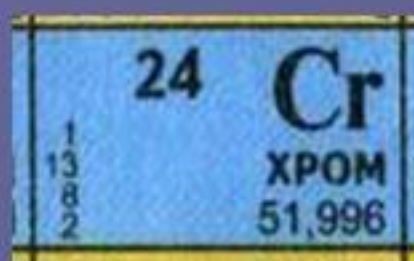




Хром — элемент побочной подгруппы шестой группы четвёртого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 24





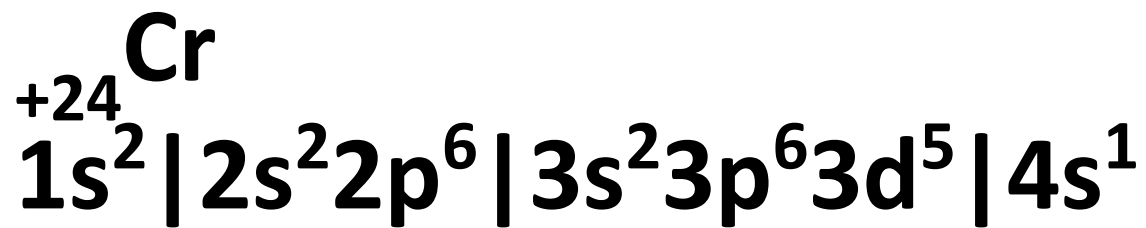
ХРОМ

- Хром (лат. Chromium), Cr,
- химический элемент VI группы периодической системы Менделеева,
- атомный номер 24,
- атомная масса 51,996;
- металл голубовато-стального цвета.



Запомнит

электре!ная формула



Физические

свойства

с

ы

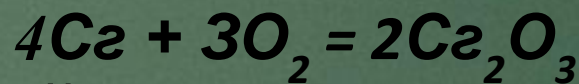


Химические свойства

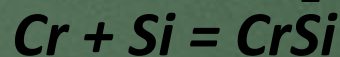
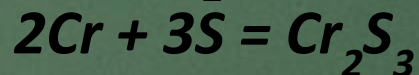
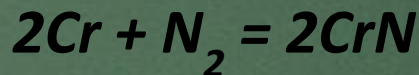
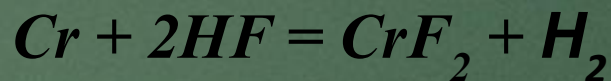
Хром химически малоактивен. В обычных условиях он реагирует только с фтором (из неметаллов), образуя смесь фторидов.

При высокой температуре хром горит в кислороде, образуя оксид Cr_2O_3 .

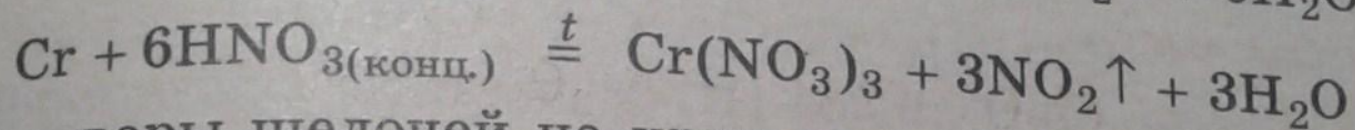
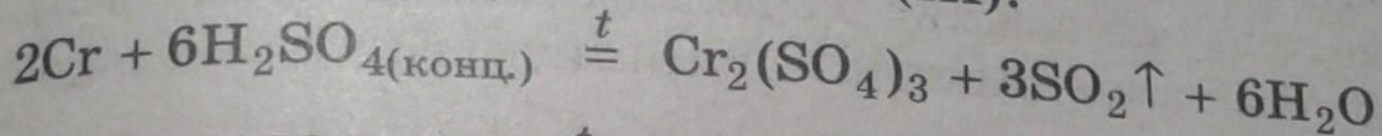
t°



Металлический хром при нагревании реагирует с галогенами, галогено-водородами, серой, азотом, фосфором, углём, кремнием и бором.

