

Общая характеристика элементов  
побочной подгруппы VI и VII групп.  
Хром марганец и их соединения



# Вопросы



1. Общая характеристика элементов побочной подгруппы V и VI групп
2. Физические свойства и получение хрома
3. Химические свойства хрома
4. Оксиды и гидроксиды хрома
5. Качественная реакция на дихромат – ион ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )
6. Качественная реакция на хромат –ион ( $\text{CrO}_4^{2-}$ )
7. Физические свойства и получение марганца
8. Химические свойства марганца
9. Оксиды и гидроксиды марганца
10. Марганцевая кислота  $\text{HMnO}_4$
11. Применение калия перманганата  $\text{KMnO}_4$

# Общая характеристика элементов побочной подгруппы V и VI групп

Хром относится к переходным d-элементам и находится в побочной подгруппе VI группы периодической системы элементов. Его порядковый номер 24. Электронная конфигурация валентных подуровней хрома:  $3d^5 4s^1$

В соответствии с электронной структурой хром может проявлять степень окисления от +1 до +6. Наиболее устойчивы соединения хрома /III/ и хрома /VI/. При обычных температурах могут быть получены и соединения хрома /II/

В периодической системе Д.И.Менделеева хром находится в IV периоде 6 группе побочной подгруппы. Cr - ..  $3d^5 4s^1$  степени окисления -0; +2; +3; +6

# Общая характеристика элементов побочной подгруппы V и VI групп



Марганец /порядковый номер 25/ принадлежит к элементам побочной подгруппы седьмой группы периодической системы. Конфигурация его валентных подуровней выражается формулой  $3d^54s^2$ . Обладая семью валентными электронами, марганец может проявлять различные степени окисления: +2, +3, +4, +6, +7, которым соответствуют оксиды  $Mn^{2+}O$ ,  $Mn^{3+}_2O_3$ ,  $Mn^{4+}O_2$ ,  $Mn^{6+}O_3$ ,  $Mn^{7+}_2O_7$ . Марганцовистый ангидрид  $MnO_3$  в виде индивидуального соединения не выделен

# Общая характеристика элементов побочной подгруппы V и VI групп



С ростом степени окисления основные свойства гидроксидов марганца ослабевают, а кислотные усиливаются. усиление основных свойств  $\text{Mn(OH)}_2$ ,  $\text{Mn(OH)}_3$ ,  $\text{Mn(OH)}_4$ ,  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$  усиление кислотных свойств. Это связано с тем, что с возрастанием степени окисления положительный заряд атома марганца увеличивается, а его радиус уменьшается. В результате этого напряженность электрического поля вблизи атома марганца возрастает, что приводит к усилению связи марганец-кислород и к более сильному отталкиванию протонов гидроксидов

# Общая характеристика элементов побочной подгруппы V и VI групп



Свободный марганец – довольно активный металл серебристого цвета. В ряду напряжений он расположен между магнием и цинком, поэтому он легко растворяется в разбавленных кислотах /даже в сравнительно слабых, например, в уксусной/, вытесняя водород и образуя соли двухвалентного марганца. Концентрированные серная и азотная кислоты на холоду пассивируют марганец, но при нагревании взаимодействуют с ним. При этом серная кислота восстанавливается, в основном, до диоксида серы, а главным продуктом восстановления азотной кислоты является диоксид азота

## Общая характеристика элементов побочной подгруппы V и VI групп



Порошковообразный марганец уже при обычной температуре медленно разлагает воду, вытесняя из неё водород. Однако компактный металл устойчив к действию воды. Это объясняется тем, что на воздухе марганец покрывается тонкой пленкой оксида, предохраняющего металл от дальнейшего окисления. С галогенами марганец взаимодействует даже без нагревания, а с серой, азотом, фосфором – при повышенных температурах.

В природе марганец встречается в виде соединений;  $\text{MnO}_2$  - пиролюзит,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  - гаусманий

# Хром



<b>Cr</b>	<b>24</b>
XPOM	2
51.996	12
$3d^4 4s^2$	8
	2



# Физические свойства и получение хрома



Хром был обнаружен в конце XVIII века.

