

ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

***Рудакова Анастасия
Андреевна***



Общая характеристика

Элементы **Cr**, **Mo** (молибден) и **W** (вольфрам) составляют побочную подгруппу шестой группы.

Элемент №106 сиборгий **Sg** – радиоактивный элемент, искусственно полученный в 1974 г. в лаборатории г. Дубна Россия)



Являются **d-элементами**. В своих соединениях проявляют степени окисления от **+2 до +6**. Сверху вниз в подгруппе устойчивость соединений с более высокими степенями окисления металлов **увеличивается**.



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

-это серебристо-белые Me, очень твердые, имеют высокие температуры

П. Элемент	Электронные формулы последнего и предпоследнего	Радиус атома, нм.	Степени окисления	Температуры плавления, С	Энергия ионизации эВ	Плотность, г/см ³
ХРОМ	3s ² 3p ⁶ 3d ⁵ 4s ¹	0,125	+2,+3,+6	1890	6,76	7,20
Мо	4s ² 4p ⁶ 4d ⁵ 5s ¹	0,136	+3,+4,+5,+6	2625	7,10	10.20
W	5s ² 5p ⁶ 5d ⁴ 6s ²	0,140	+3,+4,+5,+6	3410	7,98	19,30



ХРОМ



МОЛИБДЕН



ВОЛЬФРАМ

ХРОМ

Распространенный элемент. **0,035%** в литосфере. В свободном виде не встречается, только в виде соединений. Образует более 40 минералов.

Самые известные:

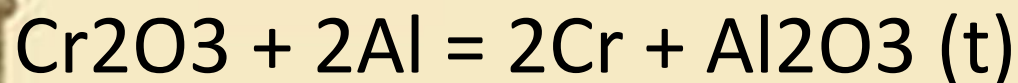
$\text{Fe}^*\text{Cr}_2\text{O}_3$ – хромистый железняк (хромит)

PbCrO_4 - крокоит

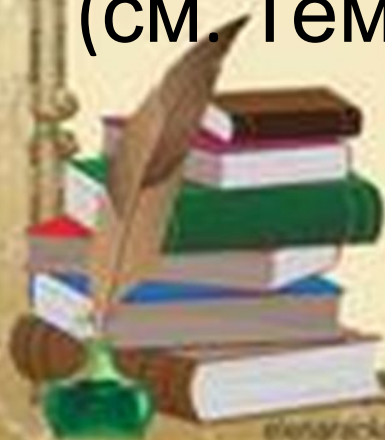


ПОЛУЧЕНИЕ

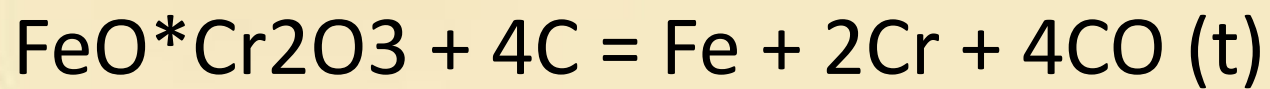
1. Металлический хром получают восстановлением оксида хрома (III) алюминием при нагревании (АЛЮМИНОТЕРМИЯ) или кремнием до SiO_2 :



2. Электролизом водных растворов солей (см. Тему электролиз)



3. Восстановление хромита коксом
получают сплав феррохром:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ХРОМА

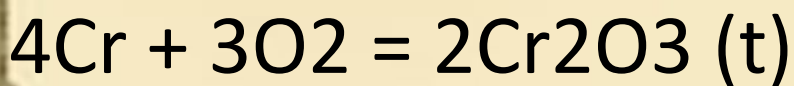
Хром при обычных условиях неактивный металл. Это объясняется тем, что его поверхность покрыта **оксидной пленкой (Cr_2O_3)**, как у алюминия. При **нагревании** оксидная пленка хрома разрушается, и хром реагирует с простыми и сложными веществами.



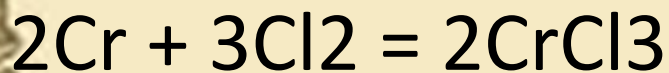
ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С ПРОСТЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

1. С водородом не реагирует

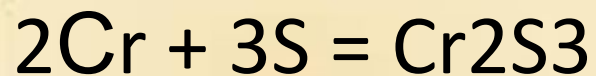
2. Сгорание в кислороде



3. С галогенами при t



**4.С серой при длительном нагревание
до 1000 градусов цельсия:**

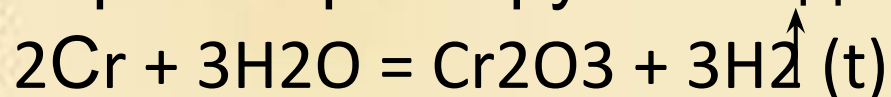


**Так же реагирует с азотом, фосфором,
углеродом, кремнием при высокой
температуре.**

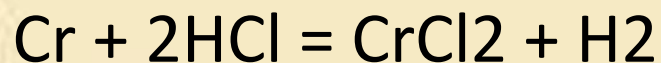
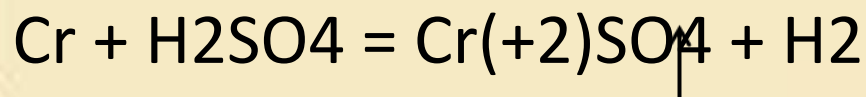


ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СО СЛОЖНЫМИ ВЕЩЕСТВАМИ

1. При очень высокой температуре в виде порошка реагирует с водой:



2. Реагирует с разб. Серной и соляной кислотами:



В воздушной среде Cr^{+3}



С конц. Серной, азотной кислотами и “царской водкой” (смесь конц.

Растворов HCl и HNO_3 в соотношении 3:1) хром при низкой температуре не реагирует, потому что эти кислоты пассивируют хром.

С щелочами не реагирует (не смотря на то, что $\text{Cr}(+3)$ амфотерный).



ПРИМЕНЕНИЕ ХРОМА

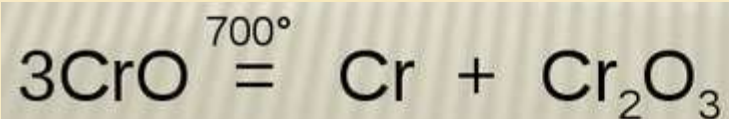
В металлургии для получения специальных сортов стали, которые имеют большую устойчивость к коррозии и обладают высокой твердостью.

Хромом покрывают другие Мс с целью предохранения их от коррозии.



Оксид и гидроксид хрома (II)

Типичные основные свойства.

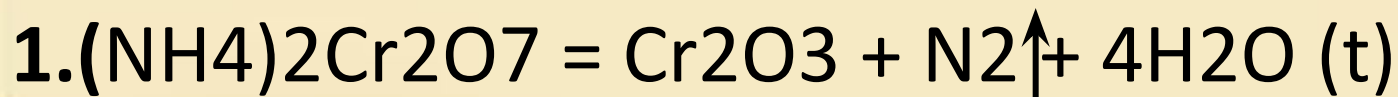


ОКСИД ХРОМА (III)

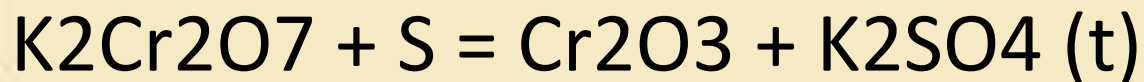
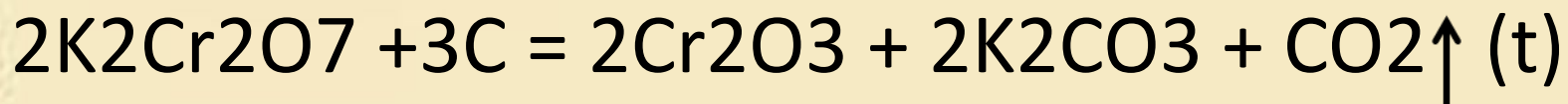
-тугоплавкий порошок зеленого цвета , не растворяется в воде.



ПОЛУЧЕНИЕ



2. В промышленности получают
восстановлением дихромата калия
коксом или серой:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

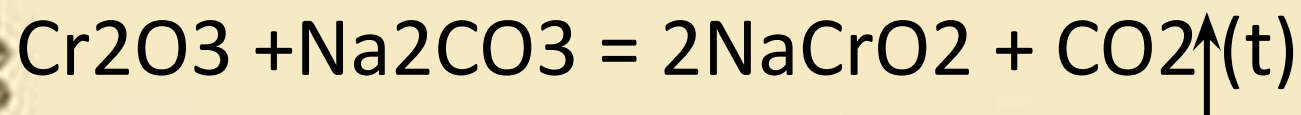
Амфотерный. Благодаря очень прочной кристаллической решетке реакционноспособным становится в жесткий условиях. (длительное нагревание при температуре около 1600 градусов цельсия).