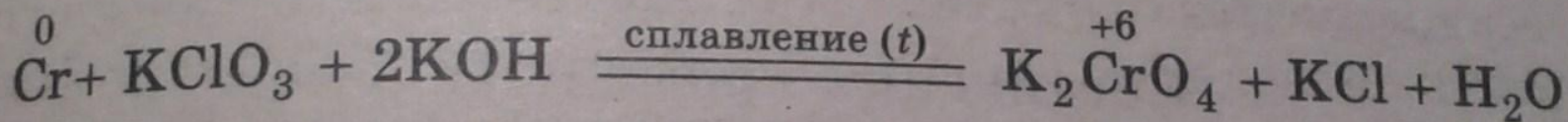


Концентрированные серная и азотная кислоты на холоду пассивируют хром (так же, как алюминий и железо). Однако при сильном нагревании они растворяют хром с образованием солей хрома (III):



Растворы щелочей на хром практически не действуют. Однако он реагирует с щелочными расплавами окислителей. В качестве окислителей используют нитраты натрия или калия, хлорат калия и другие окислители.

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

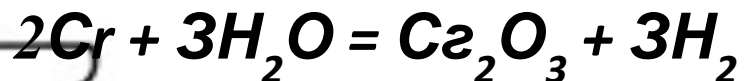


Обратите внимание: с щелочными расплавами окислителей реагирует не только хром, но и другие металлы, высшие оксиды которых обладают амфотерными или кислотными свойствами.

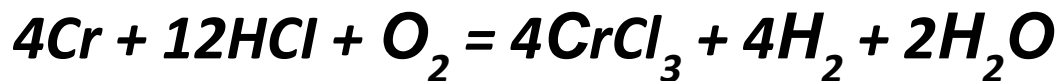
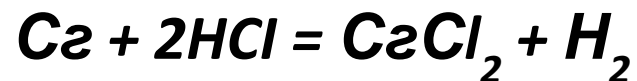


Запомните!

Раскалённый хром реагирует с парами воды:



** соли хрома (II), а если реакция протекает на воздухе - соли хрома (III).*

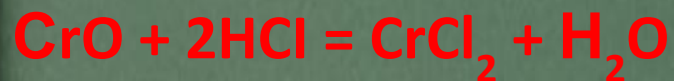


Оксиды и гидроксиды хрома:

Хр

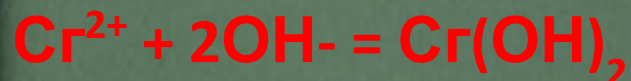


Оксид хрома (II) CrO и соответствующий ему Cr(OH)_2 , проявляют основные свойства:



Оксид хрома (II) превращается в оксид хрома (III).

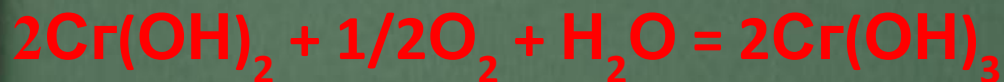
Cr(OH)_2 получают в виде жёлтого осадка при действии раствора щёлочи на CrCl_2



Cr(OH)_2 - восстановитель

При прокаливании превращается в Cr_2O_3

Соединения хрома (II) легко окисляются кислородом воздуха в соединения хрома (III).



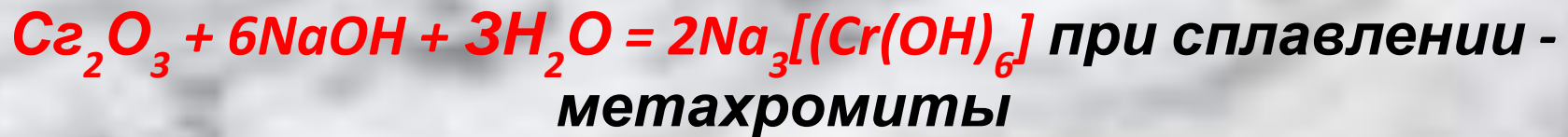
оксид хрома (III) Cr_2O_3 и гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ - амфотерные соединения.

Cr_2O_3 - тугоплавкий порошок зеленого цвета. По твердости близок к корунду. Получается соединением элементов при высокой температуре.

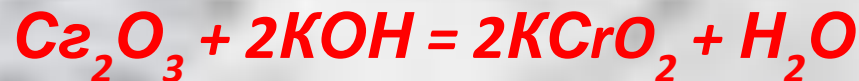
3 лаборатории получают нагреванием дихромата аммония:



При растворении оксида и гидроксида (III) в растворах щелочей образуются комплексные соединения хрома:



t°

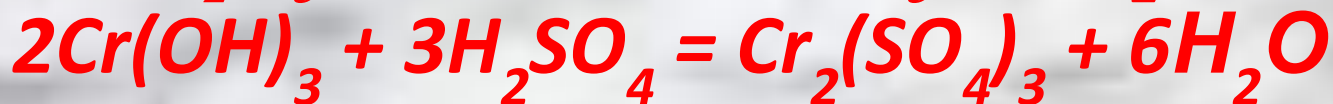
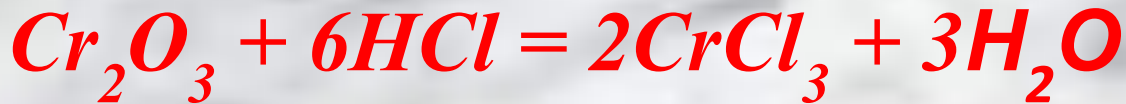


и ортохромиты

t°



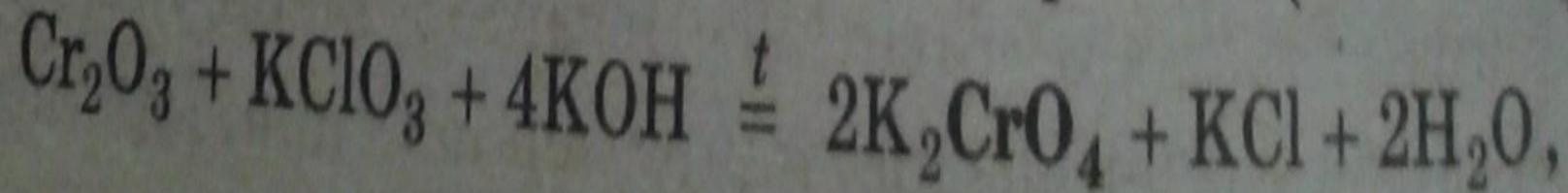
С кислотами Cr_2O_3 и $\text{Cr}(\text{OH})_3$ дают соли хрома (III):



при прокаливании $\text{Cr}(\text{OH})_3$ образуется Cr_2O_3 :



Обратите внимание: соединения хрома (III) при окислении в щелочной среде образуют хроматы (ион CrO_4^{2-}):



хромат калия

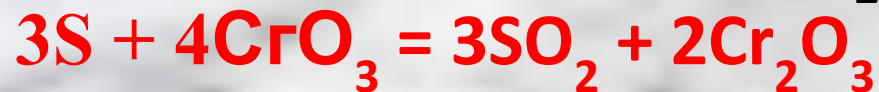
Оксид хрома (VI) Cr_2O_3 - кислотный оксид

Получение:



КОНЦ

Сильный окислитель: окисляет йод, серу, фосфор, уголь, превращаясь в Cr_2O_3



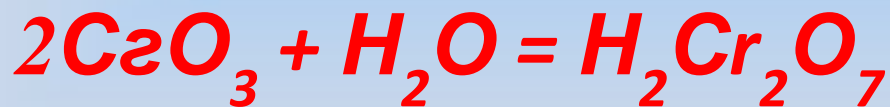
при нагревании до 250°C разлагается:



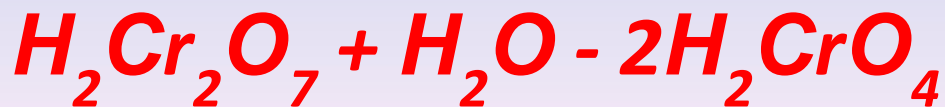
CrO_3 легко растворяется в воде, образуя хромовые кислоты. С избытком воды образует хромовую кислоту H_2CrO_4 (соли - хроматы).



При большой концентрации CrO_3 образуется дихромовая кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (соли - дихроматы).



Дихромовая кислота при разбавлении переходит в хромовую кислоту:





Запомните!
Хромовые кислоты
существуют только в водном
растворе.

С возрастанием степени
окисления основные свойства
гидроксидов ослабевают, а
кислотные усиливаются.

