

12 група (Zn, Cd, Hg)

проф. В'юник І. М.

Хімічний факультет
Харківський національний університет імені В.Н. Каразіна
Кафедра неорганічної хімії

Електронна будова та характеристики атомів

- Група цинку (Zn, Cd, Hg) — 12 група Періодичної системи — повні електронні аналоги $(n-1)d^{10}ns^2$. d^{10} електронна конфігурація завершена, дуже стійка.
- На відміну від елементів Cu, Ag, Au, які передують Zn, Cd та Hg — не можуть втрачати більше 2-х електронів і окиснюватися до більш високого стану, чим двозарядний.
- Останнє обумовлюється надзвичайно високими значеннями третіх потенціалів іонізації. Цинк і його аналоги відрізняються від решти d - елементів, так як вони не утворюють сполук, в яких d - шар був би незаповненим. В цьому відношенні вони проявляють схожість з p - елементами великих періодів.
- Від перехідних елементів вони відрізняються і в інших відношеннях (не дивлячись на те, що вони є металами — усі вони м'яккі, легкоплавкі, більш електропозитивні, чим їх сусіди в перехідних рядах).

Електронна будова та характеристики атомів

- Проте є і деяка схожість з перехідними елементами в схильності елементів групи Zn до комплексоутворення, особливо з NH_3 , амінами, Hal^- і CN^- . За рекомендацією IUPAC не відносяться до перехідних елементів.

	Zn	Cd	Hg
$r_{\text{ат}}, \text{Å}$	1.39	1.56	1.60
$T_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	419	321	-39
$T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$	907	767	357
$I_1, \text{ев}$	9.39	8.99	10.43
$I_2, \text{ев}$	17.96	16.90	18.75
$I_3, \text{ев}$	39.70	37.47	32.43
ВЕН	1.65	1.69	2.00
$E^0, \text{вольт}$	-0.76	-0.40	0.85

Електронна будова та характеристики атомів

- У елементів гр. Zn два перші потенціали іонізації суттєво вищі, чим у елементів підгр. Ca. Це пояснюється проникненням зовнішніх ns^2 – електронів під екран $(n - 1)d^{10}$ – електронів.
- Зменшення I_1 при переході Zn \longrightarrow Cd обумовлено більшим значенням головного квантового числа n , подальше збільшення I_1 у Hg обумовлено проникненням $6s^2$ – електронів не лише під екран $5d^{10}$ – електронів, але і під екран із $4f^{14}$ – електронів.
- $(n - 1)d^{10}$ – електрони Zn та його аналогів, як і у інших d – елементів, здатні до участі в донорно–акцепторній взаємодії.

Електронна будова та характеристики атомів

- Внаслідок особливостей електронної структури можливість любого $d\pi$ – зв'язування між металом і лігандом значно слабкіша, чим у d – перехідних елементів.
При цьому в ряду $Zn^{2+} — Cd^{2+} — Hg^{2+}$ по мірі збільшення розмірів $(n - 1)d$ – орбіталей електронно–донорна здатність зростає.
- Zn і Cd по суті є гомологами, в той час як Hg помітно від них відрізняється як в елементарному стані, так і в хімічних сполуках.
- Висока стабільність $6s^2$ – електронної пари Hg накладає відбиток на всі її властивості і обумовлює суттєву відміну від Zn та Cd.
З цієї причини сполуки Hg в своїй більшості малостійкі. Зв'язок Hg–L в комплексних сполуках — ковалентний, особливо з КЧ = 2.

Електронна будова та характеристики атомів

- Zn та Cd — електропозитивні елементи, а Hg має більш високий потенціал іонізації, високий стандартний електродний потенціал і зазвичай меншу реакційну здатність. Такі властивості можна пояснити ефектом інертної пари, який проявляється також в хімічних властивостях Tl, Bi та Pb. Цей ефект обумовлений опором s^2 — електронної пари до відщеплення або до участі в утворенні ковалентного зв'язку.
- Іони Zn^{2+} , Cd^{2+} в багатьох відношеннях подібні до Mg^{2+} і утворюють з ним ряд ізоморфних солей.

