

ФГБОУ ВО КрасГМУ им. проф.В.Ф. Войно-Ясенецкого Минздрава России
Фармацевтический колледж

Лекция № 18

Побочная подгруппа VI группы.

Хром и его соединения

Преподаватель Ростовцева Л.В.

План лекции:

1. Общая характеристика элементов VI В группы периодической системы Д. И. Менделеева.
 2. Хром, распространение в природе, получение, свойства.
 3. Соединения хрома. Оксиды, гидроксиды.
 4. Хроматы. Дихроматы.
- Окислительные свойства соединений хрома (VI)

1. Общая характеристика элементов VI В группы периодической системы Д. И. Менделеева

Побочная подгруппа VI группы (подгруппа хрома)

хром $_{24}\text{Cr}$

молибден $_{42}\text{Mo}$

вольфрам $_{74}\text{W}$

Строение электронных оболочек атомов:

$\text{Cr} \quad \dots 3d^5 4s^1$

$\text{Mo} \quad \dots 4d^5 5s^1$

$\text{W} \quad \dots 4f^{14} 5d^4 6s^2$

В основном (*невозбужденном*) состоянии максимальная валентность Cr и Mo = 6
(шесть неспаренных электронов внешнего и предвнешнего уровней),

В основном состоянии максимальная валентность вольфрама = 4, в возбужденном состоянии у вольфрама число неспаренных электронов равно 6.

Поэтому максимальная степень окисления элементов = +6

Однако, наиболее характерными степенями окисления являются
для хрома +2, +3, +6
для молибдена и вольфрама +6

2. Хром, распространение в природе, получение, свойства

Нахождение в природе

Массовая доля хрома в земной коре составляет 0,02 %.

В свободном виде в природе не встречается.

Важнейшие минералы:

хромит, или хромистый железняк



хромовая охра Cr_2O_3

крокоит, или красная свинцовая руда, PbCrO_4

24 Хром

Cr 51,996

$3d^5 4s^1$



Получение

1. восстановление из его оксида алюминием
(алюминотермия): $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$

2. восстановление дихромата углём:
 $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{C} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}\uparrow$

Физические свойства

Хром - серебристо-серый металл,
имеющий большую твердость
и упругость.



Чистый хром достаточно пластичен,
а технический - самый твердый из всех металлов.

Температура плавления его составляет 1890°C

Химические свойства

Хром химически малоактивен.

1. обычно на поверхности хрома содержится плотный слой оксида хрома Cr_2O_3 : $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$

При нагревании оксидная пленка хрома разрушается, и хром реагирует с простыми и сложными веществами

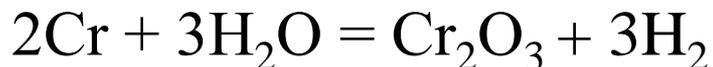
2. взаимодействие с неметаллами.

В обычных условиях реагирует только с фтором.

При нагревании реагирует с хлором, серой, азотом, кремнием: $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{CrCl}_3$

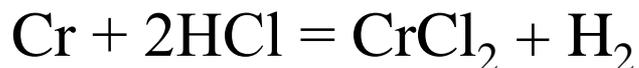
3. Взаимодействие с водой

При очень высоких температурах хром реагирует с водой:



4. Взаимодействие с кислотами.

С разбавленными соляной и серной кислотами реагирует с выделением водорода и образованием солей Cr^{2+}



С конц. серной, азотной кислотами и «царской водкой» хром при низкой температуре не реагирует, потому что эти кислоты пассивируют хром.

3. Соединения хрома. Оксиды, гидроксиды.

Хром образует следующие оксиды и гидроксиды:



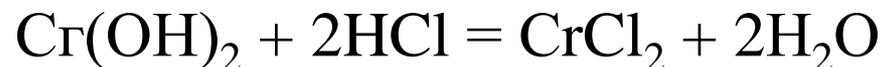
Оксид хрома (II) CrO

ТИПИЧНЫЙ ОСНОВНЫЙ ОКСИД

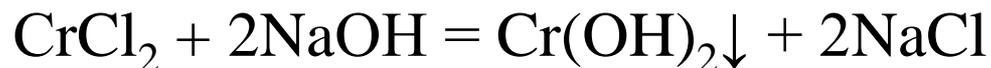
ему соответствует гидроксид хрома (II) Cr(OH)₂

CrO и Cr(OH)₂ не растворяются в воде,

но растворяются в кислотах: $\text{CrO} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Получение гидроксида хрома (II):



желтый

Оксид хрома (III) Cr_2O_3 (хромовая зелень)

очень твёрдый тугоплавкий порошок
зелёного цвета, нерастворим в воде,
по твердости близок к корунду,
температура плавления 2435°C

