

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

навчальної дисципліни «Хімія»
вибіркових компонент
освітньої програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти

272 Авіаційний транспорт
(Технічне обслуговування та ремонт повітряних суден і авіадвигунів)

за темою - Основні класифікації неорганічних сполук.

Кременчук 2023

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 30.08.2023 № 7

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Протокол від 28.08.2023 № 1

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 29.08.2023 № 7

Розглянуто на засіданні циклової комісії авіаційного транспорту , протокол
від 28.08.2023 № 1

Розробник:

*Викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки,
спеціаліст вищої категорії, к. х. н., доцент Козловська Т. Ф.*

Рецензенти:

- 1. Викладач циклової комісії аеронавігації Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного університету внутрішніх справ, спеціаліст
вищої категорії, викладач-методист, кандидат технічних наук, старший
науковий співробітник Тягній В. Г.;*
- 2. Завідувач кафедри технологій аеропортів Національного авіаційного
університету, доктор технічних наук, професор Тамаргазін О. А.*

План лекції:

1. Фізико - хімічні властивості кислот, солей та основ. Зв'язок між класами неорганічних сполук.

Література:**Основна**

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с. URL: <http://elartu.tntu.edu.ua/handle/lib/28898> (дата звернення: 25.07.2023)
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с. URL: https://caravela.com.ua/index.php?route=product/product&product_id=174 (дата звернення: 16.11.2023)
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія : Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)

Додаткова

8. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с. URL: <https://ru.scribd.com/document/655105683/%D0%9D%D0%B5%D0%BE%D1%80%D0%B3%D0%B0%D0%BD%D1%96%D1%87%D0%BD%D0%B0-%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%8F-%D0%9F%D1%96%D0%B4%D1%80%D1%83%D1%87%D0%BD%D0%B8%D0%BA> (дата звернення: 12.11.2023)
9. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ «КП», 2013. 332 с.
10. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
11. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключова; за заг. ред. Є. Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
12. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Текст лекції

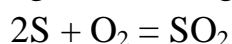
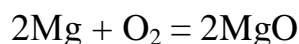
1. Фізико - хімічні властивості кислот, солей та основ. Зв'язок між класами неорганічних сполук.

Оксиди – це складні з'єднання, що складаються з двох елементів один з яких кисень.

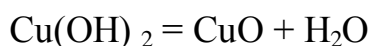
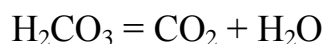
Наприклад: CaO , SiO_2 , SO_3 , Al_2O_3

Отримання оксидів:

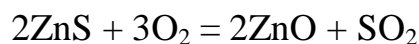
1. При безпосередній взаємодії елементів з киснем:



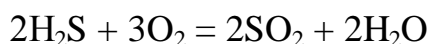
2. При розкладанні кислот, основ, солей:



3. При обжигу сульфідів:



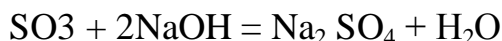
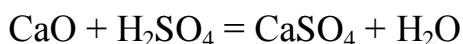
4. При спалюванні водневих з'єднань:



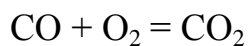
Типи оксидів.

Оксиди підрозділяються на *солеутворюючі (солетворні)*, *несолетвірні (інертні)*.

Солеутворюючі оксиди CaO , MgO , SO_2 , SO_3 , SiO_2 при взаємодії з кислотами і основами утворюють солі:

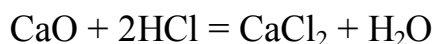
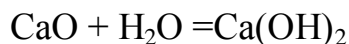


Несолеутворюючі (інертні) оксиди NO , CO не утворюють солей, але вступають в хімічні реакції:



Залежно від хімічних властивостей солеутворюючі оксиди підрозділяють на три типи: основні, кислотні і амфотерні.

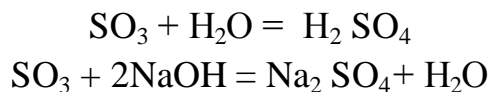
Основні оксиди – це оксиди, гідрати яких є підставами або взаємодіючі з кислотами з утворенням солей.



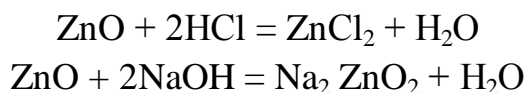
До складу основних оксидів входять типовий або перехідної метал, якщо він проявляє низький (+) позитивний ступінь окислення, наприклад: CrO ,

TiO.

Кислотні оксиди— це оксиди, гідрати яких є кислотами або взаємодіючі з підставами з утворенням солі.



До складу кислотних оксидів входять неметал або перехідної метал, якщо він проявляє вищий (+) ступінь окислення. Наприклад, CO, SiO, CrO₃, Mn₂O₇.
Амфотерні оксиди— це оксиди, що володіють властивостями як основних, так і кислотних оксидів або створюючи солі при взаємодії як з кислотами так і з основами.