Електронна будова та характеристики атомів

- Всі три елементи утворюють сполуки з ковалентними зв'язками, поляризуюча здатність іонів M^{2+} вища, чим можна було чекати на підставі порівняння величин їх радіусів з радіусами іонів підгрупи Ca.
- Це можна пояснити більшою легкістю викривлення d -заповненого шару їх іонів в порівнянні із структурою подібною інертним газам для іонів елементів підгрупи Ca.
- Відповідно до яскраво вираженої тенденції до утворення ковалентних зв'язків, Hg утворює велику кількість металорганічних сполук, стійких до дії вологи і повітря. Відповідні сполуки для Zn і Cd нестійкі і більш реакційноздатні.

Електронна будова та характеристики атомів

- Надзвичайно висока стабільність сполук Hg не свідчить про міцність зв'язків, які навпаки не міцні (54–217 кДж/моль). Високу стійкість можна пояснити за рахунок дуже низької спорідненості Hg до кисню.
- Вищий ступінь окиснення у елементів групи цинку — (+2).
- Головна відмінність від групового ступеню окиснення проявляється у вельми особливому випадку для Hg(I), коли утворюється радикал кластерного типу Hg_2^{2+} ($-\text{Hg}-\text{Hg}-$)²⁺. В радикалі атоми Hg зв'язані ковалентним зв'язком, ступінь окиснення приймають рівним (+1). КЧ(Hg) = 4, 6, 2, 5.
- В розтопах одержано також Cd_2^{2+} .

Розповсюдженість у природі

- Розповсюдженість у природі: Зустрічаються в природі у вигляді стабільних ізотопів:

	Zn	Cd	Hg
стабільних ізотопів	6	8	7
в земній корі % мол.	10^{-3}	$8 \cdot 10^{-6}$	$6 \cdot 10^{-7}$

- Штучно одержані також числені радіоактивні ізотопи.
- В живій природі — Zn (панцирі, подорожник, зуби).
- Найважливіші мінерали: ZnS — цинкова обманка, $ZnCO_3$ — благородний галмей, Zn_2SiO_4 — вілеміт, CdS — гринокіт, CdO — монтепоніт (рідко), HgS — кіноварь.
- Zn і його аналоги входять до складу поліметалічних руд.
- Hg зустрічається у самородному стані (Середня Азія).

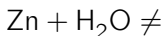
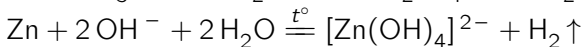
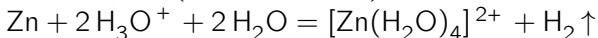
Фізичні та хімічні властивості простих речовин

- Властивості простих речовин: Zn, Cd, Hg — сріблясто-білі метали, легкоплавкі (419° , 321° , -39°), проводять струм і тепло, всі три мають гексагональну упаковку, мають помітну леткість.
- Особливо в цьому відношенні унікальна Hg ($\rho = 1.3 \cdot 10^{-3}$ мм. рт. ст. при 20°C), летка і токсична.
- Із величин нормальних окисно-відновних потенціалів видно, що Zn та Cd — електропозитивні метали, тоді як Hg — благородний метал.
- За своєю хімічною активністю Zn та його аналоги поступаються лужно-земельним металам.
- На противагу їм в групі цинку з ростом Z хімічна активність знижується. Про це свідчать зокрема і значення E^0 : Zn та Cd в ряду напруг знаходяться до водню, а Hg — після нього.

Фізичні та хімічні властивості простих речовин

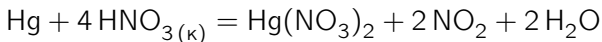
- У вологому повітрі Zn, Cd, Hg поступово покриваються оксидною плівкою і втрачають блиск.

- Zn — хімічно активний метал, легко розчиняється у кислотах та лугах (при нагріванні):



- Cd в лугах не розчиняється, а в кислотах менш енергійно, чим Zn.