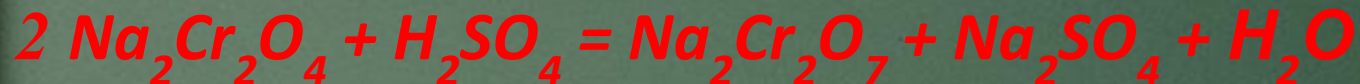
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ - основной гидроксид

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ - амфотерный

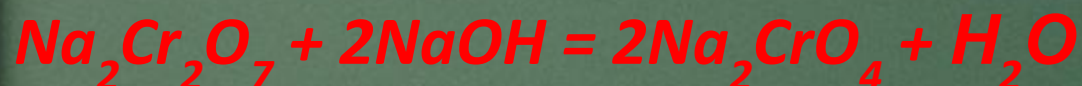
гидроксид - кислотные

свойства

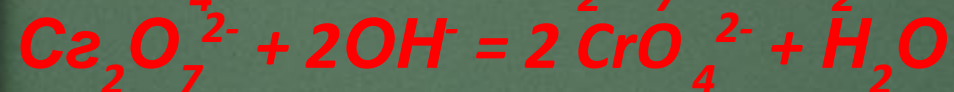
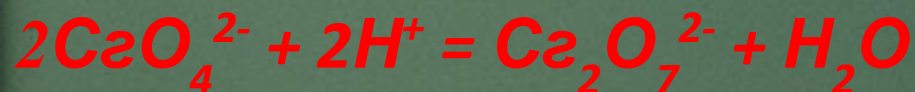
Дихроматы получают при действии на хроматы кислот:



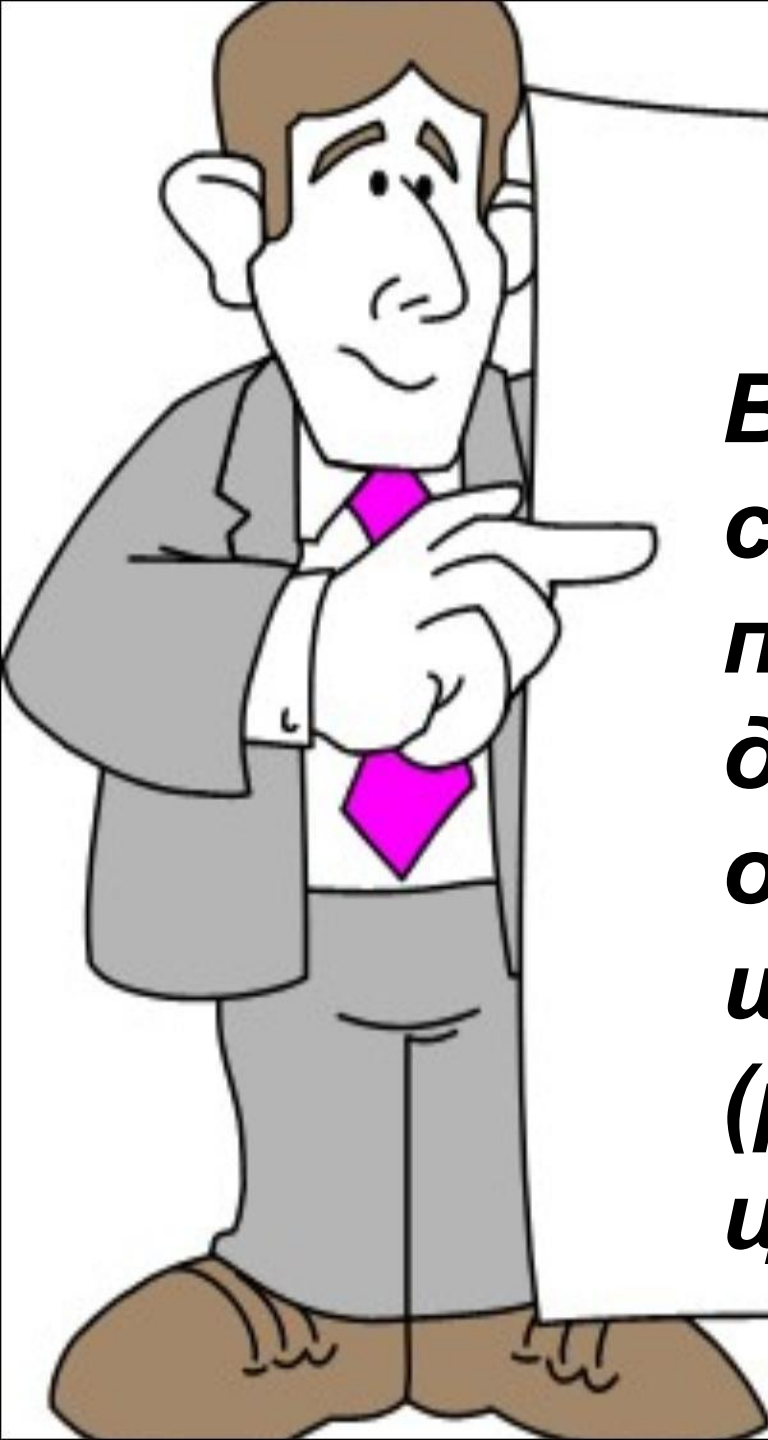
Возможен и обратный переход при добавлении щелочей к растворам дихроматов