В 1766 году петербургский профессор химии И.Г.Леман описал новый минерал, найденный на Урале на Березовском руднике, в 15 километрах от Екатеринбурга. Обрабатывая камень соляной кислотой, Леман получил изумрудно-зеленый раствор, а в образовавшемся белом осадке обнаружил свинец



И.Г. Леман

# Физические свойства и получение хрома



В 1854 году удалось получить чистый металлический хром электролизом водных растворов хлорида хрома. В металлургии, где расход хрома для легирования сталей очень велик, используют не сам хром, а его сплав с железом - феррохром.

Впервые феррохром был получен в 1820 году восстановлением смеси оксидов железа и хрома древесным углем в тигле. В 1865 году был выдан первый патент на хромистую сталь

В природе хром встречается в виде соединений -  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – хромовая охра;  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$  - хромистый железняк

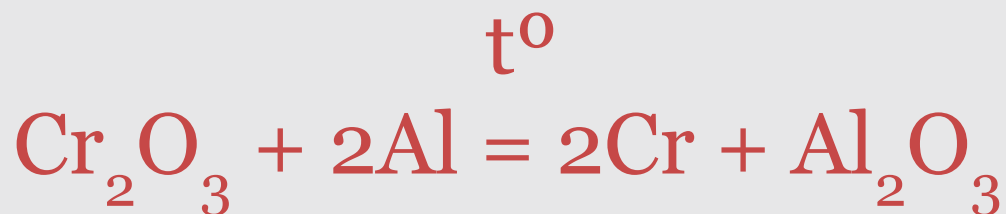
# Физические свойства и получение хрома



Хром – это белый, блестящий, тяжелый, тугоплавкий, очень твердый металл.

На воздухе поверхность хрома покрывается слоем оксидной пленки, которая не растворяется в воде и кислотах и предохраняет металл от коррозии. Благодаря этому свойству для защиты металлических изделий от коррозии применяют покрытие хромом. Образованием защитной оксидной пленки объясняется и тот факт, что хром не растворяется в растворах кислот, анион которых выступает как окислитель.

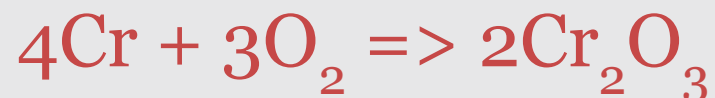
Металлический хром можно получить алюмотермическим способом:



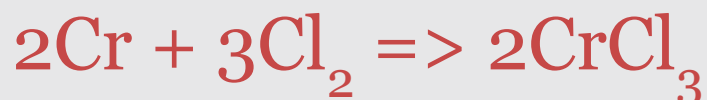
# Химические свойства хрома



1) **С кислородом**, только при нагревании. В нормальных условиях хром устойчив к окислению



2) **С хлором**



3) **С кислотами:**

На поверхности хрома содержится слой оксида  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , защищающий металл от дальнейшего окисления => не взаимодействуя с  $\text{HNO}_3$  при нормальных условиях.

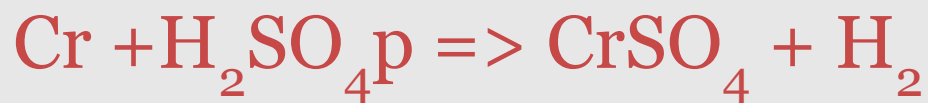
t



# Химические свойства хрома



С разбавленными  $\text{HCl}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  хром реагирует с выделением  $\text{H}_2$  и образованием солей.



S

$\text{H}_2\text{S}$

Соли быстро  $\text{Cr}^{2+}$  окисляются и переходят в соли  $\text{Cr}^{3+}$

# Оксиды и гидроксиды хрома



$\text{CrO}$  - ОСНОВНЫЙ ОКСИД.