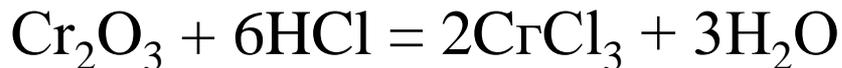


Получение

1. При прокаливании $\text{Cr}(\text{OH})_3$: $2\text{Cr}(\text{OH})_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
2. При сжигании дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Оксид хрома (III) Cr_2O_3 - амфотерное соединение

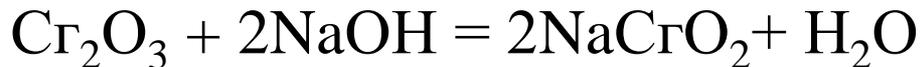
1. С кислотами образует соли хрома (III):



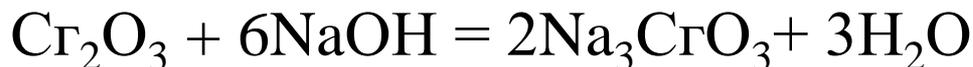
2. При растворении в растворах щелочей образуются комплексные соединения хрома:



а при сплавлении с основаниями - хроматы (III):

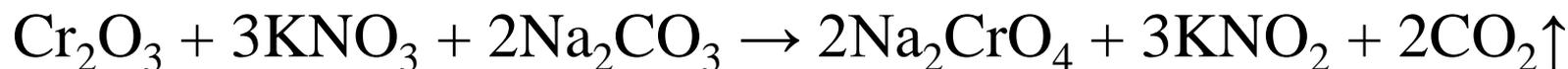


метахромит натрия

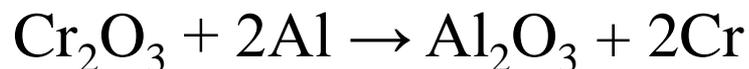


ортохромит натрия

Поскольку Cr_2O_3 — соединение хрома в промежуточной степени окисления, в присутствии сильного окислителя в щелочной среде он окисляется до хромата:



а сильные восстановители его восстанавливают:



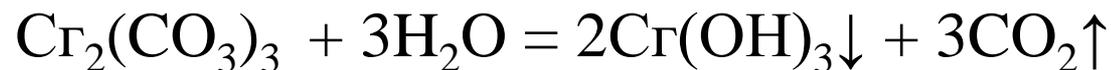
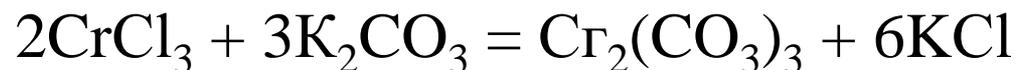
Гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — амфотерный гидроксид серо-зеленого цвета, не растворим в воде.

Получение

1. При обработке солей хрома (III) щелочами:

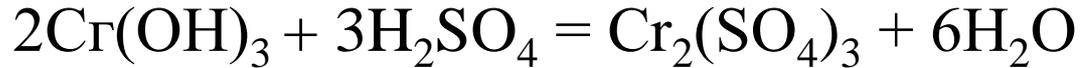


2. При гидролизе солей хрома (III) с карбонатами щелочных металлов или сульфидом аммония:

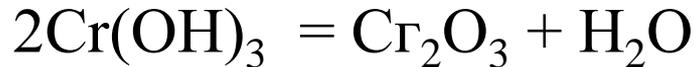


Химические свойства

1. Реагирует с кислотами и щелочами:



2. Разлагается при нагревании:



Оксид хрома (VI) CrO_3 - кислотный оксид

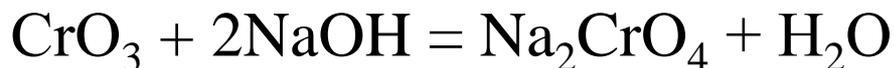
Гидроксидами хрома (VI) являются две кислоты:

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

Обе кислоты существуют только в водных растворах, образуются при растворении в воде оксида хрома (VI):



Как кислотный оксид CrO_3 реагирует со щелочами:



С ростом степени окисления металла
возрастают кислотные и ослабевают основные свойства
оксидов и гидроксидов

+2
CrO
основный оксид

+3
Cr₂O₃
амфотерный оксид

+6
CrO₃
кислотный оксид

Cr(OH)₂
основание

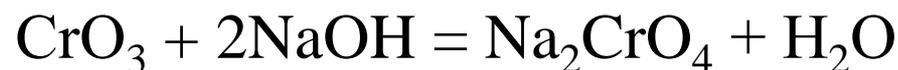
Cr(OH)₃ = H₃CrO₃
амфотерный гидроксид

H₂CrO₄, H₂Cr₂O₇
кислоты

4. Хроматы. Дихроматы.

Окислительные свойства соединений хрома (VI).