Равновесие в системе хромат-дихромат можно представить следующими уравнениями:



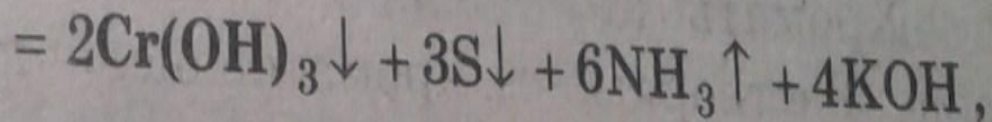
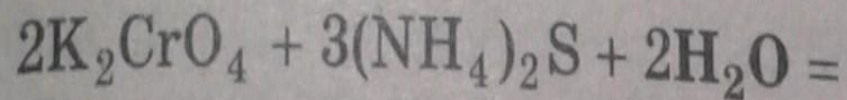
Для соединений хрома характерны окислительно - восстановительные реакции.



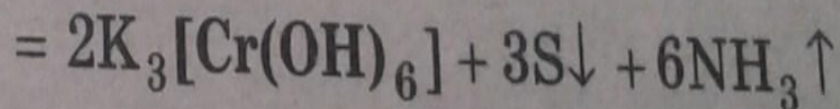
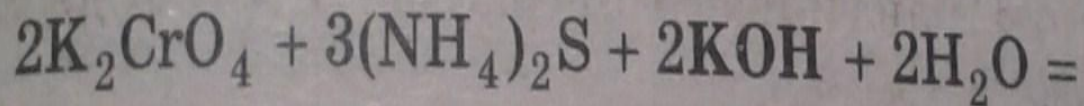
Запомните!

***В кислых растворах
существуют
преимущественно
дихроматы (растворы
оранжевого цвета), а в
щелочных - хроматы
(растворы желтого
цвета).***

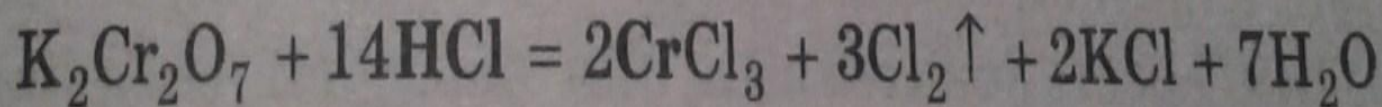
Сильными окислителями являются и соли хромовых кислот — хроматы и дихроматы. Продуктами восстановления которых являются производные хрома (III). В нейтральной среде обычно образуется гидроксид хрома (III):