ГИДРОКСИД ХРОМА (III)

Типичный амфотерный гидроксид

для ХРОМА III ИЗВЕСТНЫ СОЛИ
– ХРОМИТЫ.



СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЕ Cr

CrO_3 – темно-красное ⁺⁶ кристаллическое, гигроскопическое, термически неустойчивое вещество.



При растворение оксида хрома (VI) в воде образуются хромовые кислоты:

$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{изб.}) = \text{H}_2\text{CrO}_4$ хромовая кислота

$2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{нед.}) = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дихромовая кислота

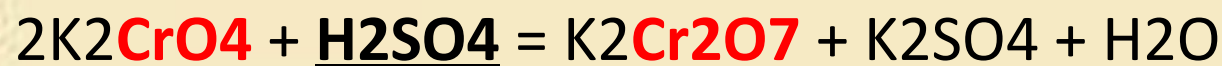
Является кислотным оксидом.



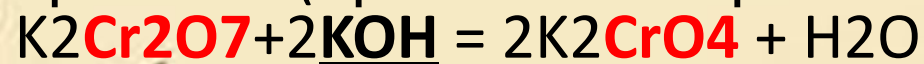
Хромовая и дихромовая кислоты существуют только в водных растворах, но образуют устойчивые соли, соответственно хроматы и дихроматы. **Хроматы и их растворы имеют желтую окраску, а дихроматы – оранжевую.**

CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ легко переходят друг в друга при изменении среды растворов.

В кислой среде хроматы превращаются в дихроматы, желтая окраска переходит в оранжевую.

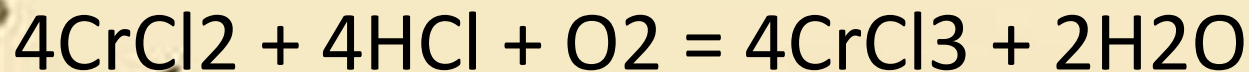
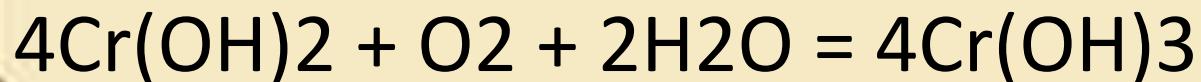


В щелочной среде дихроматы превращаются в хроматы (оранжевая окраска изменяется на желтую)



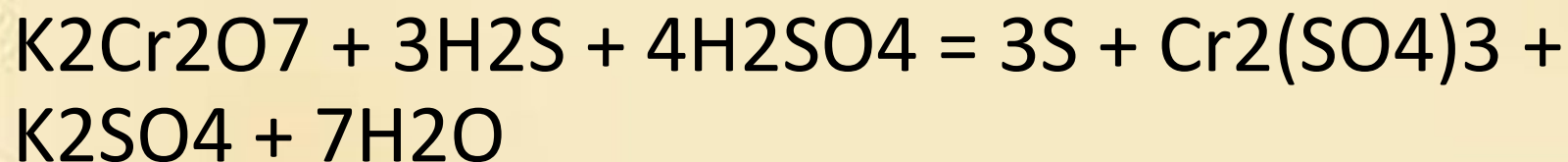
ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕД. ХРОМА

Cr +2 является **сильным
восстановителем** и легко окисляется до
Cr +3.



Cr +6 **сильный окислитель** до Cr +3.

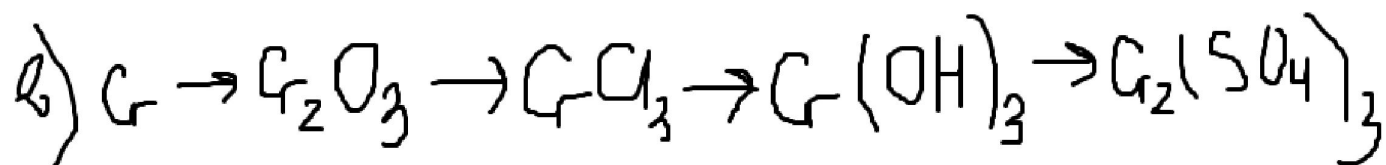
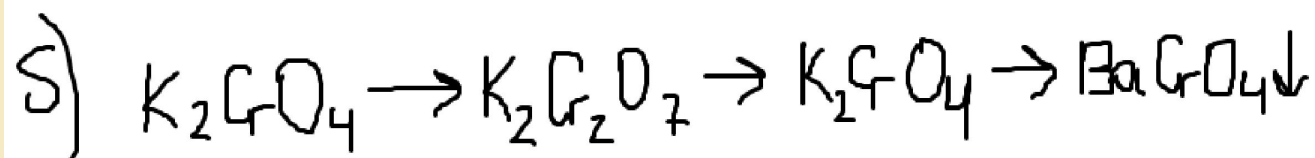
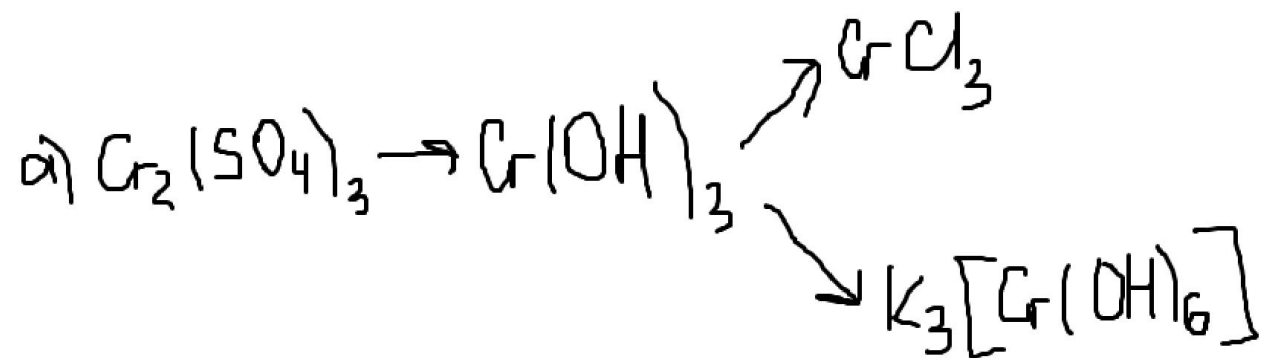
Дихромат калия в кислой среде:



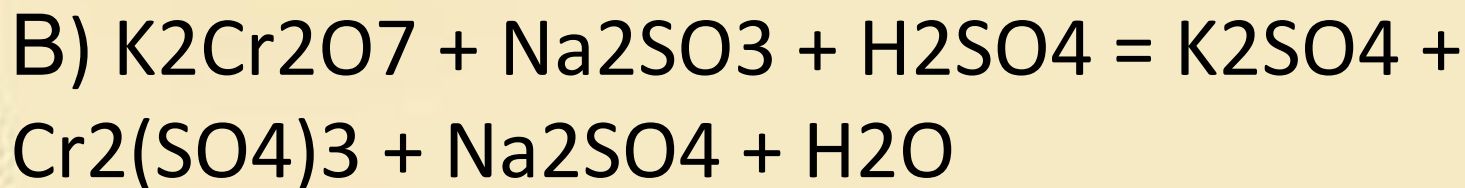
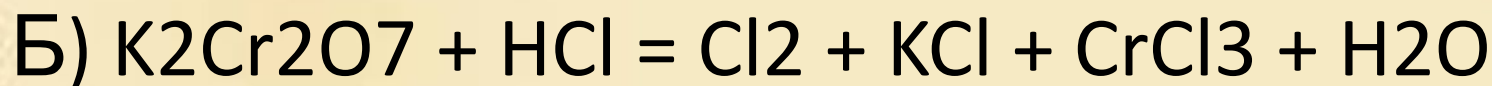
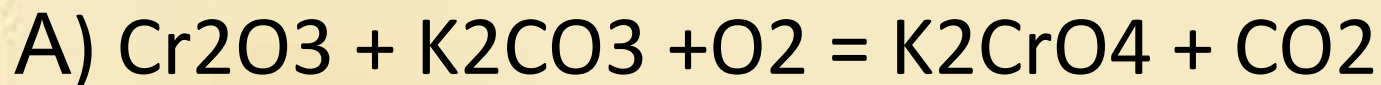
Раствор дихромата калия в конц. Серной кислоте (“хромовую смесь”) применяют как окислитель для очистки стеклянной химической посуды.



РАБОТА В КЛАССЕ



СОСТАВИТЬ ОВР



ДЗ

1. Учить все

2. Сделать ДЗ “ФОТО С ЕГОРОВА ХРОМ”

Составить ОВР (в-к)