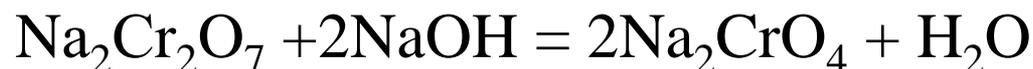
Хроматы образуются при взаимодействии CrO_3 или растворов хромовых кислот со щелочами:



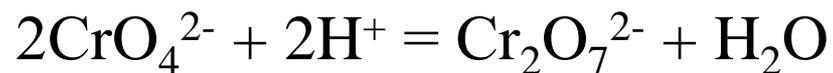
Дихроматы получают при действии на хроматы кислот:



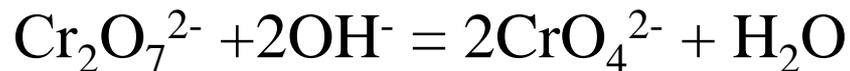
возможен и обратный переход при добавлении щелочей к растворам дихроматов:



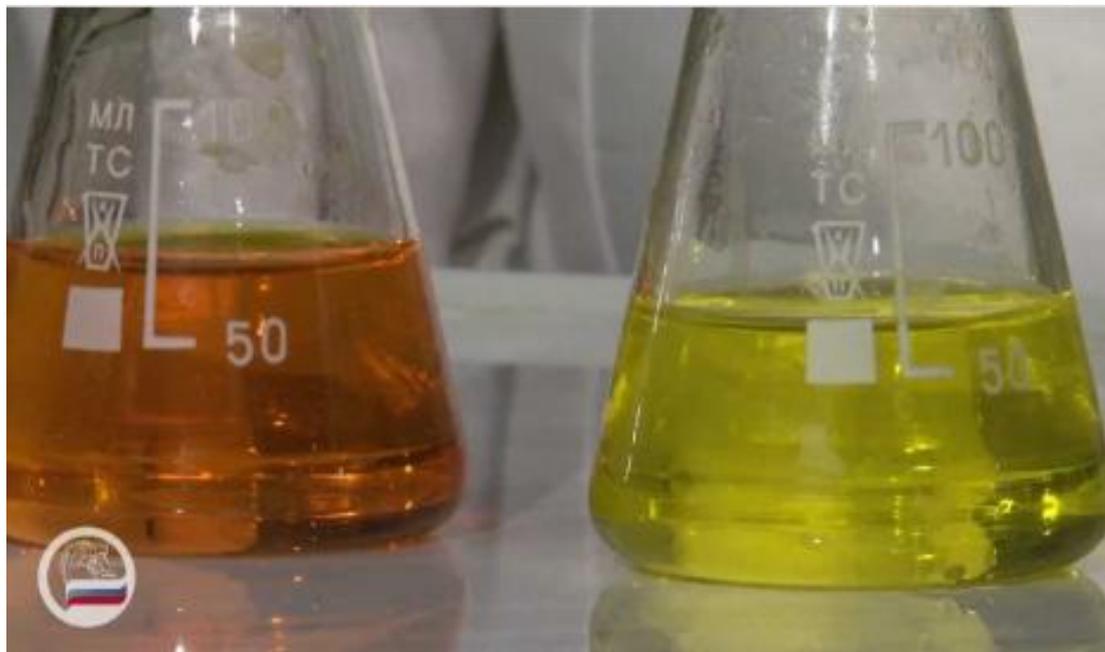
Равновесие в системе хромат - дихромат можно представить следующими уравнениями в ионной форме:



желтая окраска переходит в оранжевую



оранжевая окраска переходит в желтую



Хроматы и дихроматы - сильные окислители.

Особенно сильные окислительные свойства они проявляют в кислой среде:



Насыщенный на холоду раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в конц. серной кислоте - хромовая смесь, используется как окислитель для очистки стеклянной химической посуды в аналитической химии.

Биологическая роль и физиологическое действие

Хром — один из *биогеенных элементов*, постоянно входит в состав тканей растений и животных.

У животных хром участвует в обмене липидов, белков (входит в состав *фермента* трипсина), углеводов.

Снижение содержания хрома в пище и крови приводит к уменьшению скорости роста, увеличению холестерина в крови.

В чистом виде хром довольно токсичен, металлическая пыль хрома раздражает ткани лёгких. Соединения хрома(III) вызывают дерматиты. Соединения хрома (VI) приводят к разным заболеваниям человека, в том числе и онкологическим.

Контрольные вопросы для закрепления:

1. Объясните, что означает «проскок» электрона в атоме хрома.

Чему равна максимальная степень окисления хрома?

2. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов хрома с ростом степени окисления металла?

3. Закончите уравнение окислительно-восстановительных реакций и подберите коэффициенты электронно-ионным методом:

