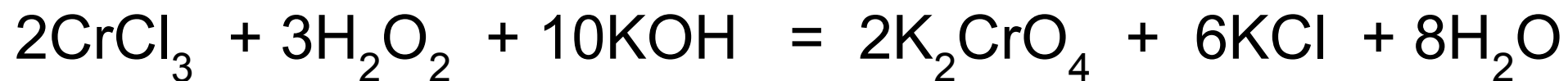
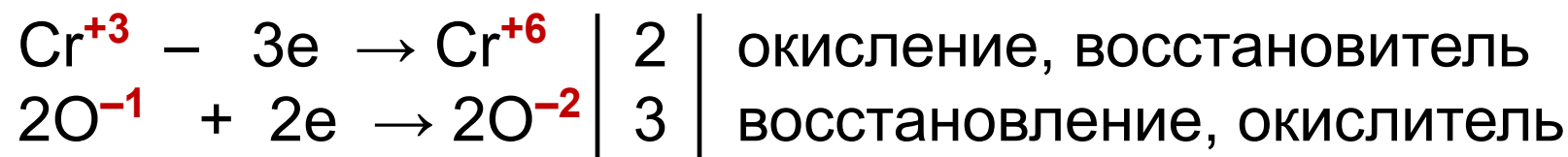
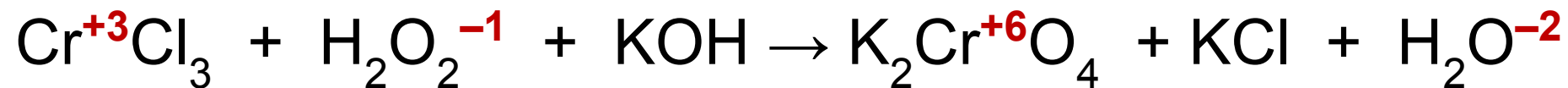
Соединения хрома (III) могут проявлять как окислительные так и восстановительные свойства.



Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные. Расставьте коэффициенты.

Назовите окислитель и восстановитель.





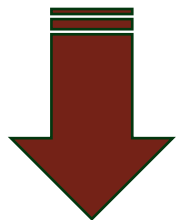
Оксид хрома (VI) CrO_3 — хромовый ангидрид,

представляет собой темно-красные игольчатые кристаллы.

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



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



Оксид хрома (VI) **очень ядовит.**





CrO_3 — кислотный оксид.

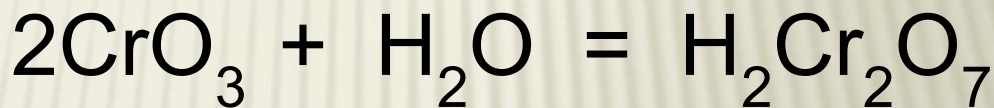
При растворении в воде образует кислоты.

С избытком воды образуется хромовая кислота H_2CrO_4

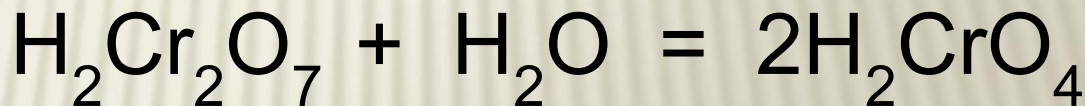


При большой концентрации CrO_3 образуется дихромовая

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



которая при разбавлении переходит в хромовую кислоту:

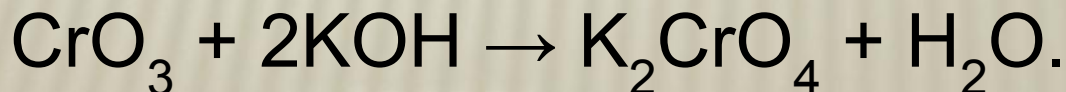


Эти кислоты – неустойчивые. Существуют только в растворе.

Между ними в растворе устанавливается равновесие

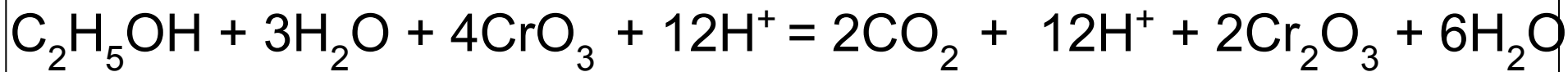
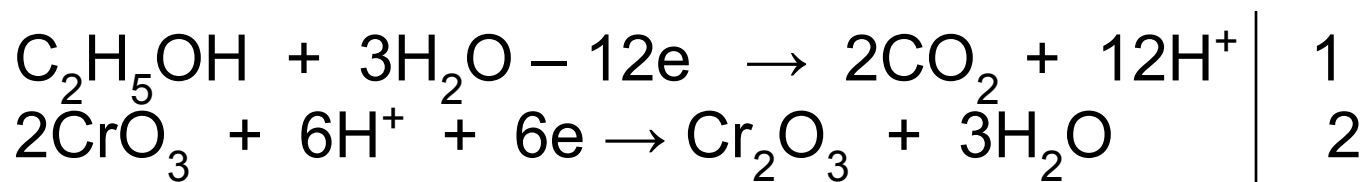
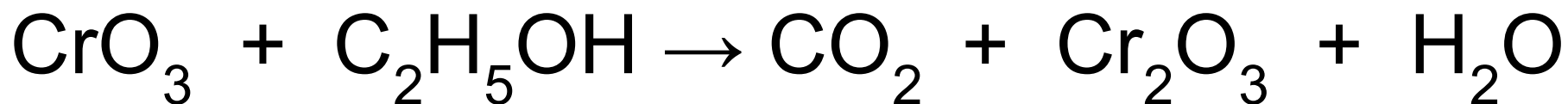