- Hg розчиняється лише в кислотах окисниках. При цьому можуть утворюватися як похідні Hg^{2+} так і Hg_2^{2+} :



Фізичні та хімічні властивості простих речовин

- При дії на надлишок Hg розбавленої кислоти
$$6 \text{ Hg} + 8 \text{ HNO}_{3(\text{p})} = 3 \text{ Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$$
- $\text{Hg} + 2 \text{ H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
- По відношенню до HNO_3 і $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$ Zn та Cd ведуть себе значно активніше:
$$4 \text{ Zn} + 10 \text{ HNO}_{3(\text{p})} = 4 \text{ Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$$
- При нагріванні Zn і його аналоги вельми енергійно взаємодіють з активними неметалами:
$$2 \text{ Zn}(\text{Cd}) + \text{O}_2 = 2 \text{ Zn}(\text{Cd})\text{O}$$

Фізичні та хімічні властивості простих речовин

- $2 \text{Hg} + \text{O}_2 \xrightarrow{300-350^\circ} 2 \text{HgO}$ $2 \text{HgO} \xrightarrow{400^\circ} 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
- з Hal, S, P, Se:
 $\text{Hg} + \text{S} \xrightarrow{\text{зв. } t^\circ} \text{HgS}$ використовують для знищення розсіпаної Hg
 $\text{Hg} + \text{I}_2 \xrightarrow{\text{зв. } t^\circ} \text{HgI}_2$
- Протікання реакцій за звичайних умов пояснюється частково рідким агрегатним станом Hg, що полегшує контакт з S та I₂, а також великою міцністю зв'язків Hg=S та I-Hg-I.
- $\text{Zn} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t^\circ \text{ черв. каління}} \text{ZnO} + \text{CO}$

Фізичні та хімічні властивості простих речовин

- Zn, Cd, Hg легко утворюють сплави як один з одним, так і з другими металами.
- Амальгами (рідкі, тверді). Їх можна одержати при розтиранні або при простому перемішуванні Me з Hg.
- З лужними та лужно-земельними металами Hg утворює інтерметалічні сполуки (Hg_2Na).
- На розчинності Au в Hg засновано один із методів його вилучення із руди (амальгамний).
- Латунь — 60% Cu, 40% Zn, нейзільбер — 65% Cu, 20% Zn, 15% Ni, томпак — 90% Cu, 10% Zn і інші.

Добування Zn, Cd, Hg

- Добування Zn, Cd, Hg: на противагу лужно–земельним металам Zn та Cd у вільному стані можна одержати хімічним відновленням або електролізом розчинів їх сполук.
- Пірометалургійний спосіб одержання Zn та Cd із сульфідних руд проводять в дві стадії:
 - 1 обпалення $2 \text{ZnS} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{ZnO} + 2 \text{SO}_2$
 - 2 відновлення оксидів вугіллям $\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO}$
- Оскільки температури кипіння Zn і особливо Cd — низькі, вони під час пірометалургійного процесу можуть випаровуватися, а потім осідати у вигляді пилу, який збирають в спеціальних камерах (пиллових).

Добування Zn, Cd, Hg

- Через низьку термічну стабільність HgO відразу ж утворюється Hg:
$$\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{Hg} + \text{SO}_2$$
- Цинк зазвичай одержують гідрометалургійним методом. Для цього обпалену руду розчиняють у розведеній H_2SO_4 , а одержаний розчин ZnSO_4 піддають електролізу.
- Кадмій може бути виділений перед електролізом порошкообразним цинком (Cd — супутній Zn):
$$\text{Zn}_{\text{пор}} + \text{Cd}^{2+} = \text{Cd} + \text{Zn}^{2+}$$

Застосування Zn, Cd, Hg

- Застосування Zn, Cd, Hg: Zn для оцинкування заліза (запобігає корозії), гальванічні елементи, сплави (латунь, том-пак), для одержання водню, відновник (SiCl_4 , BCl_3), для одержання Au та Ag в ціанідному способі:
$$2[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \text{Zn} = 2\text{Au} + [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$$
- Cd — легкоплавкі сплави, гальванічні покриття (кадмування), регулюючі стержні атомних реакторів (захвачує нейтрони), електроди лужних акумуляторів, елемент Вестона, твердий припой.

