

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ З ТЕМИ «ХІМІЯ d-
ЕЛЕМЕНТІВ VI В ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ»
З ДИСЦИПЛІНИ «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»
ЗА ОСВІТНЬО-ПРОФЕСІЙНОЮ ПРОГРАМОЮ «БАКАЛАВР»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ СПЕЦІАЛЬНОСТЕЙ:

161 – Хімічні технології та інженерія

162 – Біотехнології та біоінженерія

181 – Харчові технології

186 – Видавництво та поліграфія

226 – Фармація

Затверджено на засіданні
кафедри неорганічної хімії
Протокол № 11 від 24.05.2017

Дніпро ДВНЗ УДХТУ 2018

Методичні вказівки до лабораторних занять з теми «Хімія d-елементів VI В групи періодичної системи» з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» / Укл.: О.В. Величко, С.Ю. Третяк. – Дніпро: ДВНЗ УДХТУ, 2018. – 15 с.

Укладачі: О.В. Величко, канд. хім. наук
С.Ю. Третяк, канд. хім. наук

Відповідальний за випуск О.В. Штеменко, д-р хім. наук

Навчальне видання

Методичні вказівки до лабораторних занять з теми «Хімія d-елементів VI В групи періодичної системи» з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» за освітньо-професійною програмою «бакалавр» для студентів спеціальностей:
161 – Хімічні технології та інженерія; 162 – Біотехнології та біоінженерія;
181 – Харчові технології; 186 – Видавництво та поліграфія;
226 – Фармація

Укладачі: ВЕЛИЧКО Олена Валеріївна
ТРЕТЯК Світлана Юріївна

Технічний редактор Л.Я. Гоцуцова
Комп'ютерна верстка Л.Я. Гоцуцова

Підписано до друку 01.03.18. Формат 60×84/16. Папір ксерокс. Друк різнограф.
Умов. друк. арк. 0,56. Обл.-вид. арк. 0,59. Тираж 100 прим. Зам. № 431.
Свідоцтво ДК № 5026 від 16.12.2015.

ДВНЗ УДХТУ, 49005, Дніпро-5, просп. Гагаріна, 8.

Редакційно-видавничий відділ

ПИТАННЯ ПРОГРАМИ

Загальна характеристика підгрупи Хрому, знаходження у природі, добування. Відношення металів до кисню повітря, кислот, лугів. Оксиди, гідроксиди E(II), E(III), E(IV), E(V), E(VI) добування, порівняння кислотно-основних властивостей. Солі катіонного та аніонного типу Cr(III), добування, взаємний перехід, відношення до води. Хромова кислота та хромати. Дихромати. Взаємний перехід хромат – дихромат. Окисно-відновні властивості сполук E(II), E(III), E(IV). Ізотопи – та гетерополікислоти та їх солі. Якісні реакції. Пероксид хрому та пероксохромати. Комплексні сполуки. Використання простих речовин та сполук.

1. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ЕЛЕМЕНТІВ ПІДГРУПИ ХРОМУ

Підгрупу хрому утворюють елементи побічної підгрупи шостої групи – Хром, Молібден та Вольфрам. Елементи підгрупи Хрому – типові метали. Зовнішні валентні електрони атомів цих елементів відповідають формулі $ns^1(n-1)d^5$ для Хрому і Молібдену та $ns^2(n-1)d^4$ для Вольфраму. Можливі ступені окиснення Хрому: +2, +3, +6 (найстійкіший +3), Молібдену та Вольфраму +2, +3, +4, +5, +6 (найстійкіший +6). Деякі фізико-хімічні властивості цих металів наведені в таблиці 1.

Таблиця 1

Елемент	Cr	Mo	W
Радіус атома, нм	0,127	0,139	0,140
Питома вага, г/см ³	7,2	10,22	19,33
Температура плавлення, °C	1890	2620	3395
Енергія іонізації, eV	6,77	7,10	7,98
E(E ³⁺ /E, В)	-0,744	-0,20	+0,11
Характерні валентності	II, III, VI	VI	VI

У Вольфраму в валентній електронній конфігурації відбувається заповнення 4f електронного підрівня. Це викликає f-стискання, тому радіуси атомів Молібдену та Вольфраму майже однакові.

1.1 Знаходження у природі

Перелік матеріалів, які є сировиною для добування Хрому, Молібдену та Вольфраму наведено у таблиці 2.

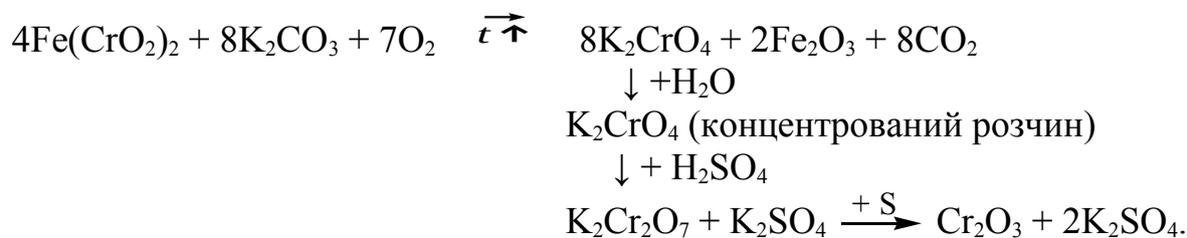
Таблиця 2

Елемент	Вміст у земній корі, мас-ч %	Мінерали
Cr	$2 \cdot 10^{-2}$	Fe(CrO ₂) ₂ – хроміт PbCrO ₄ – крокоїт
Mo	$1 \cdot 10^{-3}$	MoS ₂ – молібденіт CaMoO ₄ – повеліт
W	$7 \cdot 10^{-3}$	(Fe, Mn)WO ₄ – вольфраміт CaWO ₄ – шееліт

1.2 Добування

З сировини, що містить Хром за ланцюгом реакцій, виділяють хром(III) оксид. Схема виділення хром(III) оксиду з хроміту така:

Схема 1



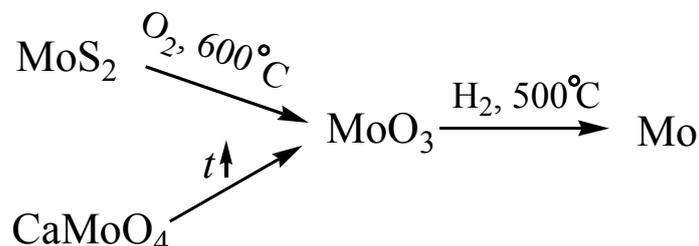
Надалі Хром виділяють методами алюмо-, силікато-, гідрогенотермії та електролізом розчинів солей:

Схема 2



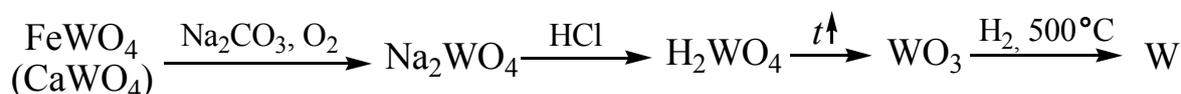
Для добування Молібдену мінерал молібденіт окиснюють киснем або розкладають молібдати з наступним відновленням МоО₃ воднем.

Схема 3



Для одержання Вольфраму, руду переводять у розчинний стан сплавлення з содою у присутності кисню повітря, а далі за схемою 4.

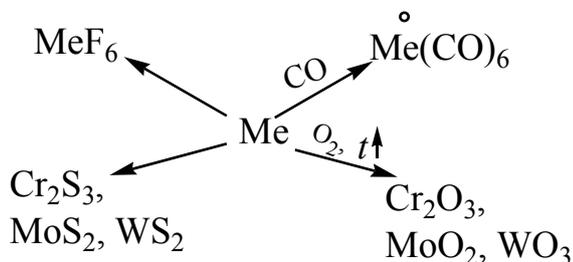
Схема 4



1.3 Хімічні властивості простих речовин

Всі метали підгрупи Хрому є хімічно стійкими. При кімнатній температурі вони реагують лише з Фтором. При нагріванні можна добути сульфіди, оксиди та карбоніли (схема 5).

Схема 5



Хром пасивний через суцільну оксидну плівку на поверхні металу. Це видно за значеннями окисно-відновних потенціалів для чистого Хрому і пасивного, покритого оксидною плівкою: $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}(\text{чистий})} = -0,86 \text{ В}$, $E_{\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}(\text{пасивний})} = 1,196 \text{ В}$.

З кислотами, лугами та окисними сумішами процеси відбуваються при кип'ятінні, і тільки хром з розведеними хлоридною та сульфатною кислотами реагує за звичайних умов. Продукти реакцій наведені у таблиці 3.