До складу амфотерних оксидів входить метал, що володіє амфотерними властивостями, а також перехідної метал, що проявляє більш високі (+) ступені окислення.

Наприклад: Al₂O₃, Cr₂O₃, TiO₂, MnO₂.

Тип оксиду визначається положенням елементів, їх створюючих, в періодичній системі. У періодах біля елементів головної підгрупи зліва направо у зв'язку із зменшенням атомного розпаду відбувається ослаблення основних і наростання кислотних властивостей оксидів. Так, наприклад, для елементів третього періоду:

<i>Na₂O, Mg</i>	<i>Al₂O₃</i>	<i>SiO₂, P₂O₅, SO₃, Cl₂O₇</i>
<i>Основні</i>	<i>амфотерний</i>	<i>кислотні</i>

У групах біля елементів головних підгруп зверху вниз у зв'язку із зростанням атомного розпаду спостерігається посилення основних властивостей оксидів.

Наприклад, для елементів третьої групи.

<i>B₂O₃</i>	<i>кислотний</i>
<i>Al₂O₃</i>	<i>амфотерні Ga₂O₃</i>
<i>In₂O₃</i>	<i>основні Tl₂O₃</i>

Біля елементів побічних підгруп (перехідні метали) характер зміни властивостей оксидів в періодах і групах складніший. З підвищенням їх ступеня окислення відбувається ослаблення основних і наростання кислотних властивостей, утворюваних ними оксидів.

Наприклад:

<i>MnO, Mn₂O₃</i>	<i>MnO₂</i>	<i>MnO₃, Mn₂O₇</i>
<i>Основні</i>	<i>амфотерний</i>	<i>кислотні</i>

По агрегатному полягання оксиди підрозділяються на тверді, рідкі і газоподібні.

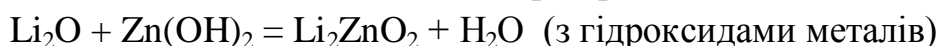
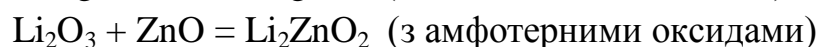
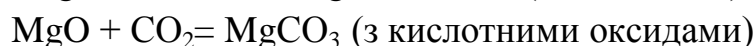
Тверді: CaO , MgO , SiO_2 , P_2O_5 . Рідкі: N_2O_3 , N_2O_4

Газоподібні: SO_2 , NO , SO_3 , CO_2

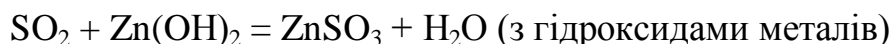
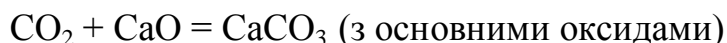
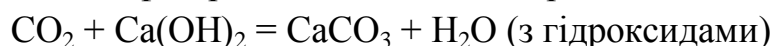
Також оксиди діляться на розчинні і нерозчинні у воді. Розчинні у воді оксиди утворюють підстави.

Реакції, характерні для кожного типу оксидів

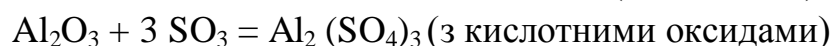
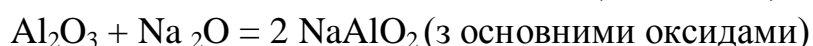
Для основних оксидів характерні реакції взаємодії з кислотними оксидами, кислотами а також амфотерними оксидами і гідроксидами:



Для кислотних оксидів характерні реакції з основами і основними оксидами, а також з амфотерними оксидами і гідроксидами:



Для амфотерних оксидів характерні реакції – з основами і основними оксидами, з кислотами і кислотними оксидами.



Назва оксидів походить від основного елементу становить оксид з вказівкою ступеня окислення (якщо вона змінна).

Наприклад: MgO – оксид магнію (II), SO_2 – оксид сульфуру (IV), CuO – оксид міді (I).

Основи

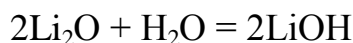
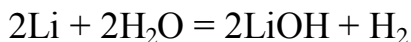
Основи – це складні з'єднання, в яких атоми електропозитивних елементів пов'язані з гідроксогрупами (OH). Наприклад: NaOH , Ca(OH)_2 і т.д.

Основи (гідроксиди) бувають розчинні і нерозчинні у воді. Розчинні у воді основи називають лугами. До лугів відносяться, освічені елементи ІА і ІІА групи (виключення Be, Mg).

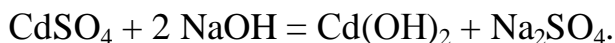
По числу гідроксогруп основи підрозділяються на одно – (з однією

групою OH-) і багатокислотні (з декількома групами OH-)

Отримання. Розчинні у воді основи одержують при взаємодії активних металів і їх оксидів з водою:

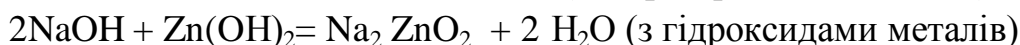
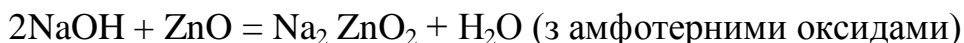
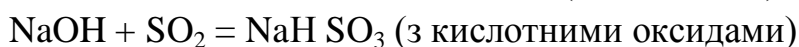


Нерозчинні у воді гідроксиди одержують при дії лугів на солі:



Хімічні властивості основ.

Характерними реакціями для основ є реакції взаємодії з кислотами і кислотними оксидами, а також амфотерними оксидами і гідроксидами.



Гідроксиди також взаємодіють з солями:

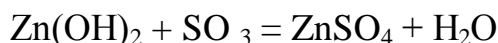


Назва основ походить від слова гідроксид і назва металу з вказівкою ступеня окислення, якщо вона змінна.

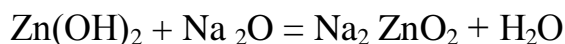
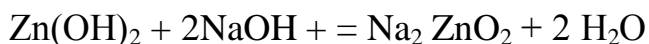
Амфотерні гідроксиди – це складні з'єднання, які залежно від умов проявляють властивості як кислот, так і основ (подвійні властивості).

Наприклад: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$.

По відношенню до кислот і кислотних оксидів вони поведуться як основи:



По відношенню до основ і основних оксидів поведуться як кислоти:

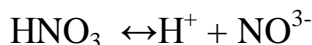


Кислоти. Графічні формули.

Кислоти – це складні речовини, до складу яких входять атоми водню, пов'язані з кислотними залишками.

Наприклад, H_2SO_4 , HNO_3 , HCl .

З погляду теорії електролітичної дисоціації кислоти – це з'єднання, при дисоціації яких утворюються (+) заряджені іони гідрогену H^+ . Наприклад, електролітична дисоціація нітратної кислоти:



По числу атомів водню, що входять в їх склад, кислоти підрозділяються на одно (з одним іоном H^+) – і багато основні (з декількома H^+).

Наприклад, HNO_3 – одноосновна, H_2SO_4 – двоосновна, H_3PO_4 – трьохосновна.

Група атомів, що утворюється в результаті відщеплювання одного або декількох атомів гідрогену в молекулі кислоти, називається **кислотним залишком**. Заряд кислотного залишку визначається числом відщеплених атомів гідрогену і завжди має заряд (-).

Наприклад: HNO_3 ($-\text{NO}_3^-$), H_3PO_4 ($-\text{PO}_4^{3-}$)

Кислоти бувають безкисневі і кисневмісні.

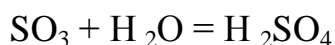
Наприклад, HCl , HF , HCN (без кисневі кислоти)

H_2SO_4 , HNO_3 (кисневмісні)

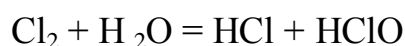
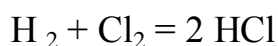
Отримання кислот

Кислоти одержують:

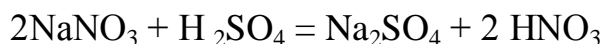
1. При безпосередній взаємодії кислотних оксидів з водою:



2. При безпосередній взаємодії елементів з воднем або водою:

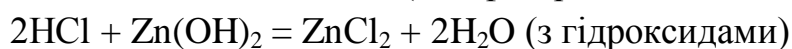
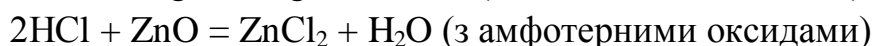
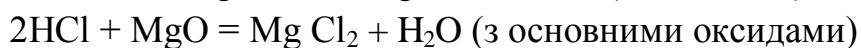


3. При взаємодії кислот з солями:

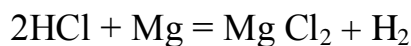


Хімічні властивості

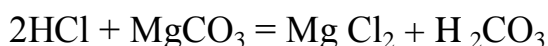
Характерними реакціями для кислот є реакції взаємодії з основами і основними оксидами, а також амфотерними оксидами і гідроксидами.



1. Кислоти взаємодіють з металами:



2. З солями:



Назва кислот

Назва безкисневих кислот походить від назви елементу, створюючого кислоту з приставлянням закінчення воднева:

HI – йодоводнева, H_2S – сірководнева

Назва кисневмісних кислот походить від назви елементу, створюючого кислоту, з надбавкою закінчення, що характеризує його ступінь окислення.

Якщо елемент утворює тільки одну кислоту, то її назва одержує закінчення а:

H_2CO_3 – карбонатна кислота, H_2SiO_3 – кремнієва кислота.

Якщо елемент утворює дві кислоти, то коли він проявляє низький ступінь окислення, назва кислоти одержує закінчення иста, овиста; а коли він проявляє вищий ступінь окислення – а, ова:

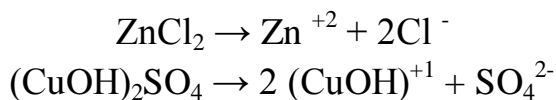
HNO_2 – нітритна (азотиста), HNO_3 – нітратна (азотн);

H_3AsO_3 – миш'яковиста, H_3AsO_4 – миш'якова

Типи солей та їх властивості

Солі – це складні речовини, що складаються з атомів металу або групи NH^{4+} , а також основних залишків, пов'язаних з кислотними залишками. Наприклад: ZnCl_2 , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$

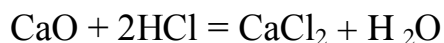
З погляду теорії електролітичної дисоціації солі – це електроліти, які при дисоціації утворюють в розчині негативно заряджені іони кислотних залишків.



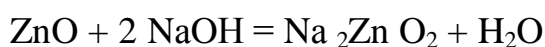
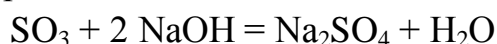
Отримання солей

Солі одержують при взаємодії:

1. Металів з неметалами: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
2. Металів з кислотами: $\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
3. Основних і кислотних оксидів: $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
4. Основних і амфотерних оксидів з кислотами:



5. Кислотних і амфотерних оксидів з основами:



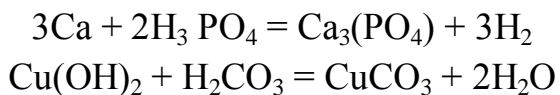
6. Основ з кислотами: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
7. Солей з основами: $\text{NiSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ni}(\text{OH})_2$
8. Солей з кислотами: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl}$
9. Солей з солями: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{CaS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
10. Металів з солями: $\text{Ca} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{CaSO}_4$

Типи солей

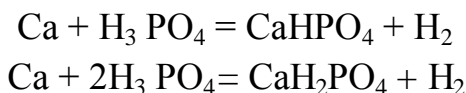
Залежно від складу розрізняють три типи солей: нормальні (середні), кислі, основні.

Нормальні (середні) солі – це продукт повного заміщення атомів гідрогену в молекулі кислоти на метал або гідроксильних груп в молекулі основи на кислотні залишки. Ці солі утворюються, коли метал і кислота або

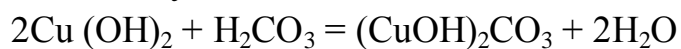
основа і кислота взяті в еквівалентних кількостях.



Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів водню в молекулі кислоти на метал. Ці солі утворюються, коли метал узятий в надлишку. Одноосновні кислоти кислих солей не утворюють.



Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп в молекулах багатокислотних основ кислотними залишками. Ці солі утворюються, коли кислота узята в недостатку.



Хімічні властивості

Солі взаємодіють:

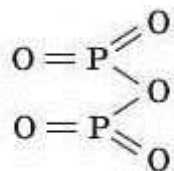
1. З основами: $\text{NiSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ni}(\text{OH})_2$
2. З кислотами: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl}$
3. З солями: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{CaS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
4. З металами: $\text{Ca} + \text{SiSO}_4 = \text{Si} + \text{CaSO}_4$

Графічні (структурні) формули. Вони показують положення атомів, що входять до складу з'єднання, на площини і послідовність їх з'єднання.

Для складання графічних формул необхідно визначити ступінь окиснення кожної частинки, що входить в дану молекулу. Одиничний заряд в графічній формулі визначається однією межею. Елементи, що мають однаковий знак заряду, між собою не з'єднуються, окрім перекисних сполук, вуглецевих сполучень.

Графічні формули оксидів

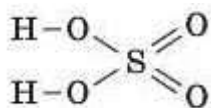
Наприклад, структурна формула P_2O_5



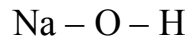
Графічні формули кислот

У кислотах кожен атом гідроген у через атом оксигену зв'язується з кислотоутворювачем.

Наприклад, структурна формула H_2SO_4 (сульфатної кислоти)



Графічні формули основ, наприклад NaOH (гідроксид натрію)



Графічні формули солей відображають, виходячи з початкових речовин з яких утворені солі. Наприклад: а), г) NaNO_3 ; б), д) Na_2SO_4 ; в), е) Na_3PO_4