При взаимодействии CrO_3 со щелочами образуются **хроматы**

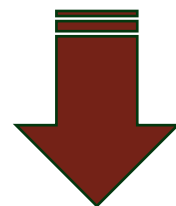


CrO₃ является сильным окислителем

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



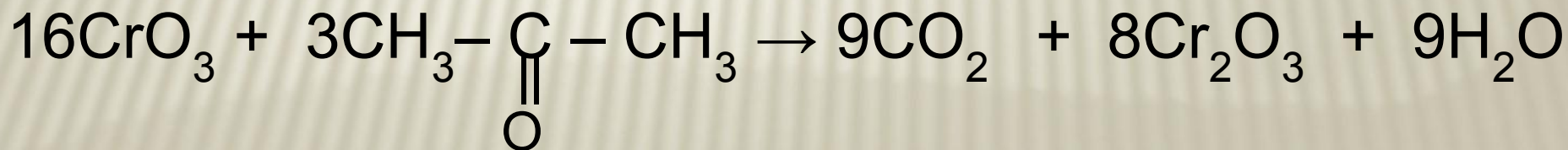
Окисляет йод, серу, фосфор, уголь.



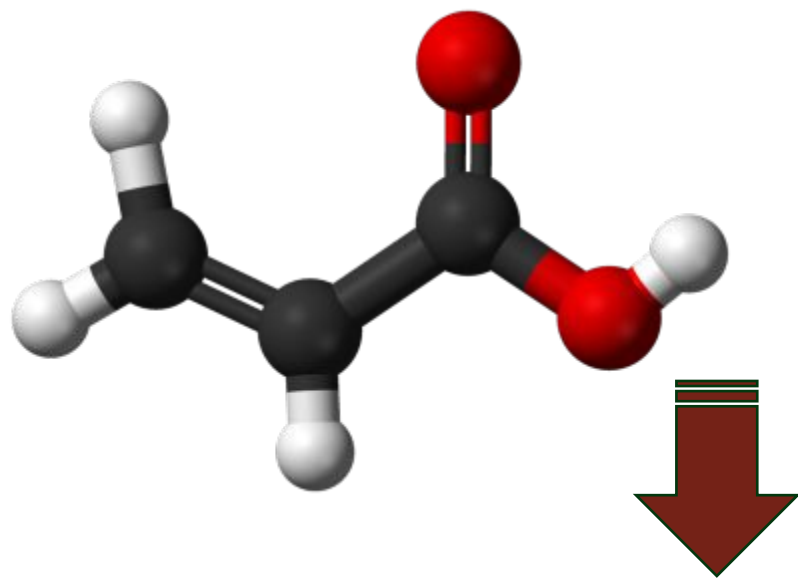
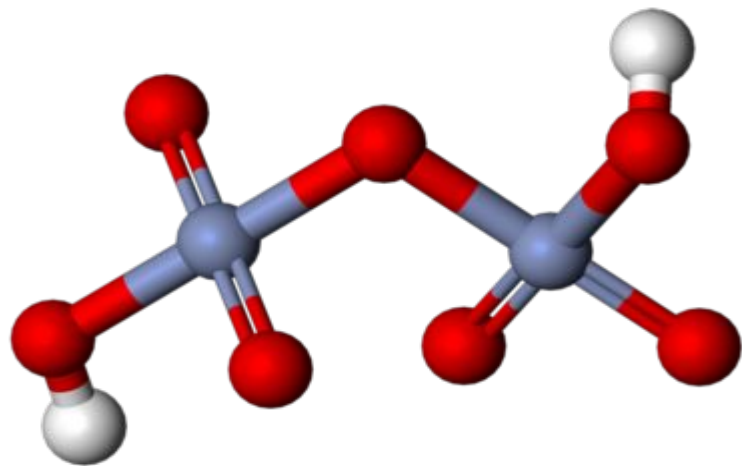
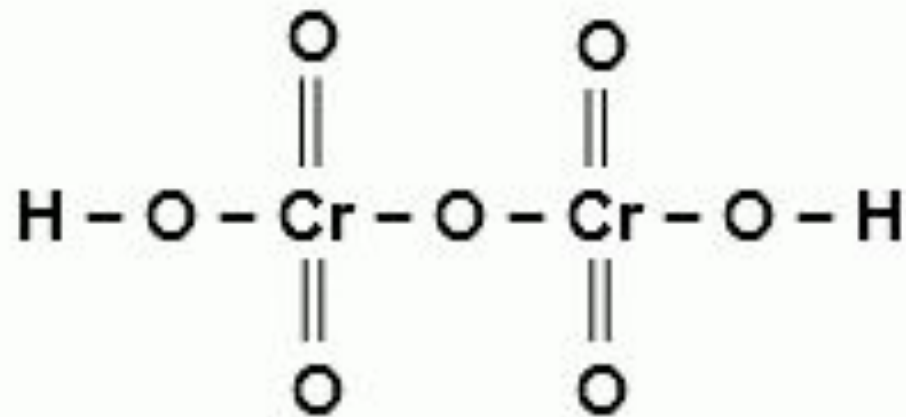
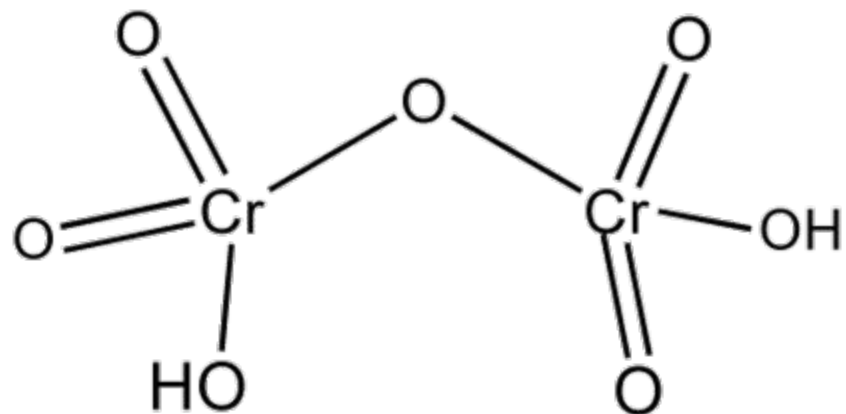
Окисление ацетона хромовым ангидридом.