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

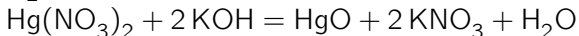
- Сполуки елементів групи Zn (II): Для Zn^{2+} — КЧ = 4, а для Cd^{2+} — 6, що відповідає sp^3 – та sp^3d^2 – гібридизації орбіталей.
- Для сполук Hg^{2+} приблизно однаково характерні лінійне (sp –), тетраедричне (sp^3 –) та октаедричне (sp^3d^2 –) розміщення зв'язків.
- На відміну від елементів підгрупи Ca в групі Zn зі збільшенням Z елемента стійкість однотипних бінарних сполук падає.

Про це можна судити, наприклад, по характеру зміни значень енергії Гібса утворення оксидів, сульфідів:

ZnO	CdO	HgO	ZnS	CdS	HgS
$-318 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$-226 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$-58.5 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$-198 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$-139 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$-49 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

- Особливо помітно стабільність падає при переході від Cd до Hg. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ та $\text{Cd}(\text{OH})_2$ — стабільні, а $\text{Hg}(\text{OH})_2$ — невідомий, т. як при утворенні розкладається на HgO та H_2O .



- Для Hg (II) невідомий і карбонат.
- Температура розпаду ZnO — 1950°C , CdO — 1813°C , а HgO — 400°C .
- Малостійкі також Hg_3N_2 , HgC_2 — розкладаються з вибухом. Співпадіння сильної поляризуючої дії з порівняно легкою власною деформованністю, особливо є характерним для катіонів з 18 електронним зовнішнім шаром.

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

- Завдяки стабільності конфігурації $(n-1)d^{10}$ більшість похідних Zn(II) та його аналогів безбарвні.
- Серед забарвлених сполук відмітимо CdO — коричньовий, HgI₂ — червоний, CdS — жовтий, HgS — існує у вигляді двох модифікацій — чорної та червоної. HgS, який одержують при звичайних обмінних реакціях — чорного кольору, а при возгонці (сублімації) → в червону модифікацію (кіноварь).

В залежності від дисперсності HgO може бути червоного або жовтого кольору.

- Розчинність у воді. Серед сполук елементів групи Zn у воді розчинні галогеніди (крім ZnF₂, HgBr₂, HgI₂), сульфати, нітрати.

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Акво- та амінокомплекси

- При розчиненні сполук E^{2+} , а також при взаємодії EO та $E(OH)_2$ з кислотами, утворюються стабільні аквокомплекси типу $[E(H_2O)_4]^{2+}$ та $[E(H_2O)_6]^{2+}$.
- Тому для солей елементів групи Zn характерні кристалогідрати: $Zn(NO_3)_2 \cdot 6 H_2O$, $ZnSO_4 \cdot 7 H_2O$, $Cd(NO_3)_2 \cdot 4 H_2O$, $Hg(NO_3)_2 \cdot 2 H_2O$, $Hg(ClO_4)_2 \cdot 6 H_2O$ і т. д.
- Серед інших катіонних комплексів найбільш стійкими є амінокомплекси типу $[E(NH_3)_4]^{2+}$ та $[E(NH_3)_6]^{2+}$. Вони легко утворюються при дії NH_3 на розчини солей:
$$ZnSO_4 + 4 NH_3 = [Zn(NH_3)_4]SO_4$$

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Акво- та амінокомплекси

- Утворенням амінокомплексів пояснюється легка розчинність $E(OH)_2$ в присутності NH_3 :
$$Cd(OH)_2 + 6 NH_3 = [Cd(NH_3)_6](OH)_2$$

- По відношенню своїх сполук до NH_3 Hg значно відрізняється від Zn^{2+} та Cd^{2+} .

Комплексні продукти приєднання NH_3 за аналогічним іонам Zn^{2+} і Cd^{2+} типом (механізмом) не характерні для іона Hg^{2+} і утворюються лише в присутності надлишку міцного розчину солей амонію.

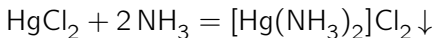
- За цих умов було одержано $[Hg(NH_3)_4](NO_3)_2$, $[Hg(NH_3)_4]SO_4$, $[Hg(NH_3)_4](ClO_4)_2$.

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

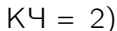
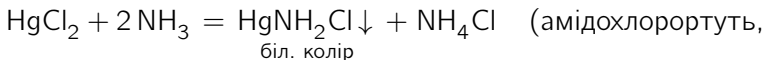
Акво- та амінокомплекси

- Відомо три продукти реакції взаємодії HgCl_2 з амоніаком, при чому вони утворюються у співвідношеннях, які залежать від умов реакції: $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$, HgNH_2Cl , $\text{Hg}_2\text{NCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$.

- Із концентрованого розчину NH_4Cl осаджується аміаком плавкий білий преципітат



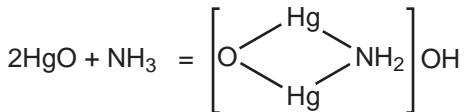
- Більш типовим для Hg^{2+} є утворення продуктів заміщення водню в молекулі NH_3 , яке легко іде при дії NH_3 на різні сполуки ртуті в розбавлених розчинах:



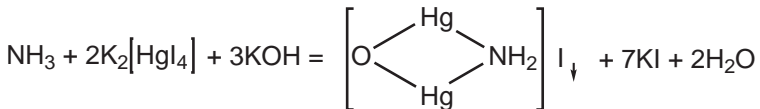
Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Акво- та амінокомплекси

- Серед інших продуктів взаємодії похідних Hg^{2+} з NH_3 дуже характерні різні солі імідної основи, яка відповідає формулі $\text{HN}(\text{HgOH})_2$. Сама основа може бути одержана за реакцією:



- Найбільш відома сіль основи Мілона — коричневий іодид NONHgNHNHgI

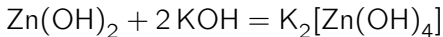


- В якісному аналізі, відкриття NH_3 — реактив Неслера.

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

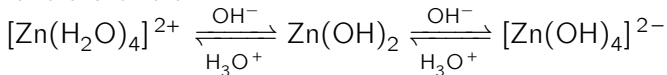
Цинкати, кадмати та гідраргірати

- Цинк та його аналоги утворюють різного роду цинкати, кадмати та гідраргірати



- Кислотно–основні властивості оксидів і гідроксидів елементів групи Zn закономірно змінюються від амфотерних у Zn до основних — у Hg. CdO та Cd(OH)₂ — слабкоамфотерні.

- Амфотерний характер Zn(OH)₂ можна представити слідуючою схемою:



Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Цинкати, кадмати та гідраргірати

- $\text{Cd}(\text{OH})_2$ проявляє кислотні властивості в меншій мірі, чим $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Однак при довгому кип'ятінні $\text{Cd}(\text{OH})_2$ в концентрованих лугах утворюються гідроксикадмати: $\text{K}_4[\text{Cd}(\text{OH})_6]$, $\text{Ba}_2[\text{Cd}(\text{OH})_6]$.
- Найбільш міцні комплекси з π - акцепторними лігандами CN^- типу $[\text{E}(\text{CN})_4]^{2-}$, які легко утворюються при дії на розчини солей $\text{E}(\text{II})$ основного ціаніду.
- Осади $\text{E}(\text{CN})_2$, що утворюються спочатку, розчиняються в надлишку основного ціаніду:
$$2 \text{KCN} + \text{E}(\text{CN})_2 = \text{K}_2[\text{E}(\text{CN})_4]$$

Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Цинкати, кадмати та гідраргірати

- Внаслідок посилення здатності до π - дативної взаємодії в ряду $\text{Zn}^{2+} - \text{Cd}^{2+} - \text{Hg}^{2+}$ стабільність комплексів з лігандами, здатними бути акцепторами електронних пар зростає:

	$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	ZnI_4^{2-}	CdI_4^{2-}	HgI_4^{2-}
$K_{\text{нест.}}$	1	$9 \cdot 10^{-3}$	$8.5 \cdot 10^{-16}$	220	$9 \cdot 10^{-7}$	$1.8 \cdot 10^{-30}$

