

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 (CrO_4^{2-})
7. Физические свойства и получение марганца
8. Химические свойства марганца
9. Оксиды и гидроксиды марганца
10. Марганцевая кислота HMnO_4
11. Применение калия перманганата 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 $3d^5 4s^2$. Обладая семью валентными электронами, марганец может проявлять различные степени окисления: +2, +3, +4, +6, +7, которым соответствуют оксиды $Mn^{2+}O$, $Mn^{3+}_2O_3$, $Mn^{4+}O_2$, $Mn^{6+}_3O_3$, $Mn^{7+}_2O_7$. 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 Mn(OH)_2 , Mn(OH)_3 , Mn(OH)_4 H_2MnO_4 , 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; MnO_2 - пиролюзит, Mn_3O_4 - гаусманий

Хром



Cr		24
XPOM		2
51.996		12
		8
$3d^4 4s^2$		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. Обработывая 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 - Cr_2O_3 – хромовая охра; $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ - хромистый железняк

Физические свойства и получение хрома

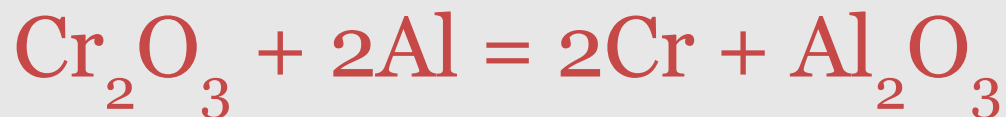


Хром – это белый, блестящий , тяжелый, тугоплавкий, очень твердый металл.

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:

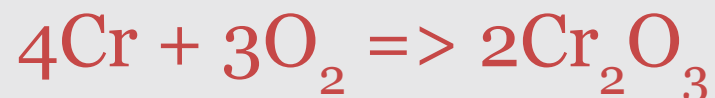
t^0



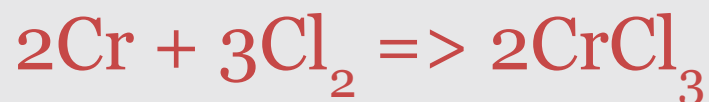
Химические свойства хрома



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



2) **С хлором**



3) **С кислотами:**

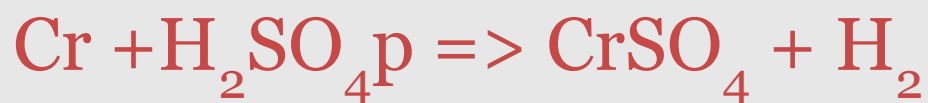
На поверхности хрома содержится слой оксида Cr_2O_3 , защищающий металл от дальнейшего окисления $\Rightarrow$ не взаимодействуя с HNO_3 при нормальных условиях.



Химические свойства хрома



С разбавленными HCl и H_2SO_4 хром реагирует с выделением H_2 и образованием солей.



S

H_2S

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

Оксиды и гидроксиды хрома



CrO - основной оксид.

Cr_2O_3 - амфотерный оксид $\Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$

CrO_3 - кислотный оксид

Получение

t

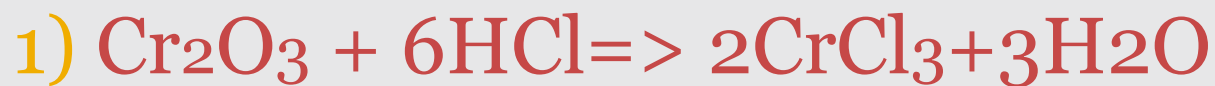


Оксиды и гидроксиды хрома

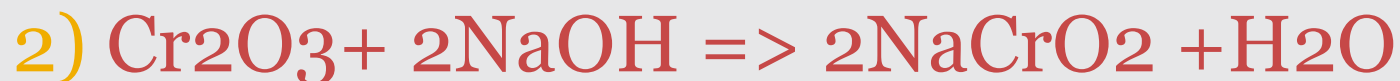


Cr₂O₃ - порошок зеленого цвета

Амфотерность Cr₂O₃:



сплавление



соль метахромистой кислоты



соль ортохромистой кислоты



Оксиды и гидроксиды хрома



Cr(OH)_3

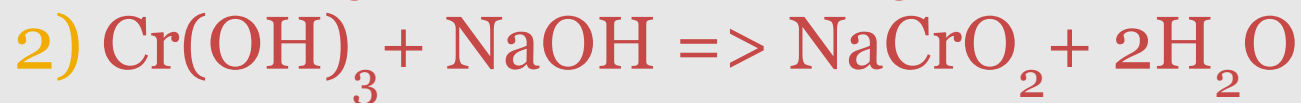
Получают действием щелочей на соли хрома



синевато-серого

цвета

Обладает амфотерными свойствами



хромит натрия

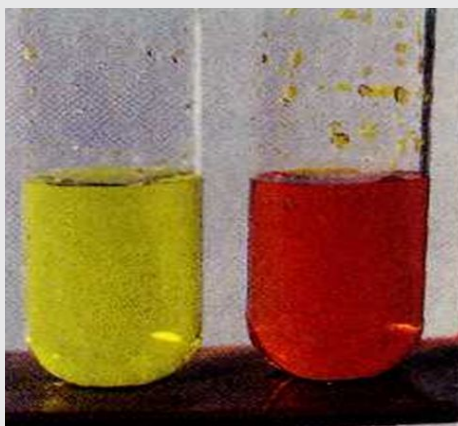
(Соль метакромистой к-ты)

Оксиды и гидроксиды хрома



CrO_3 является кислотным оксидом. Легко растворяется в воде с образованием растворов H_2CrO_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.

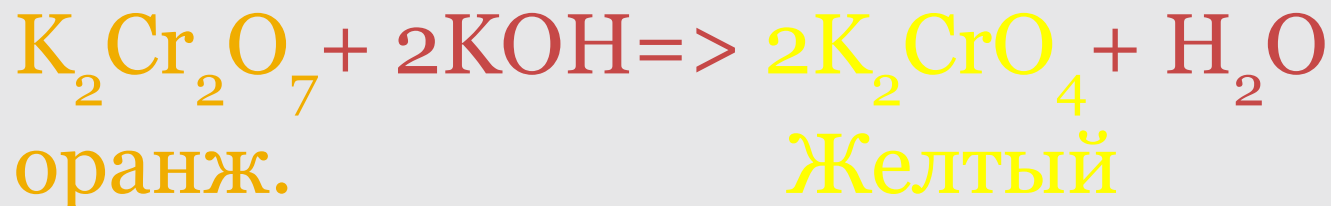
Соли двуххромовой кислоты — дихроматы, окрашены в оранжевый цвет

Оксиды и гидроксиды хрома



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

Хромат-ион CrO_4^{2-} устойчив в щелочной среде



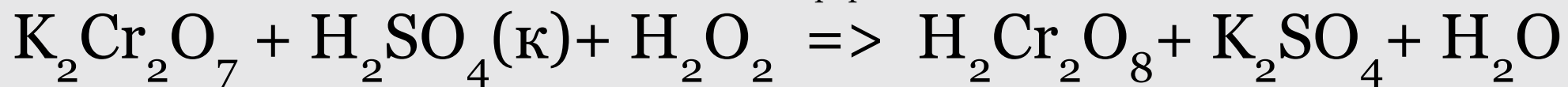
Дихромат — ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ устойчив в кислой среде.



Качественная реакция на дихромат – ион (Cr₂O₇²⁻)