$\text{Cr}_2\text{O}_3$  - амфотерный оксид  $\Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$

$\text{CrO}_3$  - КИСЛОТНЫЙ ОКСИД

Получение  $t$

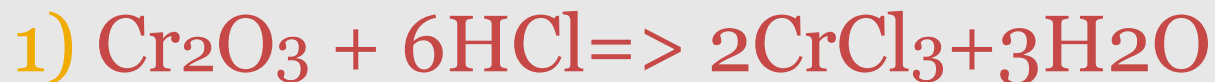


# Оксиды и гидроксиды хрома

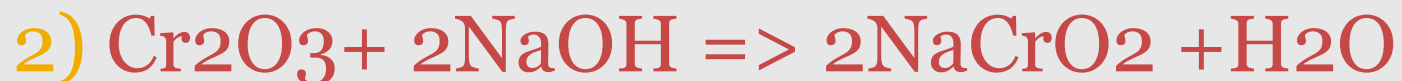


**Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** - порошок зеленого цвета

**Амфотерность Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:**



сплавление



соль метахромистой кислоты



соль ортохромистой кислоты



# Оксиды и гидроксиды хрома



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

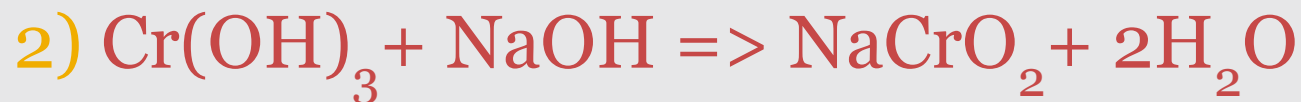
Получают действием щелочей на соли хрома



синеvато-серого

цвета

**Обладает амфотерными свойствами**



хромит натрия

(Соль метахромистой к-ты)

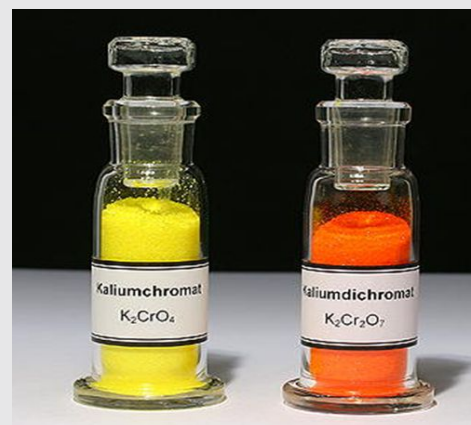
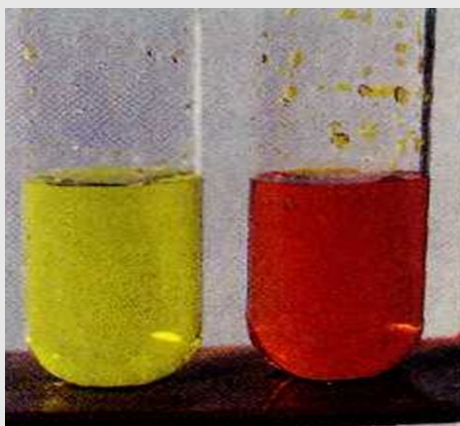


# Оксиды и гидроксиды хрома



$\text{CrO}_3$  является кислотным оксидом. Легко растворяется в воде с образованием растворов  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  — хромовой кислоты и  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  — двуххромовой кислоты

Обе кислоты существуют только в водном растворе



Соли хромовой кислоты — хроматы, окрашены в желтый цвет.

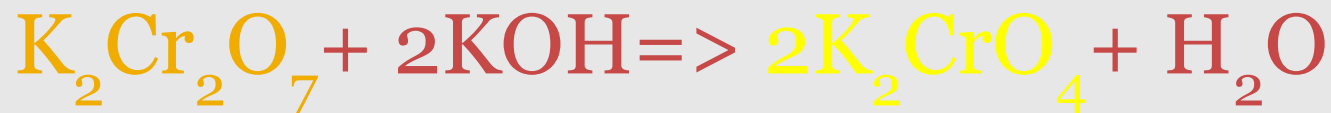
Соли двуххромовой кислоты — дихроматы, окрашены в оранжевый цвет

# Оксиды и гидроксиды хрома



Хроматы и дихроматы способны переходить друг в друга в разных средах.

**Хромат-ион  $\text{CrO}_4^{2-}$**  устойчив в щелочной среде



оранж.