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 H_2CrO_4 и дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$





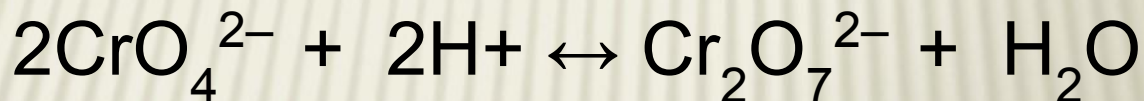
Хромовая кислота —

кристаллическое вещество красного цвета; выделена в свободном состоянии при охлаждении насыщенных водных растворов CrO_3 ; хромовая кислота — электролит средней силы. Изополихромовые кислоты существуют в водных растворах, окрашенных в красный цвет



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.

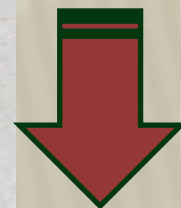


хромат
ы

H^+

дихромат
ы

OH^-



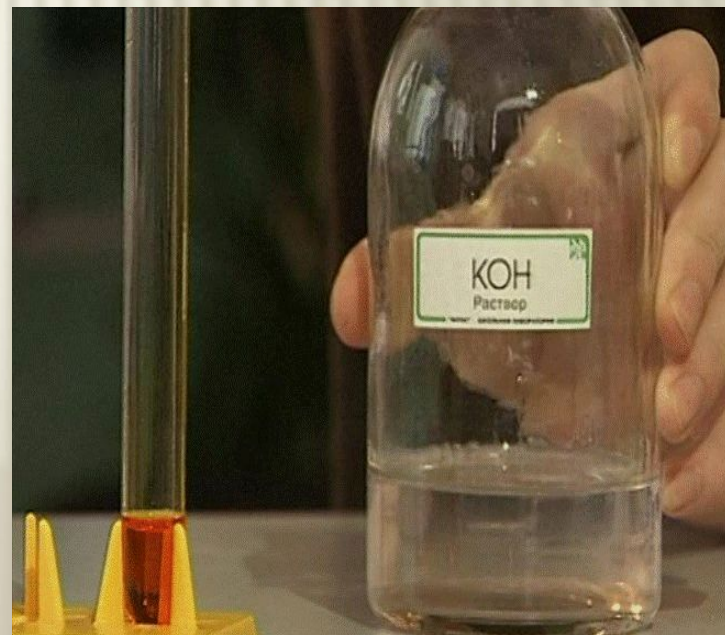
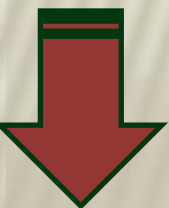