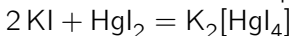
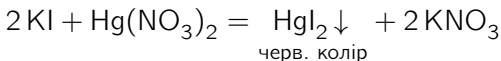
- З цієї ж причини стабільність галогенідних комплексів Hg^{2+} в ряду $\text{F}^- - \text{Cl}^- - \text{Br}^- - \text{I}^-$ зростає:

	HgCl_4^{2-}	HgBr_4^{2-}	HgI_4^{2-}
$K_{\text{нест.}}$	$8.5 \cdot 10^{-16}$	$2 \cdot 10^{-22}$	$1.8 \cdot 10^{-30}$

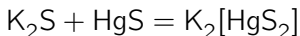
Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Цинкати, кадмати та гідраргірати

- Таким чином, якщо комплексні галогеніди Zn(II) за стабільністю відносяться до подвійних солей, то комплексні галогеніди Hg²⁺ дуже стійкі і легко утворюються в розчинах.



- Аналогічно можна пояснити здатність HgS розчинятися у розчинах основних сульфідів:

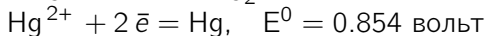
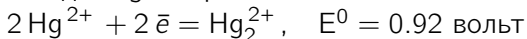


- Відомі численні похідні аніонних комплексів типу $\text{M}_2\text{E}(\text{CNS})_4$, $\text{M}_2[\text{E}(\text{SO}_3)_2]$, $\text{M}_2[\text{E}(\text{NO}_3)_4]$ за своєю стабільністю належать до подвійних солей.

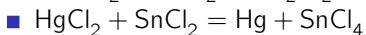
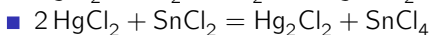
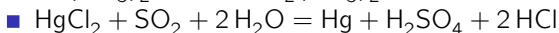
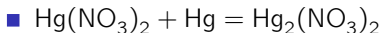
Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Окисна здатність похідних Hg²⁺

- Похідні Hg²⁺ проявляють властивості окисника:



- Наприклад:



Властивості сполук Zn, Cd, Hg (+2)

Гідроліз солей Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+}

- Розчинні солі елементів підгрупи Zn піддаються гідролізові
 - $2Hg(NO_3)_2 + H_2O = Hg_2O(NO_3)_2 + 2HNO_3$
 - $Hg^{2+} + H_2O = HgOH^+ + H^+$
 - $4Zn(CH_3COO)_2 + H_2O = Zn_4O(CH_3COO)_6 + 2CH_3COOH$
- $HgCO_3$ не одержано через гідроліз.
- При одержанні карбонату Zn утворюється $ZnCO_3 \cdot Zn(OH)_2$
- $ZnCl_2 + 2H_2O = H_2[Zn(OH)_2Cl_2]$ травлена соляна кислота
- Автокомплексоутворення $3CdI_2 \rightleftharpoons Cd(CdI_3)_2$ в дуже розбавлених розчинах
- Тенденція до комплексоутворення зростає для Zn:
 $I \longrightarrow Br \longrightarrow Cl$, $Cd - Hg$, $Cl - Br - I$.

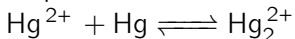
Властивості сполук Hg_2^{2+}

- Сполуки Hg_2^{2+} : Хімічні властивості Hg відрізняються від властивостей Zn та Cd не лише тим, що Hg у вільному стані та її сполуки — інертні, але також і існуванням іона Hg_2^{2+} , який легко утворюється при відновленні солей Hg(II) та знову легко окиснюється.
- Відомо багато фактів, які указують на двоядерну природу іона Hg_2^{2+} :
 - 1 Сполуки ртуті діамагнітні як в твердому стані, так і в розчинах (іон Hg^+ повинен мати один електрон),
 - 2 Рентгенографічне вивчення будови показало, що відстань Hg—Hg далека від постійної і намагається скоротитися (а зв'язок зміцнитися) зі зменшенням тенденції до утворення цим іоном ковалентного зв'язку.

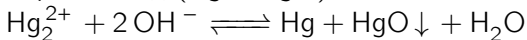
Властивості сполук Hg_2^{2+}

Солі однозарядної ртуті

- Число стійких сполук Hg_2^{2+} дуже обмежене. Солі однозарядної ртуті найкращим чином зберігаються у сухому виді. В розчині їх можна зберегти лише разом з металічною Hg . У відсутності Hg іон Hg_2^{2+} окиснюється до Hg^{2+} . Про відносну стійкість іонів Hg_2^{2+} у присутності Hg можна судити за рівновагою



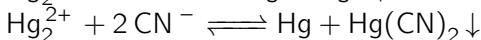
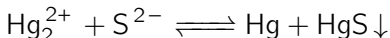
- Любі реагенти, які зменшують концентрацію Hg^{2+} викликають диспропорціонування Hg_2^{2+} .
- Так при додаванні OH^- до розчину Hg_2^{2+} утворюється чорний осад ($\text{Hg} + \text{HgO}$):



Властивості сполук Hg_2^{2+}

Солі одноступенчатої ртуті

- Аналогічно:



- Для Hg_2^{2+} відомі: Hg_2O , Hg_2Hal_2 , $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ і інші.
- Більшість похідних $\text{Hg}(\text{I})$ безбарвні і трудно розчинні сполуки в H_2O . Добре розчиняється $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, який є основною вихідною речовиною для одержання похідних $\text{Hg}(\text{I})$. $\text{Hg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$.

Властивості сполук Hg_2^{2+}

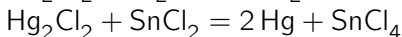
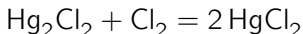
Солі однозарядної ртуті

- Порівнюючи здатність до комплексоутворення катіонів Hg_2^{2+} та Hg^{2+} легко відмітити, що вона значно вища у Hg_2^{2+} .
- Тому сполуки Hg_2^{2+} менш стійкі, чим Hg^{2+} .
При дії окисників вони перетворюються $\rightarrow \text{Hg}^{2+}$, при нагріванні або при дії активних лігандів — диспропорціонують
 $\text{Hg}_2\text{O} = \text{HgO} + \text{Hg}$ частково уже при кімн. t°
 $2\text{KI} + \text{Hg}_2\text{I}_2 = \text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{Hg}$

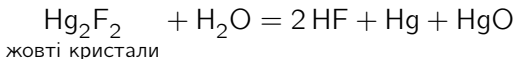
Властивості сполук Hg_2^{2+}

Окисно-відновні властивості

- Сполуки Hg_2^{2+} в залежності від умов проявляють властивості відновника та окисника:



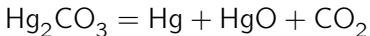
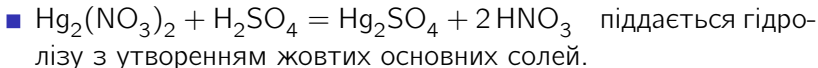
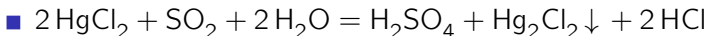
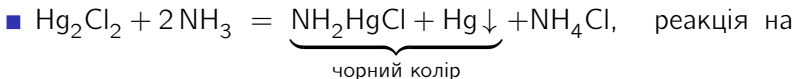
- Галогеніди Hg(I) :



- В ряду $\text{F}^- \longrightarrow \text{I}^-$ зменшується стабільність та розчинність.
- $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{Hg} + \text{HgCl}_2$, Hg_2Cl_2 у воді не розчиняється. білі крист.

Властивості сполук Hg_2^{2+}

Окисно-відновні властивості



Властивості сполук Zn, Cd, Hg

- Сполуки Zn, Cd та Hg отруйні! При отруєнні Cd уражаються нирки і з'являється емфізема легенів, анемія, ураження печінки. Сулема: 0.3 г. смертельна доза.
- При гострому отруєнні вживати блювотне, молоко, яйця.
- Hg_2Cl_2 — не отруйна.

Застосування сполук Zn, Cd, Hg

- Застосування сполук цинку і його аналогів дуже різноманітне.
- ES — мінеральна фарба, $HgCl_2$, Hg_2Cl_2 — в медицині, сполуки цинку також.
- Цинкові білила, ZnO — присипка, пасти, мазі, каталізатор.