Таблиця 3

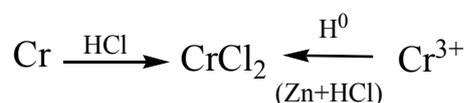
Метал	Cr	Mo	W
HCl	CrCl ₂	—	—
H ₂ SO ₄ (розведена)	CrSO ₄	—	—
H ₂ SO ₄ (концентров)	пасивація	MoOSO ₄	—
HNO ₃ (розведена)	пасивація	MoO ₃	—
HNO ₃ (концентров)	пасивація	H ₂ MoO ₄	H ₂ WO ₄
HNO _{3(к)} +HCl(к)	пасивація	H ₂ MoO ₄ , MoOCl ₄	H ₂ WO ₄ , WOCl ₄
HNO _{3(к)} +HF(к)	H ₂ CrF ₈	H ₂ MoF ₈	H ₂ WF ₈
луг + окисник	Na ₂ CrO ₄	Na ₂ MoO ₄	Na ₂ WO ₄

1.3.1 Сполуки Хрому зі ступенем окиснення +2

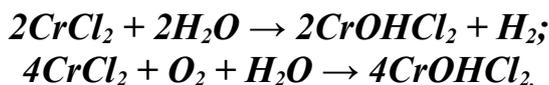
CrO	Cr(OH) ₂	CrSO ₄ ·7H ₂ O, CrCl ₂ ·6H ₂ O, Cr(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O
кристалічний чорний порошок, пірофорний, нерозчинний у воді	жовті нерозчинні кристали	солі-кристалогідрати синього кольору

Розчин солі утворюється за схемою 6.

Схема 6



Солі Cr^{2+} у воді гідролізують за окисно-відновним механізмом та з часом кисень у воді його окиснює:



Cr^{2+} перетворює нітроген(II) оксид на гідроксиламін:



Сині гідрати при нагріванні втрачаючи воду, змінюють колір (схема 7).

Схема 7



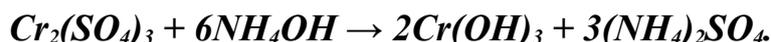
Комплексних сполук Cr^{2+} небагато: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ – сині кристали, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6\text{Br}_2]$ – зелені кристали, $\text{K}_4[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ – сині кристали.

1.3.2 Сполуки Хрому зі ступенем окиснення +3

Найстійкіші сполуки Хрому мають ступінь окиснення +3. Амфотерні чорно-зелені кристали хром(III) оксиду тверді як корунд, не розчиняються ані у воді, ані в кислотах, ані в лугах. Його можна добути розкладанням $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:



Гідроксид добувають із солей дією NH_4OH :



Хром(III) гідроксид виявляє амфотерні властивості, тому розчиняється і в кислотах і в лугах. Рівновага між різними формами гідроксо- та аквакомплексів для $\text{Cr}(\text{III})$ наведені у схемі 8.

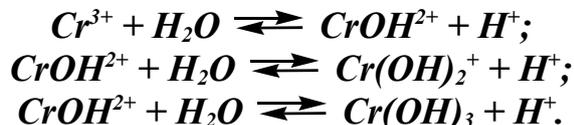
Схема 8



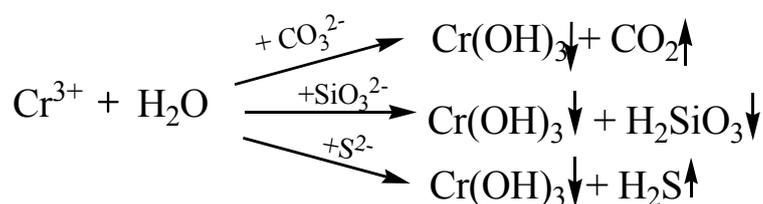
Розчини солей мають темно-зелене, або фіолетове забарвлення, що залежить від гідратації (схема 9).