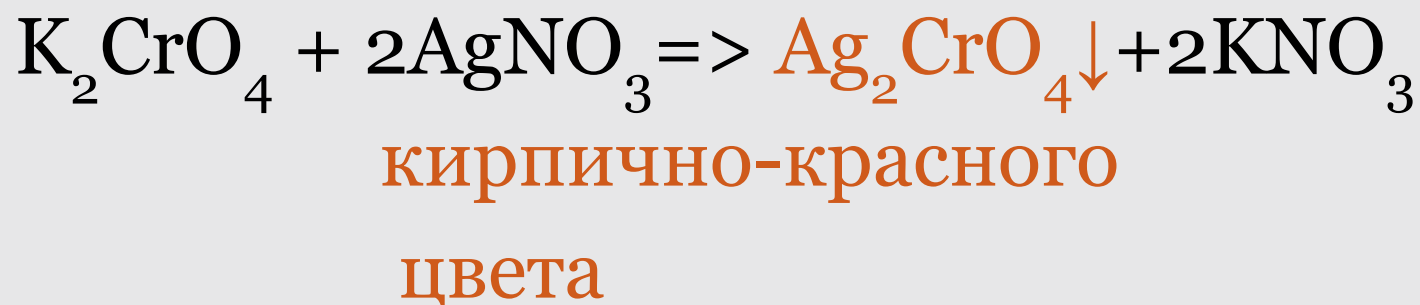
Диэтиловый
эфир



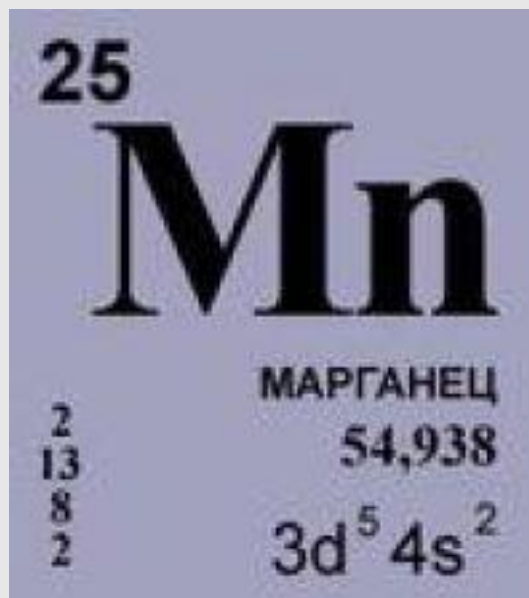
Надхромовая к-та
окрашивает эфирный
слой в синий цвет

К смеси равных объемов H_2SO_4 и H_2O_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 ($\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$)



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:

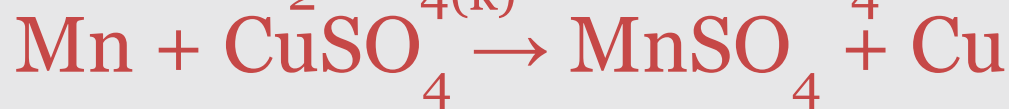
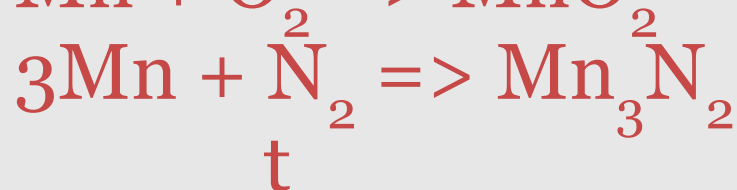
Чистый **Mn** получают электролизом хлорида или сульфита или алюмотермией:



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



Mn^{+2}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)

Mn^{+7}O_2 – кислотный оксид (порошок черного цвета)

Оксиды и гидроксиды Mn



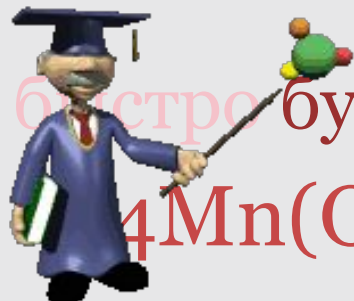
Mn^{+2}O оксид марганца (II) – порошок зелёного цвета, легко растворяется в кислотах



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



светло-розовый, на воздухе



быстро буреет вследствие

окисления



бурый

Марганцевая кислота HMnO_4

Оксид марганца (VII) Mn_2O_7 , которой является кислотным соответствует марганцевая кислота 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 HMnO_4



В кислой среде



фиолетовый

обесцвечивание

В нейтральной среде



фиолетовый

бурые хлопья

В щелочной среде



фиолетовый

зелёный

Применение KMnO_4



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.