Желтый

**Дихромат — ион  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$**  устойчив в кислой среде.



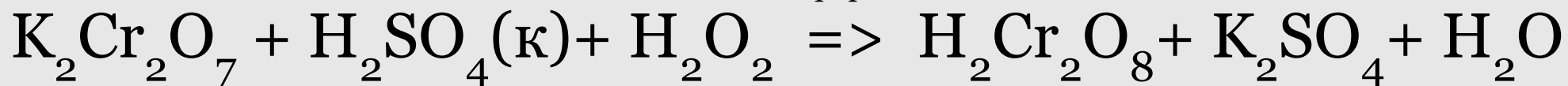
желтый

Оранжевый

# Качественная реакция на дихромат – ион



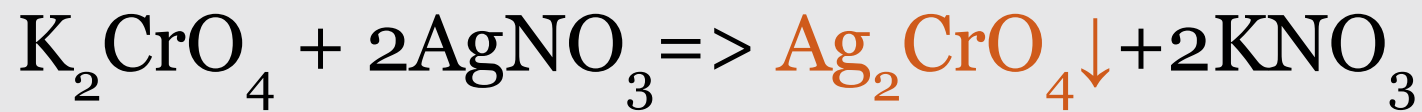
Диэтиловый  
эфир



Надхромовая к-та  
окрашивает эфирный  
слой в синий цвет

К смеси равных объемов  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$  добавить 2мл. диэтилового эфира и несколько капель раствора содержащего дихромат. При встряхивании эфирный слой окрашивается надхромовой кислотой в синий цвет

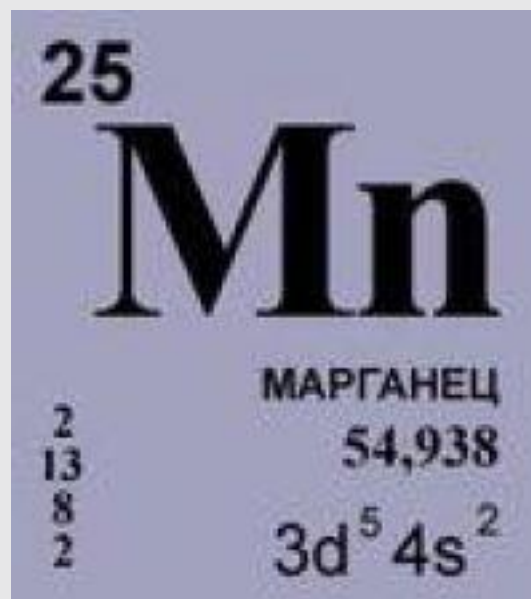
# Качественная реакция на хромат – ион



кирпично-красного  
цвета



# Марганец



# Физические свойства и получение марганца



Минералы Марганца известны издавна. Древнеримский натуралист Плиний упоминает о черном камне, который использовали для обесцвечивания Жидкой стеклянной массы; речь шла о минерале пиролюзите  $MnO_2$ . В Грузии пиролюзит с древнейших времен служил присадочным материалом при получении железа



# Физические свойства и получение марганца

Долгое время пиролюзит называли черной магнезией и считали разновидностью магнитного железняка (магнетита). В 1774 году К. Шееле показал, что это соединение неизвестного металла, а другой шведский ученый Ю. Ган, сильно нагревая смесь пиролюзита с углем, получил Марганец, загрязненный углеродом. Название Марганец традиционно производят от немецкого Marganerz - марганцевая руда



К. Шееле



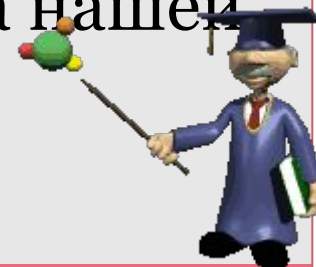
Ю. Ган

# Физические свойства и получение марганца



Марганец в чистом виде не встречается в природе. В рудах элемент присутствует в форме карбонатов, окислов и гидроокисей. Основным минералом, содержащим марганец, является пиролюзит, представляющий собой относительно мягкий камень темно-серого цвета. Содержание марганца в нем составляет 63,2%. Существуют и другие руды марганца: манганит, псиломелан, браунит, гаусманит.

Все это силикаты и окислы марганца. В них валентность марганца составляет +2, +3, +4. Содержание марганца в земной коре равняется примерно 0,1 % по массе. Марганец является 14-м элементом по распространённости на нашей планете, и второй тяжёлый металл после железа





# Физические свойства и получение марганца



По внешнему виду напоминает железо, но намного твёрже и более хрупкий. Серебристого цвета. С металлами образует сплавы.