Солі Cr^{3+} у розчинах сильно гідролізують за катіоном, утворюючи кисле середовище в розчинах:



При додаванні до розчину солі Cr^{3+} розчинів солей карбонатів, сульфідів або силікатів, замість утворення відповідних солей хрому утворюється зелений осад $\text{Cr}(\text{OH})_3$, тобто спостерігається повний гідроліз цих солей:



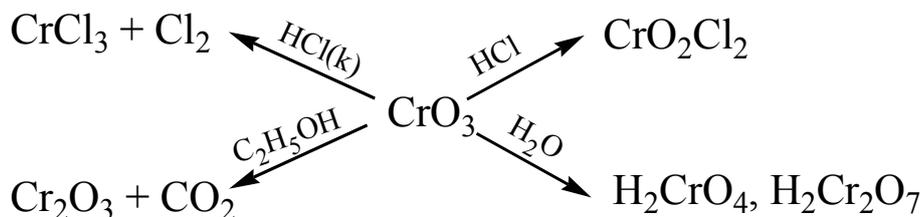
Cr^{3+} утворює низку комплексних сполук фіолетового кольору з координаційним числом 6: $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CNS})_6]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, які при нагріванні зеленіють. Хром(III) сульфат утворює галуни: $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

1.3.3 Сполуки Хрому зі ступенем окиснення +6

CrO_3 оксид	CrO_5 пероксид	Кислоти:
червоні кристали	синього кольору	H_2CrO_4 хроматна, жовта
(хромовий ангідрид)		$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дихроматна, помаранчева
		$\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ трихроматна, червона
		$\text{H}_2\text{Cr}_4\text{O}_{13}$ тетрахроматна, червона

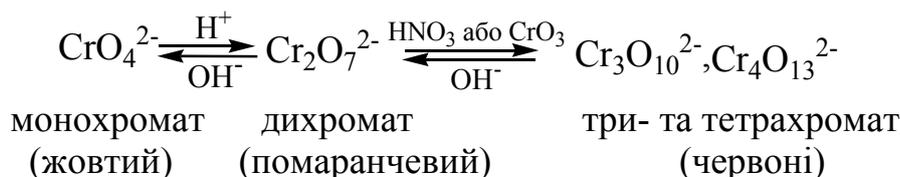
Солі	Галогенангідриди
K_2CrO_4 калій хромат	CrO_2F_2
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ калій дихромат	

Червоні кристали оксиду CrO_3 розчиняються у воді, мають температуру плавлення 196°C . Дуже сильний окисник. Можливі перетворення наведені у схемі 10.



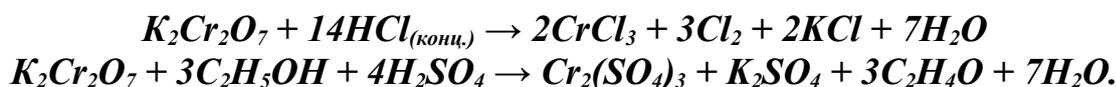
Хромові кислоти відповідають загальній формулі $x\text{CrO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, де $x = 1 - 4$. Значення x відповідає ступеню полімеризації, яка обумовлена кислотно-основною рівновагою (схема 11).

Схема 11

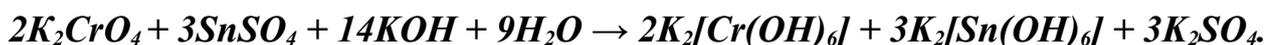


Розчин калій дихромату в концентрованій H_2SO_4 (хромова суміш) є дуже сильним окисником і використовується для миття хімічного посуду.

Розчини солей хроматів і дихроматів сильні окисники в кислому середовищі ($E^\circ_{\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}^+ / \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}} = 1,48 \text{ В}$, $E^\circ_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ / \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}} = 1,33 \text{ В}$) і не окисники в лужному середовищі ($E^\circ_{\text{CrO}_4^{2-} + \text{OH}^- / \text{Cr}(\text{OH})_3} = -0,13 \text{ В}$). $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (хромпик) дуже токсичний, при $\text{pH} < 7$ окиснює Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , SO_3^{2-} , Fe^{2+} , органічні сполуки:



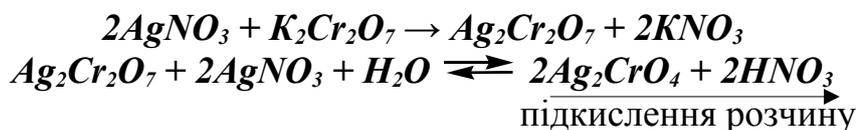
У лужному середовищі хромати здатні окиснювати сильні відновники:



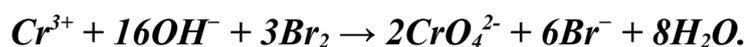
У воді розчинні солі лише лужних металів і амонію, а решта не розчиняються і переважно утворюються хромати, розчинність яких гіршає розчинності дихроматів.



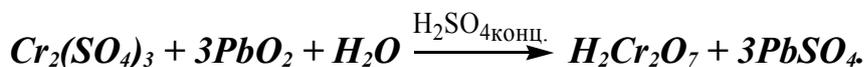
Через відносно незначну різницю ДР $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (10^{-10}) і Ag_2CrO_4 (10^{-12}) в розчинах утворюються відповідно і хромат, і дихромат аргентуму і з підкисленням середовища хромат перетворюється на дихромат:



Хромати добувають окисненням у лужних розчинах сполук $\text{Cr}(\text{III})$ окисниками Cl_2 , Br_2 , NaClO , H_2O_2 , PbO_2 , KMnO_4 :



Дихромати добувають або підкисленням хроматів, або окисненням сполук Cr(III) у кислому середовищі окисниками KBiO_3 , PbO_2 :



Кислотний оксид CrO_3 розчиняється у воді з утворенням дихроматів або хроматної кислоти:



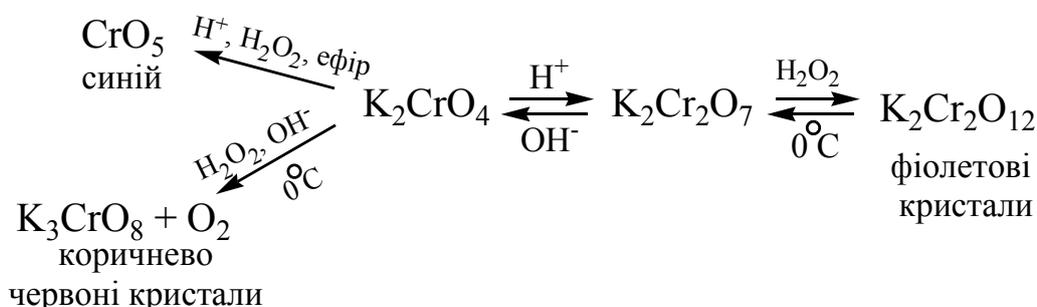
Із галогенідів Cr(VI) відомий жовто-лимонного кольору порошок CrF_6 і більш стійкі оксогалогеніди CrO_2F_2 і CrO_2Cl_2 , які гідролізують зворотно на відміну від SO_2F_2 :



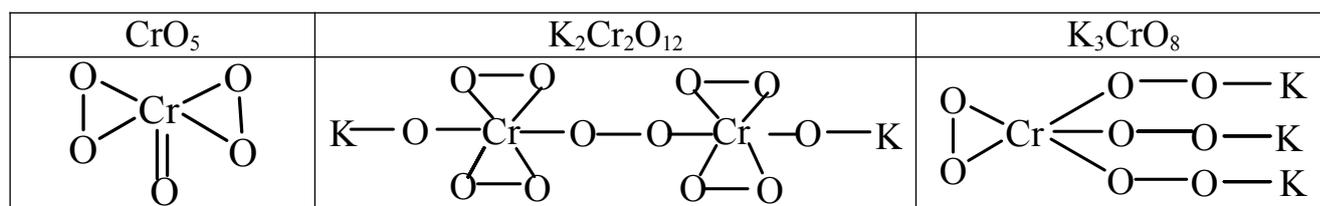
але рівновага зміщена праворуч.

Для Хрому можливе утворення пероксидних сполук (пероксиду або пероксохроматів), які виявляють сильні окисні властивості, варіанти добування пероксидних сполук хрому наведені на схемі 12.

Схема 12



Графічні формули пероксидних сполук Хрому:



2. ВЛАСТИВОСТІ СПЛУК МОЛІБДЕНУ ТА ВОЛЬФРАМУ

Найбільш характерним для Молібдену і Вольфраму є ступінь окиснення +6. Але на відміну від Хрому вони утворюють оксиди, сульфіді і галогеніди зі ступенем окиснення + 4 та +5.

В ряду однотипних похідних Cr(VI) – Mo(VI) – W(VI) значно підвищується стійкість, про що свідчить значення енергій Гіббса утворення сполук:

	CrO_{3(к)}	MoO_{3(к)}	WO_{3(к)}
ΔG° , кДж/моль	-506	-677	-763
	CrO₂Cl_{2(р)}	MoO₂Cl_{2(р)}	WO₂Cl_{2(к)}
ΔG° , кДж/моль	-524	-623	-753
	CrO₄²⁻(р)	MoO₄²⁻(р)	WO₄²⁻(р)
ΔG° , кДж/моль	-715	-915	-920

Гідроліз оксохлоридів відбувається за схемою 13:

Схема 13

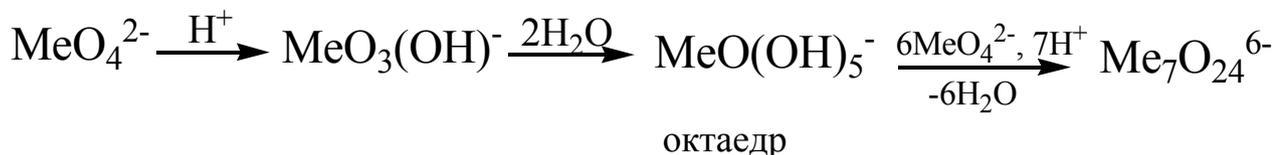


Гідроліз MoO₂Cl₂ і WO₂Cl₂ значно слабкіший, ніж CrO₂Cl₂, що свідчить про послаблення кислотних властивостей в ряду H₂CrO₄ – H₂MoO₄ – H₂WO₄.

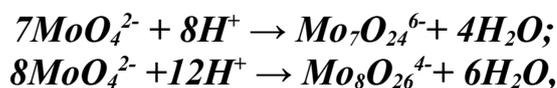
Ізо- та гетерополікислоти

При підкисленні розчинів молібдату або вольфрамату мають місце процеси протонування, які супроводжуються полімеризацією (схема 14):

Схема 14



Сполуки, які при цьому утворюються, називаються ізополікислотами (ІПК). Їх склад залежить від рН розчину та природи металу (Mo або W). Так, для Молібдену характерне утворення гепта- та окта-металів:



а для Вольфраму – гексавольфрамату W₆O₁₃²⁻ або метавольфрамату H₂W₁₂O₄₀⁶⁻.

Між ІПК у розчинах існують складні рівноваги, а при наявності суміші іонів MoO₄²⁻ та WO₄²⁻ можливе навіть утворення змішаних ІПК, наприклад молібденовольфрамату Mo_xW_{6-x}O₁₉²⁻.

Гетерополікомплекси (ГПК), на відміну від ІПК, складаються з атомів двох різних елементів та Оксигену і мають більш складну структуру. Наприклад, іон PMo₁₂O₄₀³⁻ можна розглядати, як продукт заміщення атомів Оксигену, в іонах PO₄³⁻ на чотири триплети Mo₃O₁₀. Подібні ГПК утворюють,

крім Фосфору, багато інших елементів: Si, As, Cu, Sn, Ti, Ga та ін. На відміну від безбарвних ІПК, ГПК у розчинах мають жовтий колір; їх відновлення веде до утворення синіх сполук $\text{PMo}_x^{+5}\text{Mo}_{12-x}^{+6}\text{O}_{40}^{n-}$. Утворення ГПК широко використовується для якісного та кількісного визначення Молібдену та Вольфраму.

3. ЗАСТОСУВАННЯ Cr, Mo, W

Шляхи застосування металів підгрупи Хрому (табл. 4) зумовлено головним чином їх хімічною стійкістю (див. табл. 3) та високими температурами плавлення.

Таблиця 4

Елемент	Застосування
Cr	Легування сталей. Покриття металевих виробів.
Mo	Легування сталей та одержання жаро- та кислотостійких сплавів. Оксиди застосовуються як каталізатори. Деякі комплекси Молібдену біологічно активні та застосовуються як мікродобрива.
W	Легування сталей. Виробництво ниток розжарювання електроламп, електродів.

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ДЕЯКІ ІОНИ d-ЕЛЕМЕНТІВ VI ГРУПИ ПС

Таблиця 5

Іон	Реагент	Аналітичний ефект
Cr^{3+}	1. а) Розведений луг б) розчин NH_3 в) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ г) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ 2. Розчин NaAc 3. Розчин Na_2HPO_4 4. Надлишок лугу, H_2O_2 , $t^\circ \uparrow$ 5. $\text{H}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$	Утворення сіро-зеленого осаду $\text{Cr}(\text{OH})_3$ з подальшим розчиненням у надлишку лугу Зелений осад $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Ac}$ Зелений осад CrPO_4 Утворення жовтого розчину, який містить іони CrO_4^{2-} Забарвлення розчину в оранжевий колір внаслідок утворення $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
CrO_4^{2-} $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	а) Ba^{2+} б) Pb^{2+} в) Ag^+ г) H_2O_2 , ефір	Жовтий осад BaCrO_4 Жовтий осад PbCrO_4 Темно-червоний осад Ag_2CrO_4 червоний осад $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Утворення пероксиду CrO_5 , який забарвлює ефірний шар у синій колір
MoO_4^{2-}	розчини KSCN , H_2SO_4 , SnCl_2	Червоний розчин, утворення $\text{MoO}(\text{SCN})_3$
WO_4^{2-}	розчини KSCN , H_2SO_4 , SnCl_2	Жовто-зелений розчин, утворення $\text{WO}(\text{SCN})_3$

ДОВІДКОВИЙ МАТЕРІАЛ

СТАНДАРТНІ ПОТЕНЦІАЛИ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ СИСТЕМ

Рівняння процесу	$\varphi^0, \text{В}$
$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0.41
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}^0$	-0.74
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}^0$	-0.91
$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Cr}^0 + 3\text{OH}^-$	-1.3
$\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cr}^0 + 2\text{OH}^-$	-1.4
$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}^0 + 4\text{OH}^-$	-1.2
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.33
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0.945
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0.13
$\text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Mo}^0 + 4\text{H}_2\text{O}$	0.154
$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{W}^0 + 4\text{H}_2\text{O}$	0.05

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

Закінчіть рівняння реакцій:

- $\text{CrO}_2\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- $\text{CrCl}_3 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3+} + \text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow$
- $\text{Cr}^{3+} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{CrO}_2^- + \text{ClO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}^+ \rightarrow$
- $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Zn} + \text{H}^+ \rightarrow$
- $\text{MoS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{MoCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{WO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_{12} + \dots$
- $\text{W} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{S} + \text{H}^+ \rightarrow$
- $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \rightarrow$
- $\text{FeWO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{Mo} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \text{ (розплав)} \rightarrow$
- $\text{C} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Mo} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Cr} + \text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{KCrO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{MoO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{WO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{CrCl}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \text{ (efip)} \rightarrow$
- $\text{CrO}_2^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow$
- $\text{W} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Zn} + \text{MoO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$
- $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ p} \rightarrow$
- $\text{MoO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{MoO}_2\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{Zn} + \text{OH}^- \rightarrow$
- $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{MoF}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{CrCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_5 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{WOF}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$

- | | |
|---|--|
| 22. $W + KNO_3 + KOH \rightarrow$ | 77. $MoO(OH)_3 + CO_2 \rightarrow$ |
| 23. $Pb(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 \rightarrow$ | 78. $MoS_3 + O_2 \rightarrow$ |
| 24. $CrCl_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow$ | 79. $WF_6 + KF \rightarrow$ |
| 25. $WO_2Cl_2 + H_2O \rightarrow$ | 80. $WF_6 + H_2O \rightarrow$ |
| 26. $PO_4^{3-} + MoO_4^{2-} + H^+ \rightarrow$ | 81. $Na_2MoS_3 + HCl \rightarrow$ |
| 27. $MoS_2 + O_2 \rightarrow$ | 82. $Ba(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow$ |
| 28. $CuCl + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$ | 83. $Pb(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow$ |
| 29. $Cr_2O_3 + K_2S_2O_7 \rightarrow$ | 84. $CrCl_3 + Na_2HPO_4 \rightarrow$ |
| 30. $Cr_2S_3 + H_2O \rightarrow$ | 85. $CrCl_3 + NaAc + H_2O \rightarrow$ |
| 31. $CrCl_2 + H_2O \rightarrow$ | 86. $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 32. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t} \rightarrow$ | 87. $[Cr(NH_3)_6]Cl_2 + H_2O \rightarrow$ |
| 38. $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl \rightarrow$ | 88. $Cr_2O_3 + Cl_2 + C \rightarrow$ |
| 39. $Na_2CrO_4 + (NH_4)_2S + H_2O \rightarrow$ | 89. $K_2Cr_2O_7 + C_2H_5OH + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 40. $CrO_3 + HCl_r \rightarrow$ | 90. $SnCl_2 + Na_2WO_4 + HCl \rightarrow$ |
| 41. $CrO_3 + HCl_k \rightarrow$ | 91. $KMnO_4 + CrCl_3 + HCl \rightarrow$ |
| 42. $Mo + HNO_3 \rightarrow$ | 92. $Cr + HCl \rightarrow$ |
| 43. $Na_2CrO_4 + NaBr + HCl \rightarrow$ | 93. $K_2Cr_2O_7 + HCl_k \rightarrow$ |
| 44. $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} + OH^- \rightarrow$ | 94. $MoF_4 + H_2 \rightarrow$ |
| 45. $(NH_4)_2MoO_4 + (NH_4)_2S \rightarrow$ | 95. $Cr + HNO_3_p \rightarrow$ |
| 46. $CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow$ | 96. $Cr + HNO_3_k \rightarrow$ |
| 47. $CrCl_3 + H_2O \rightarrow$ | 97. $Ba(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow$ |
| 48. $MoO_3 + H_2 \rightarrow$ | 98. $K_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| 49. $Cr + CO \rightarrow$ | 99. $MoO_4^{2-} + Sn^{2+} + H^+ + SCN^- \rightarrow$ |
| 50. $Fe(CrO_2)_2 + C \rightarrow$ | 100. $AgNO_3 + Na_2WO_4 \rightarrow$ |

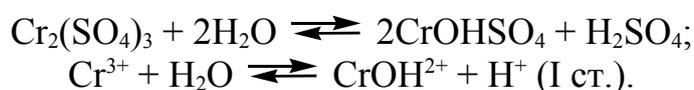
ЗРАЗОК ОФОРМЛЕННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Завдання 1

Визначте реакцію середовища в розчині хром(III) сульфату. Як зміниться рН розчину: а) при його нагріванні; б) при додаванні водного розчину аміаку. Усі рівняння реакцій написати в молекулярному та іонному вигляді.

Розв'язок

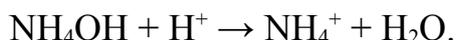
При додаванні до розчину $Cr_2(SO_4)_3$ лакмусу з'являється червоне забарвлення. Це вказує на те, що рН розчину менше 7, тобто сіль хрому(III) гідролізує з утворенням кислого середовища:



а) Нагрівання розчину солі хрому(III) призводить до посилення гідролізу. Це пояснюється тим, що гідроліз – процес ендотермічний, тому, відповідно до принципу Ле Шательє, підвищення температури буде зміщувати рівновагу в бік продуктів гідролізу. Внаслідок цього, рН розчину зменшується і можливе випадання осаду гідроксиду хрому(III):



б) Додавання водного розчину аміаку призводить до зв'язування протонів, які утворюються внаслідок гідролізу:



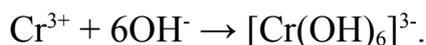
Завдяки цьому рівновага гідролізу зміщується в бік прямої реакції і випадає осад гідроксиду хрому(III).

Завдання 2

Експериментально здійснити перетворення: $\text{Cr}^{3+} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, для чого скористайтесь кислотою, лугом, гідроген пероксидом. Доведіть можливість перебігу окисно-відновних реакцій за стандартних умов.

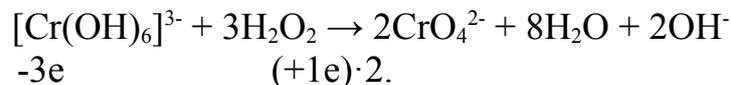
Розв'язок

1. До розчину солі хрому(III) додамо луг:



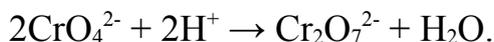
Розчин забарвлюється в зелений колір внаслідок утворення гідроксохромату.

2. У пробірку додаємо H_2O_2 , спостерігаємо забарвлення розчину в жовтий колір:



$E_{\text{PC}} = E(\text{ок}) - E(\text{відн}) = 0,88 - 0,945 < 0$, за стандартних умов реакція не піде, але якщо додати H_2O_2 до дуже розведеного гідроксохроміту, реакція відбудеться.

3. Додаємо у пробірку з хроматом кислоту, колір розчину змінюється з жовтого на жовто-гарячий:



СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2002. – С. 371-388.
2. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – М.: Химия, 1974. – С. 323-335.
3. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Неорганическая химия. – М.: Химия, 1994. – С. 527-545.
4. Угай Я.Л. Неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 334-349.