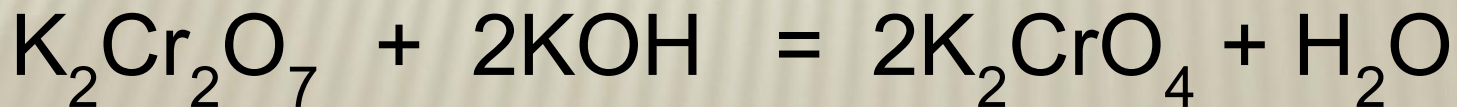
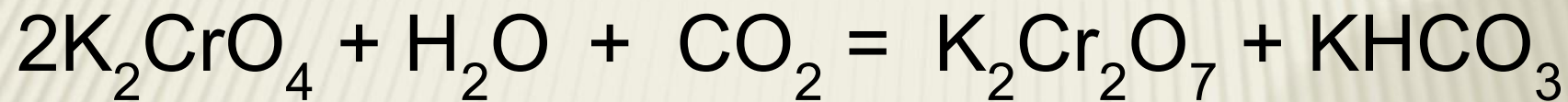
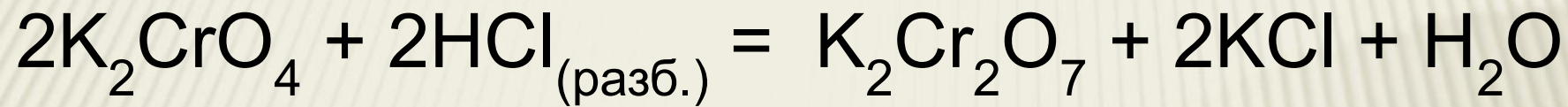
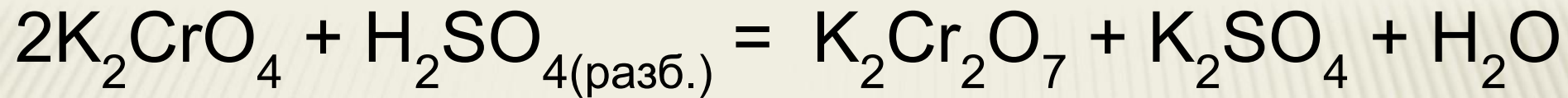
Лабораторный опыт № 3

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

К полученному раствору добавьте
серной кислоты до восстановления
желтой окраски.

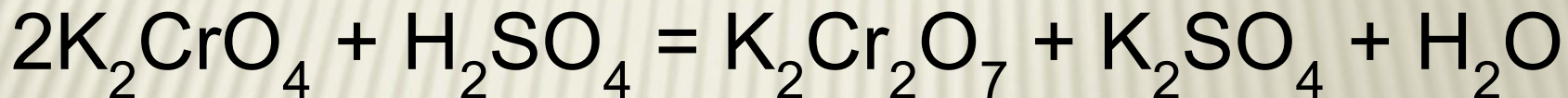
Напишите уравнения реакций.



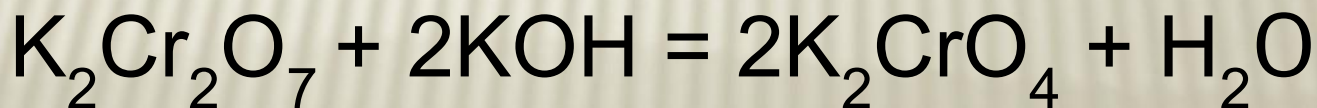


Взаимопревращение хроматов и дихроматов

Оксиду хрома (VI) соответствуют две кислоты – хромовая H_2CrO_4 и дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Хромат калия K_2CrO_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.

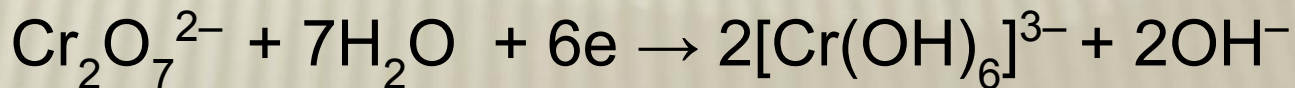
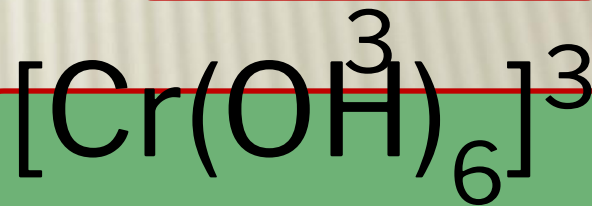
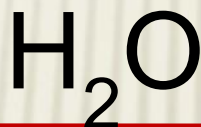
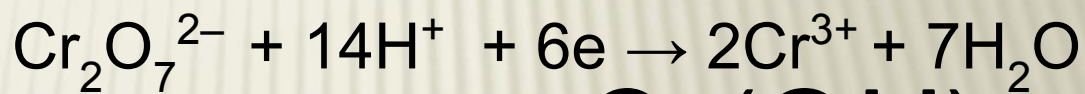
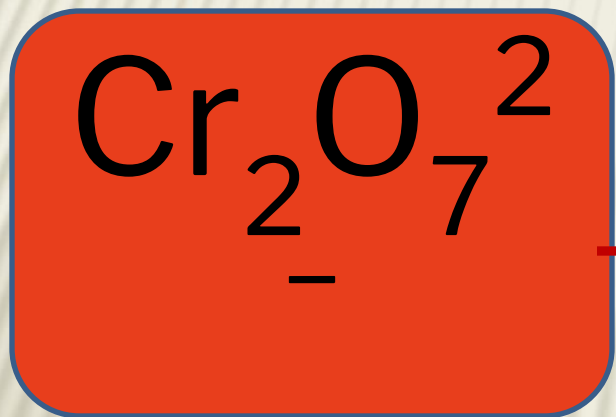


В стакан с дихроматом калия добавляем щелочь, оранжевый раствор становится желтым – дихроматы превращаются в хроматы.



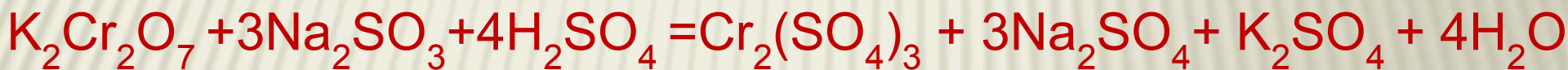


Соединения хрома (VI) –
СИЛЬНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ



Окислительные свойства дихроматов

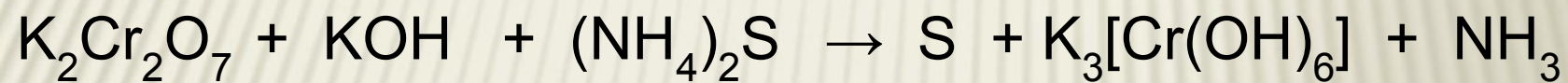
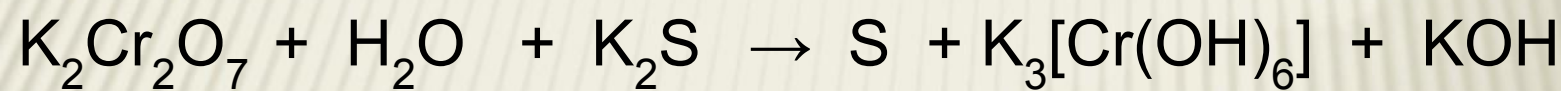
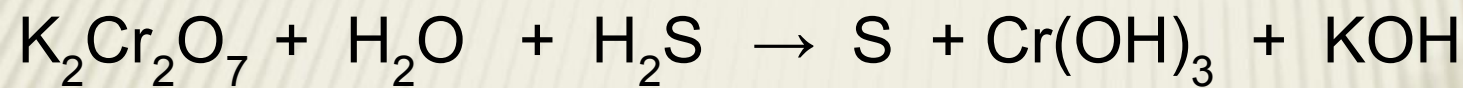
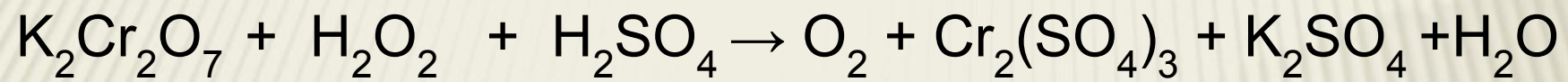
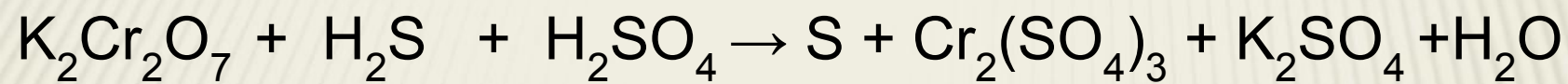
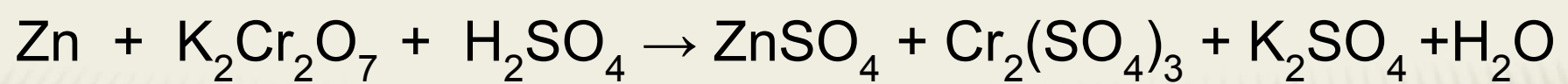
Дихроматы, например дихромат калия $K_2Cr_2O_7$ – сильные окислители. Под действием восстановителей дихроматы в кислой среде переходят в соли хрома (III). Примером такой реакции может служить окисление сульфита натрия раствором дихромата калия в кислой среде. К раствору дихромата калия добавляем серную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



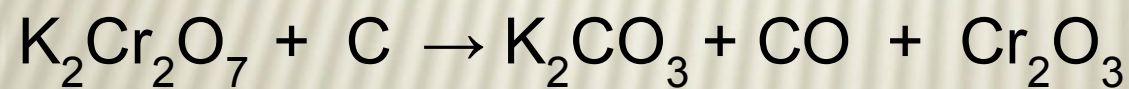
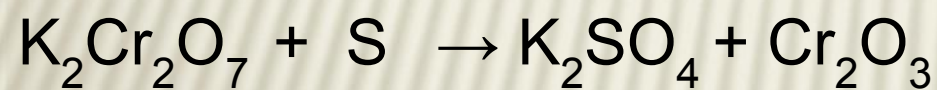
Оранжевая окраска, характерная для дихроматов, переходит в зеленую. Образовался раствор сульфата хрома (III) зеленого цвета. Соли хрома - ярко окрашены, именно поэтому элемент получил такое название: "хром", что в переводе с греческого означает "цвет, краска".

ОПЫТ

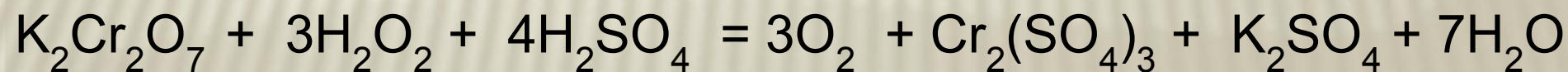
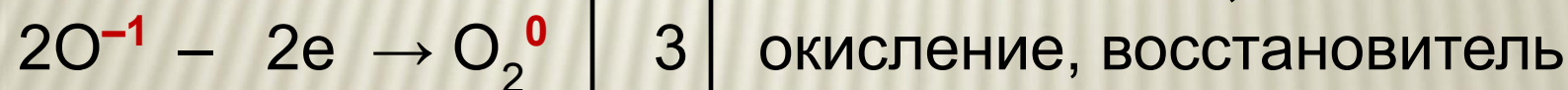
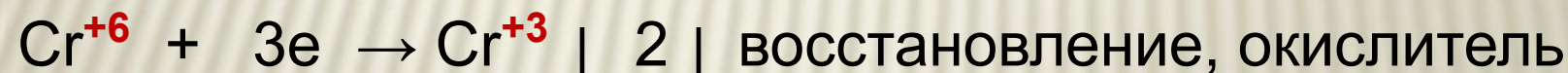
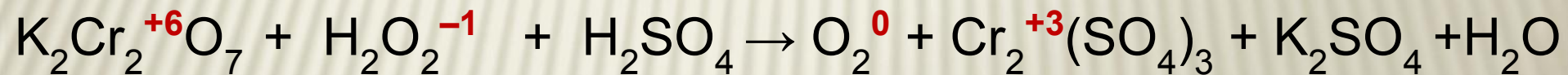
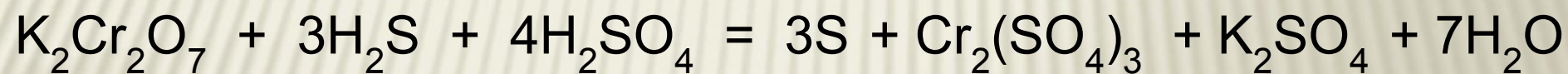
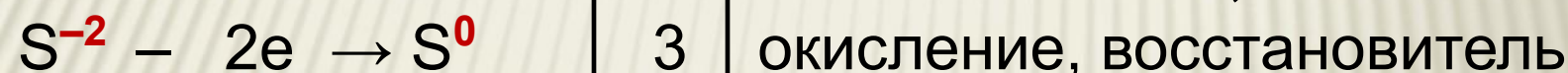
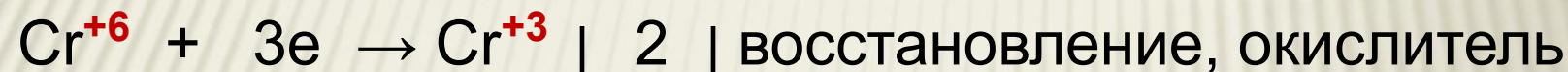
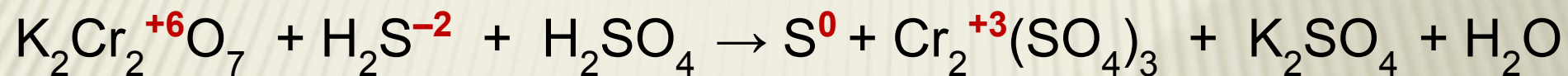
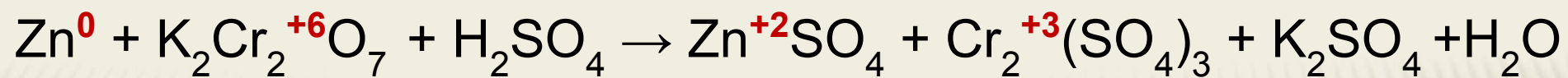


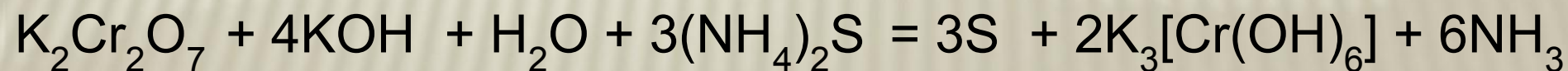
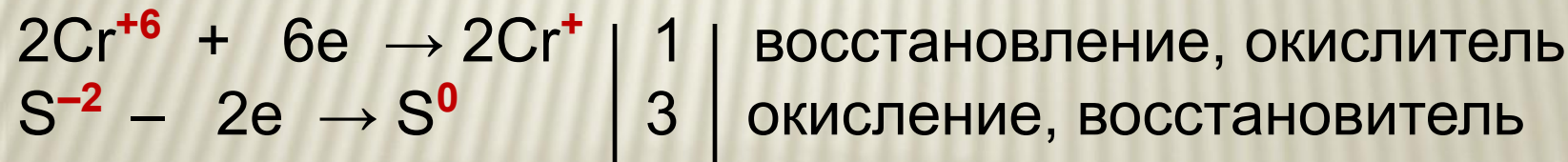
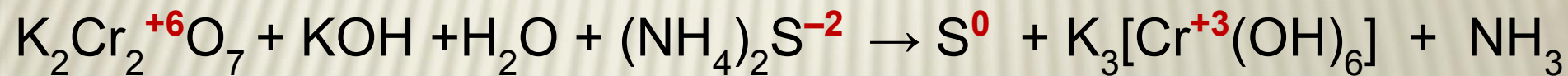
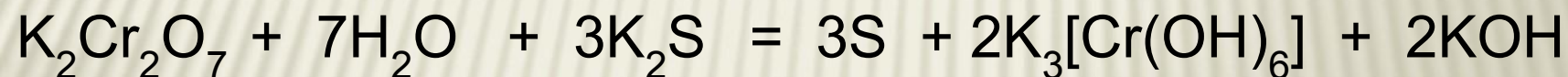
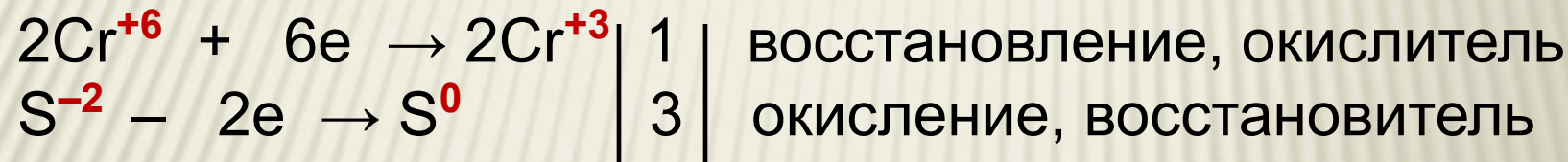
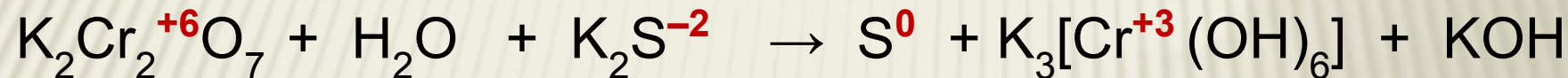
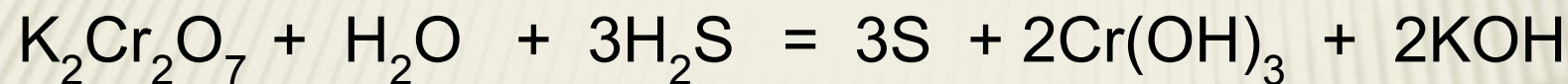
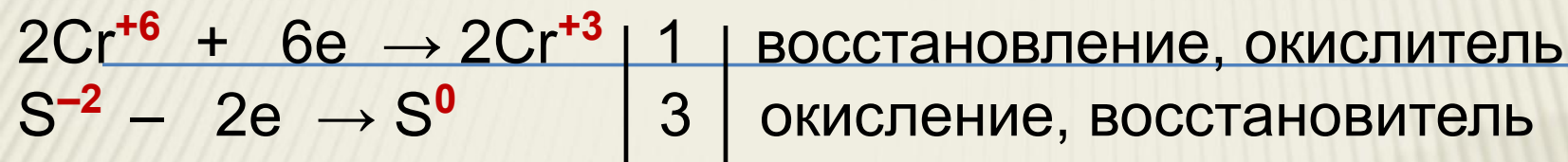
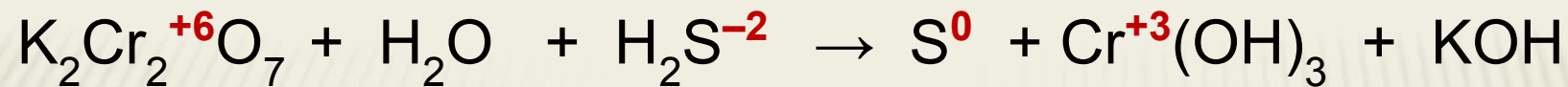


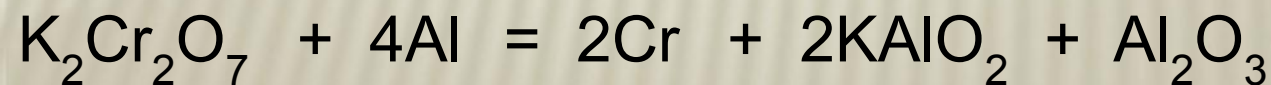
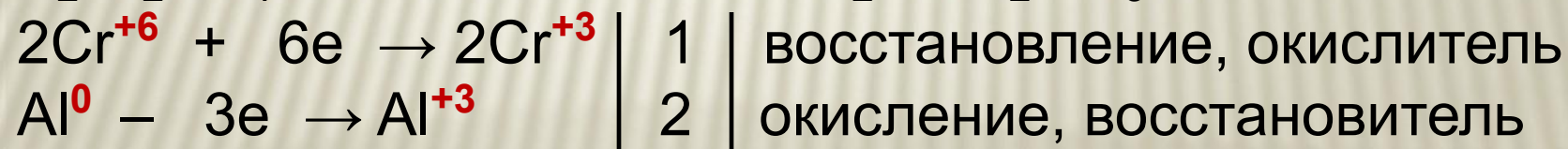
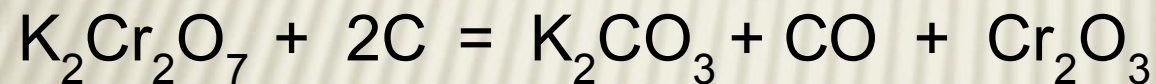
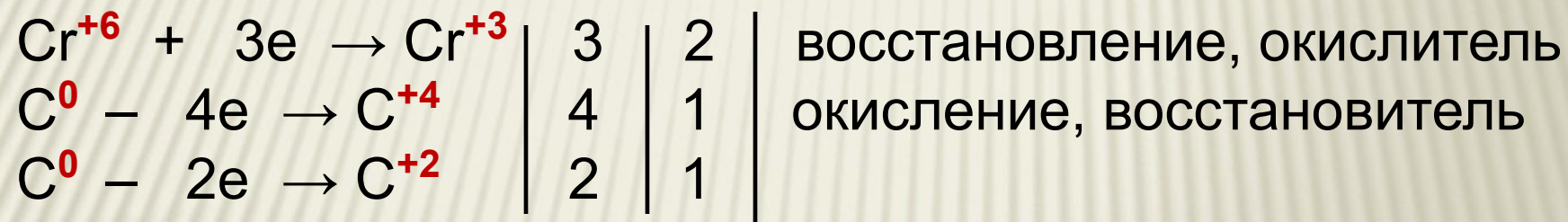
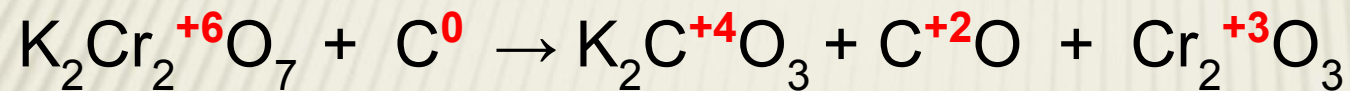
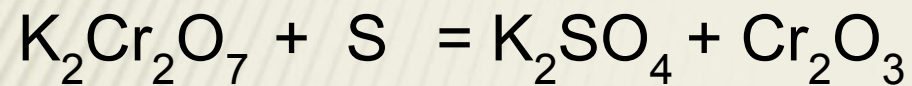
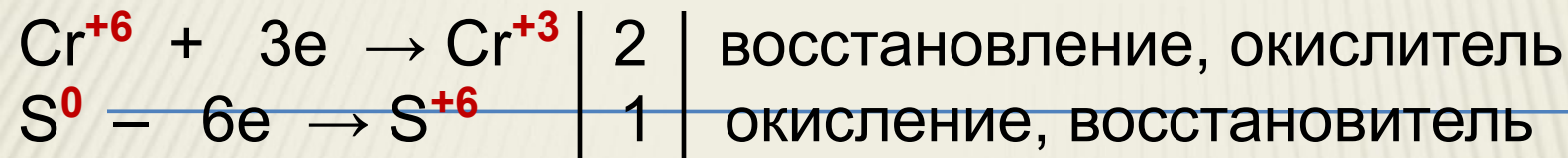
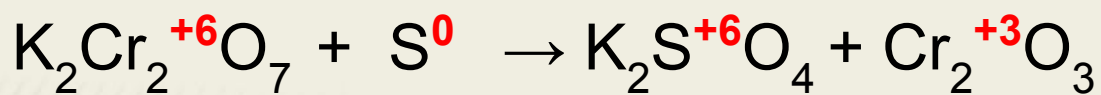
Дихроматы проявляют окислительные свойства не только в растворах, но и в твердом виде:



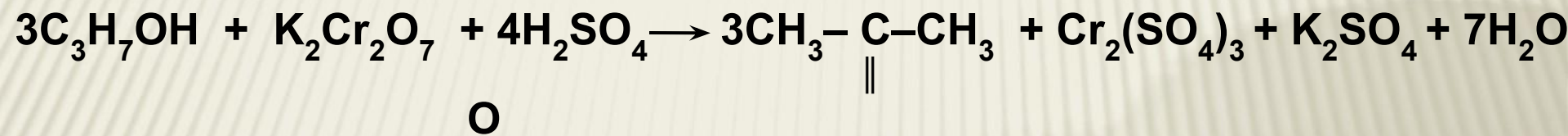
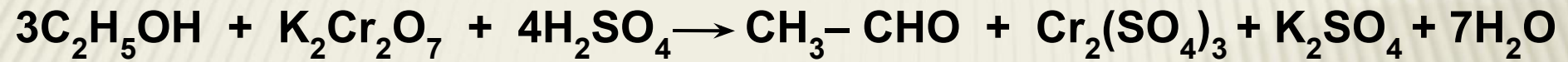
Рассмотрите эти реакции как окислительно-восстановительные.
Расставьте коэффициенты.





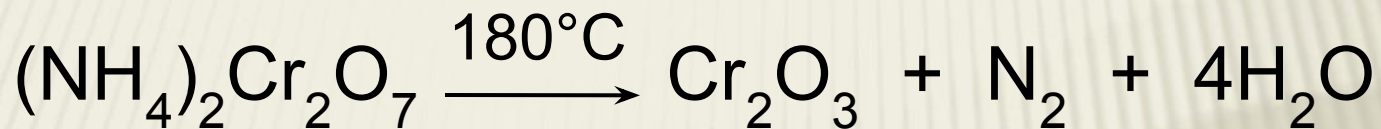


Дихромат калия (хромпик) широко применяется как окислитель органических соединений:



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 ₂ O ₃	CrO ₃
Гидроксид	Cr(OH) ₂ H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr(OH) ₃	H ₂ CrO ₄

Кислотные и окислительные свойства возрастают

Основные и восстановительные свойства возрастают

- 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) 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) Cr_2O_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 K_2CrO_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 NaNO_2 и Na_2S . Запишите наблюдения.

Напишите и уравняйте уравнения реакций ионно-электронным методом:

