**Хром**

 Хром був відкритий Л. Н. Вокленом у 1797 р.

 **Перебування в природі**. Природні сполуки хрому: хромистий залізняк FеОСr2О3 і свинцева червона руда РbСrО4. Великі поклади хромових руд зустрічаються на Уралі.

 **Фізичні властивості**. Хром - білий блискучий метал, що відрізняється твердістю і тендітністю, з густотою 7,2 р/см3, температурою плавлення 1903°С и температурою кипіння біля 2570°С. На повітрі поверхня хрому покривається оксидной плівкою, що охороняє його від подальшого окислювання. Добавка вуглецю до хрому ще більше збільшує його твердість.

 **Хімічні властивості**. Хром на холоду дуже інертний. При нагріванні він взаємодіє з киснем, галогенами, азотом, вуглецем, сіркою й ін.:

4 Cr + 3 O2 = 2 Cr2O3

2 Cr + 3 Cl2 = 2 CrCl3

2 Cr + 3 S = Cr2S3

2 Cr + N2 = 2 CrN

 Сульфід хрому може існувати тільки в сухому виді. При контакті з водою, навіть із її парами, він цілком гідролізується:

Сr2S3 + 6 Н2О = 2 Сr(ОН)3 + 3 Н2S

 При нагріванні хром розчиняється в соляною і сарною кислотах:

Сr + Н2SО4 = СrSO4 + Н2

Сr + 2 HСl = СrСl2 + Н2

Сполуки хрому (II) хитливі і легко окисляються до сполук хрому (III):

4 СrСl2 + O2 + 4 НСl = 4 СrСl3 + 2 Н2О

У нитратній кислоті і царській горілці на холоду хром зовсім не розчиняється, а при кип'ятінні розчиняється дуже слабко. Це пояснюється тим, що нитратна кислота пасивує хром. Хром пасивується й іншими сильними окислювачами.

 **Отримання**. У промисловості одержують як чистий хром, так і його сплав із залізом (ферохром). Чистий хром одержують відновленням його оксиду алюмінієм:

Сг2О3 + 2 Аl = 2 Сr + Аl2O3

 Ферохром буває двох видів: що містить і вуглець, що не містить. Перший одержують відновленням хромистого залізняка коксом:

FеОСr2О3 + 4 С = Fе + 2 Сr + 4 СО

другий - відновленням хромистого залізняка алюмінієм:

 3 FеОСr2О3 + 8 Аl = 3 Fе + 6 Сr + 4 Аl2O3

 **Застосування**. Хромом покривають залізні і сталеві деталі й інструменти, що використовуються в промисловості. Хромування деталей здійснюється електролітичним методом.

 Найбільша кількість хрому застосовується в металургії для одержання хромистих сталей, що відрізняються великою твердістю і тривкістю, тому використовуються для виготовлення інструментів, шарикоподшипників і деталей машин, що несуть велике навантаження. Добавка хрому до бронзи, латуні й інших сплавів значно підвищує їхню твердість. Сплав хрому з нікелем і залізом (нихром) має високий електричний опір і застосовується для виготовлення спіралей електронагрівальних приладів.

 **Кисневі сполуки хрому (III)**. Оксид хрому (III) Сr2О3 є амфотерним. У звичайних умовах це порошок зеленого кольору. Він не розчиняється у воді, дуже слабко розчиняється в кислотах і лугах, а при сплавці з лугами або карбонатами лужних металів утворює розчинні у воді солі хромистої кислоти - *хроміти*:

Сг2О3 + 2 NаОН = 2 NаСrО2 + Н2О

Сr2О3 + К2СО3 = 2 КСгО2 + СО2

 Оксид хрому (III) при сплавці з лугами при кисню повітря може окислятися до *хроматів*:

2 Сr2О3 + 8 КОН + 3 O2 = 4 К2СгО4 + 4 Н2О

 У лабораторних умовах оксид хрому (III) можна одержати термічним розкладанням дихромата амонію:

(NН4)2Сr2O7 = Сr2О3 + N2 + 4 Н2О

 У промисловості оксид хрому (III) одержують відновленням дихромата калію коксом або сіркою:

2 К2Сr2О7 + 3 С = 2 Сr2О3 + 2 К2СО3 + СО2

К2Сr2О7 + S = Сr2О3 + К2SO4

 Оксид хрому (III) застосовується для одержання хрому, а також для виготовлення масляних і акварельних фарб. Хромові фарби стійкі до дії вологи і нагріванню. Солі хрому (III) застосовуються в промисловості для одержання хромової шкіри.

 При дії лугів на розчини солей хрому (III) випадає осад гидроксида хрому (III) Сr(ОН)3 сірувато-блакитного цвіту. Гидроксид хрому (III) має амфотерні властивості. На відміну від оксиду гидроксид хрому легкорозчинним як у кислотах, так і в лугах:

2 Сr(ОН)3 + 3 Н2SO4 = Сr2(SO4)3 + 6 Н2О

Cr(ОН)3 +3 NаОН = Nа3[Сг(ОН)6].

тому його можна осадити, тільки якщо не добавляти надлишку лугу. При нагріванні гидроксид хрому (III) утрачає воду, перетворюючись в оксид:

2 Сr(ОН)3 = Сr2О3 + 3 Н2О

 Більшість солей хрому (III) добре розчиняється у воді, але легко піддається гидролізу. Сульфат хрому разом із сульфатами розжарюємо, амонію, рубидію або цезію викристалізовується у виді *квасцов* Ме2SO4Сr2(SO4)324Н2О або МеСг(SO4)212Н2О,, де Ме - катіон калію, амонію, рубидію або цезію.

 **Хромовий ангідрид і хромові кислоти** - сполуки, у яких хром утримується у вищому валентному стані: +6. Триоксид хрому СгО3 - кислотний оксид, що взаємодіє з водою, основними оксидами й основами:

СrО3 + Н2О = Н2СrO4

2 СrО3 + Н2О = Н2Сr2О7

СrО3 + СаО = СаСrО4

СrО3 + 2 КОН = К2СrО4 + Н2О

 Хромовий ангідрид може утворювати як хромову, так і двухромову кислоти і їхньої солі. Стан рівноваги

2 СrО42− + 2 Н+ ⇔ 2 НСrО− ⇔ Cr2О72− + Н2О

залежить від кислотності середовища: у кислому розчині основна маса хрому знаходиться у виді дихромата, а в лужному, де концентрація іонів водню дуже мала, - у виді хромата.

 Хромовий ангідрид - дуже сильний окислювач. Реакції його з деякими органічними речовинами при сірчаної кислоти протікають із вибухом:

8 СrО3 + 3 СН3СОСН3 + 12 Н2SО4 = 4 Сr2(SО4)з + 9 СО2 + 9 Н2О

 Хромовий ангідрид можна одержати дією концентрованої сульфатної кислоти на сухі хромати або дихроматы:

K2CrO4 + H2SO4 = K2SO4 + CrO3 + H2O

K2Cr2O7 + H2SO4 = K2SO4 + 2 CrO3 + H2O

 Хромовий ангідрид застосовується як окислювач при різноманітних органічних синтезах.

 Солі лужних металів і амонію хромових кислот добре розчинні у воді. Солі інших металів розчиняються важко. Дихромат калію К2Сг2О7, (хромпик) широко застосовується як окислювач у лабораторній практика і хімічної технології. Дія хроматів і дихроматів як окислювачів виявляється в кислому середовищі:

К2Сг2О7 + 6 FеSO4 + 7 Н2SO4 = К2SО4 + Сr2(SO4)3 + 3 Fе2(SO4)3 + 7 Н2О

 При додаванні розчину залізного купоросу до розчину дихромата калію жовтогаряче фарбування зникає і з'являється зеленим, обумовлена утворенням гидратированих іонів Сг3+.

 Броміии і йодиди окисляються дихроматом калію до вільних галогенів:

 К2Сr2О7 + 6 КI + 7 Н2SO4 = Сr2(SO4)3 + 3I2 + 4 К2SO4 + 7 Н2О

При взаємодії дихромата калію з йодоводневої і бромоводневої кислотами подкисляти розчин не потрібно, тому що необхідну кислотність створюють самі відновлювачі, що є сильними кислотами:

К2Сr2О7 + 14 НВr = 2 КВr + 2 СrВr3 + 3 Вr2 + 7 Н2О

 йод , що виділяється , або бром маскує перехід жовтогарячого фарбування розчину в зелену.

 У аналітичній хімії реакція окислювання хроматом або дихроатом калію різноманітних іонів використовується для їхнього визначення. Цей метод аналізу називається *хроматометрією*.

 Розчин дихромата калію в концентрованої сульфатній кислоті називається хромовою сумішшю і використовується в лабораторній практицідля миття посуду. Він легко видаляє жир з поверхні скла, окислюючи його хромовим ангідридом, що утвориться, і змиваючи концентрованою сульфатною кислотою.