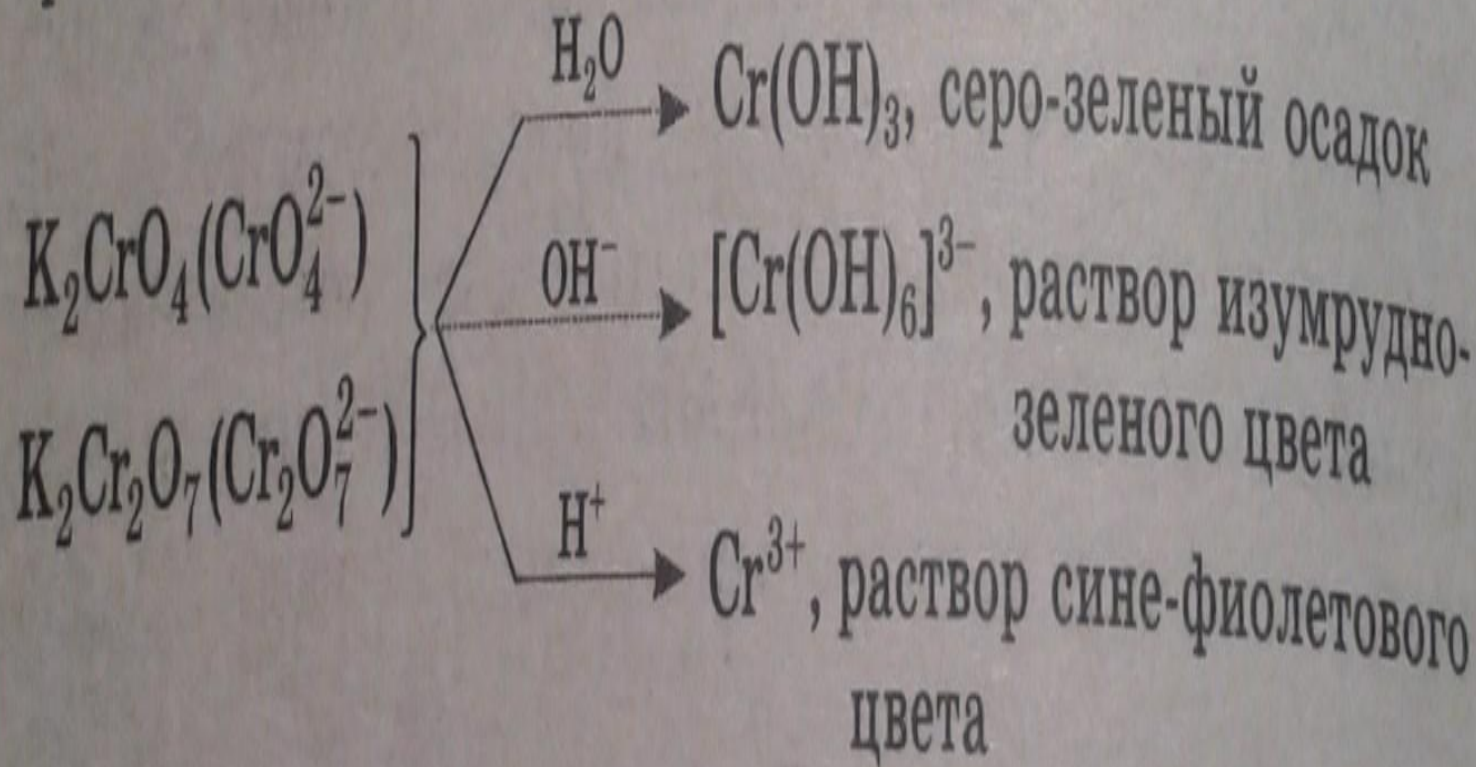
в щелочной — гидроксохроматы(III):



Наибольшую окислительную активность проявляет дихромат калия в кислой среде, образуя при этом соли хрома (III):

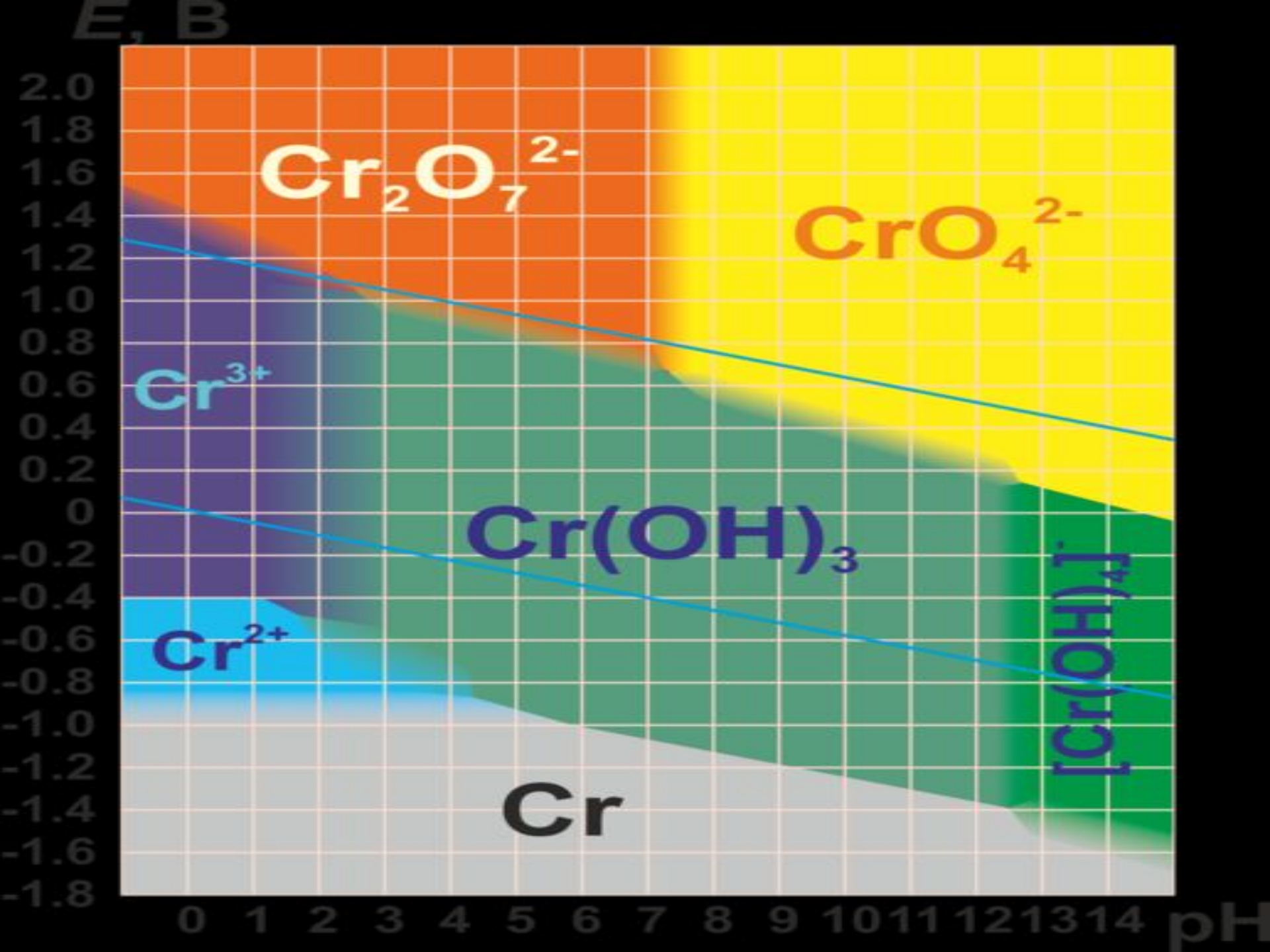


Продукт восстановления в различных средах можно представить схематично:



Характерные степени окисления

Степень окисления	Оксид	Гидроксид	Характер	Преобладающие формы в растворах	Примечания
+2	CrO (чёрный)	Не существует	Основный	Cr ²⁺ (соли голубого цвета)	Очень сильный восстановитель
+3	Cr ₂ O ₃ (зелёный)	Cr(OH) ₃	Амфотерный	Cr ³⁺ (зеленые или лиловые соли) [Cr(OH) ₄] ⁻ (зелёный)	
+4	CrO ₂	не существует	Несолеобразующий	-	Встречается редко, малохарактерна
+6	CrO ₃ (красный)	H ₂ CrO ₄ H ₂ Cr ₂ O ₇	Кислотный	CrO ₄ ²⁻ (<u>хроматы</u> , желтые) Cr ₂ O ₇ ²⁻ (<u>дихроматы</u> , оранжевые)	Переход зависит от <u>pH</u> среды. Сильнейший окислитель, гигроскопичен, очень ядовит.



Применение:

Хром является компонентом нержавеющей сталей. Стали, содержащие хром, являются жаропрочными и обладают высокой стойкостью к коррозии.

$K_2Cr_2O_7$ (хромпик), $Na_2Cr_2O_7$ и $(NH_4)_2Cr_2O_7$ применяют для дубления кожи, в производстве спичек, красок, взрывчатых веществ.