## Получение:

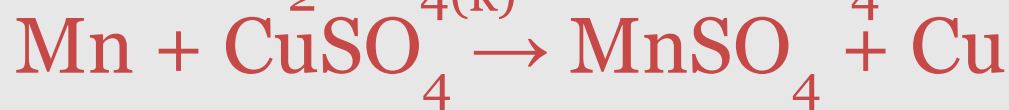
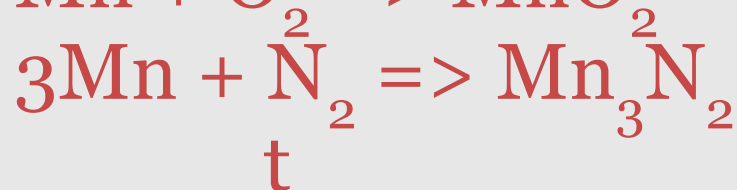
Чистый **Mn** получают электролизом хлорида или сульфита или алюмотермией:



# Химические свойства и получение марганца



**Mn** активный металл, обычно покрыт оксидной плёнкой, но в мелко измельчённом состоянии легко взаимодействует с кислородом



# Оксиды и гидроксиды Mn



$\text{Mn}^{+2}\text{O}$  – основной оксид (порошок серо-зеленого цвета)

$\text{Mn}^{+3}_2\text{O}_3$  – основной оксид (порошок коричневообурого цвета)

$\text{Mn}^{+4}_2\text{O}_7$  – амфотерный оксид (зелено-бурое тяжелое масло)

$\text{Mn}^{+7}\text{O}_2$  – кислотный оксид (порошок черного цвета)

# Оксиды и гидроксиды Mn



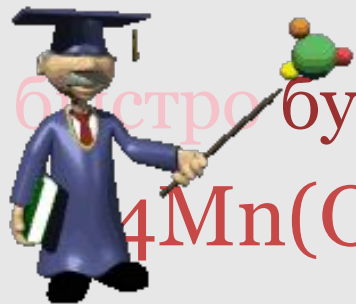
$\text{Mn}^{+2}\text{O}$  оксид марганца (II) – порошок зелёного цвета, легко растворяется в кислотах



В отсутствии кислорода воздуха щёлочи осаждают из растворов гидроксид марганца (II)



светло-розовый, на воздухе



быстро буреет вследствие

окисления



бурый

# Марганцевая кислота $\text{HMnO}_4$



Оксид марганца (VII)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ , которой является кислотным соответствием марганцевая кислота  $\text{HMnO}_4$ . Её соли называются перманганатами, они окрашены в фиолетовый цвет

Все перманганаты являются окислителями степень восстановления перманганата калия зависит от реакции среды



# Марганцевая кислота $\text{HMnO}_4$



## В кислой среде



фиолетовый

обесцвечивание

## В нейтральной среде



фиолетовый

бурые хлопья

## В щелочной среде



фиолетовый

зелёный

# Применение $\text{KMnO}_4$

$\text{KMnO}_4$  фармакопейный препарат применяют как антисептическое средство наружно в водных растворах для промывания ран (0,1-0,5%), для полоскания рта и горла (0,01-0,1%), для смазывания ожогов (2-5%). Внутрь для промывания желудка (0,02-0,1%) при отравлениях алколоидами, цианидами, фосфором



# Литература:



## *Основные источники:*

1. Пустовалова Л.М., Никанорова И.Е. «Неорганическая химия», Ростов-на-Дону. Феникс. 2005.

## *Дополнительные источники:*

1. Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», М., Высшая школа, 2009.
2. Глинка Н.Л. «Общая химия», КноРус, 2009.
3. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. «Начала химии». Современных курс для поступающих в вузы., М., Экзамен, 2002.
4. Хомченко Г.П. «Химия для поступающих в вуз». М., Новая Волна, 2007.
5. Чернобельская Г.М., Чертков И.Н. Химия: Учебное пособие для медицинских образовательных учреждений. – М.: Дрофа. 2005.
6. Оганесян Э.Г., Книжник А.З. «Неорганическая химия». М. Медицина. 1989.