

Основні класи неорганічних сполук

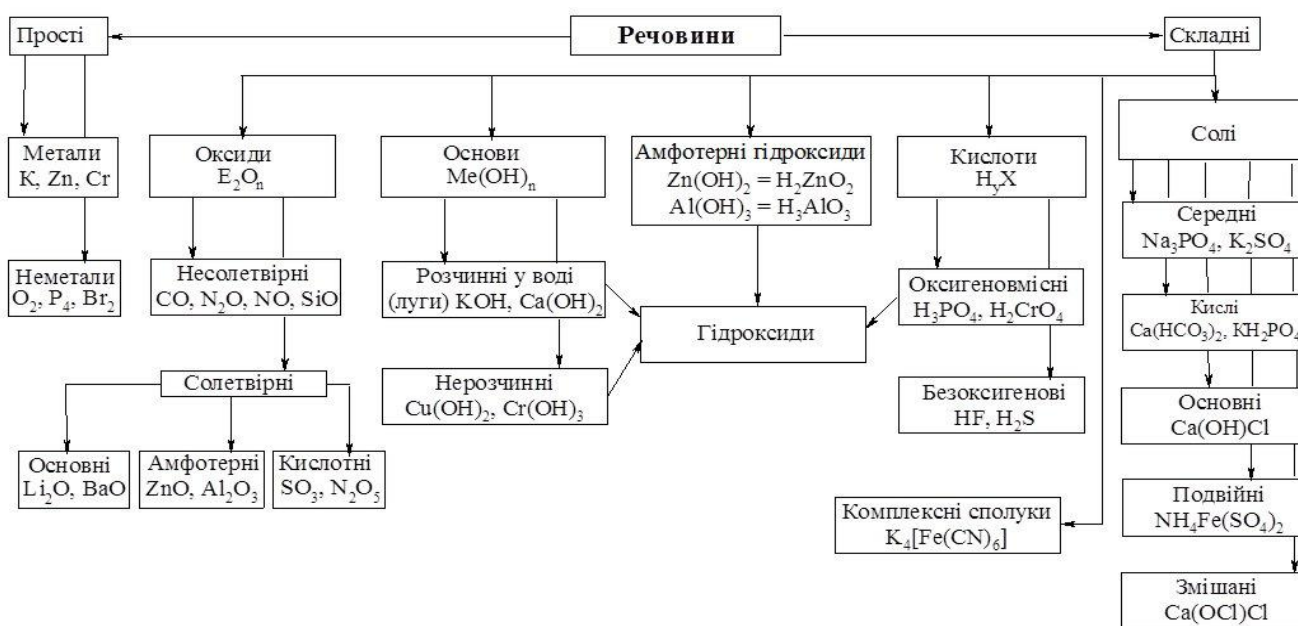
План

1. Оксиди, їх класифікація та загальна характеристика.
 - 1.1 Номенклатура оксидів.
 - 1.2 Добування оксидів.
 - 1.3 Основні оксиди, їхні хімічні властивості.
 - 1.4 Кислотні оксиди, їхні хімічні властивості.
 - 1.5 Амфотерні оксиди, їхні хімічні властивості.
2. Основи, їх класифікація та загальна характеристика.
 - 2.1 Номенклатура основ.
 - 2.2 Добування основ.
 - 2.3 Хімічні властивості основ.
3. Кислоти, їх класифікація та загальна характеристика.
 - 3.1 Фізичні властивості кислот.
 - 3.2 Хімічні властивості кислот.
 - 3.3 Добування кислот.
4. Солі, їх класифікація та загальна характеристика.
 - 4.1 Хімічні властивості солей, їх добування.

Неорганічні сполуки поділяють на класи за подібністю їхніх властивостей та будови. Усі речовини, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, поділяють на прості і складні.

Прості речовини складаються з одного елемента, включають метали і неметали. Прості речовини – це форма існування елементів у природі. Один і той самий елемент може утворювати кілька різних простих речовин – так звані *алотропні видозміни*. Здатність елемента утворювати алотропні видозміни зумовлена будовою атома, що визначає тип хімічного зв'язку, будову молекул і кристалів. Алотропні видозміни різняться за складом простої речовини даного елемента (кисень O_2 , озон O_3), а також розміщенням атомів у молекулах чи кристалах (Карбон у вигляді графіту й алмазу). Здатність утворювати кристали різної форми (*поліморфні видозміни*) характерна для складних речовин. Кожна алотропна (поліморфна) видозміна стійка лише за певних зовнішніх умов (температура, тиск).

Складні багатоелементні речовини поділяють на групи за кількістю елементів, що входять до їх складу (бінарні, тринарні, тетранарні тощо), або на класи за хімічними властивостями – функціональними ознаками (оксиди, основи, кислоти, солі тощо), характерними для цих речовин у хімічних реакціях. Поділ складних речовин за функціональними ознаками більш раціональний і полегшує вивчення їхніх хімічних властивостей. Найважливішими класами неорганічних сполук є: оксиди, основи, кислоти та солі. До бінарних сполук належать оксиди, галогеніди, нітриди, карбіди, гідриди тощо.



1. Оксиди, їх класифікація та загальна характеристика

Оксиди – це бінарні сполуки елементів з Оксигеном, у яких він виявляє ступінь окислення – 2. Характерні ознаки оксидів: ступінь окиснення Оксигену 2; атоми Оксигену не зв'язані між собою, а сполучаються лише з атомами інших елементів; атоми елемента, що утворює оксид, мають однаковий ступінь окиснення.

Не всі бінарні сполуки Оксигену є оксидами:

Речовина	Формула	Графічна формула	Ступінь окиснення Оксигену
гідроген пероксид	H_2O_2	H-O-O-H	-1
натрій пероксид	Na_2O_2	Na-O-O-Na	-1
оксиген флуорид	OF_2	F-O-F	+2

За хімічним характером оксиди поділяють на *несолетворні* і *солетворні*.

Несолетворні оксиди (індиферентні) – NO, N₂O, CO, SiO – це оксиди, які відносять до реакційно здатних сполук, але під час реакцій солі не утворюються. Вони не реагують з водою, кислотами й основами за звичайних умов (отже, до класу оксидів їх відносять умовно).

Солетворні оксиди – це оксиди, які утворюють солі. Солетворні оксиди поділяють на *основні* (K₂O, BaO, MgO, FeO), *кислотні* (SO₂, SO₃, N₂O₅, P₂O₅) та *амфотерні* (ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, BeO).

2.1 Номенклатура оксидів

Назва оксидів складається з назви елемента, після якої, коли елемент виявляє кілька ступенів окиснення, у дужках римськими цифрами вказують ступінь його окиснення і додають слово «оксид». Наприклад:

- K₂O — калій оксид;
- Fe₂O₃ — ферум(III) оксид;
- Cu₂O — купрум(I) оксид;
- MgO — магній оксид;
- P₂O₅ — фосфор(V) оксид;
- Al₂O₃ — алюміній оксид;
- CO — карбон(II) оксид.

Номенклатура оксидів за приставкою:

- Гемі (половина, 2:1) - K₂O
- Мона (1:1) - CO
- Сескві (півтора) - Al₂O₃
- Ди (1:2) - CO₂
- Три (1:3) - SO₃

Деякі, давно відомі людині оксиди мають і тривіальні назви: CaO — негашене вапно, CO₂ — вуглекислий газ, SO₂ — сірчистий газ.

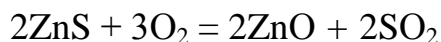
У назвах пероксидів застосовують префікси *пер-* і *супер-*. Наприклад, BaO₂ — барій пероксид, KO₂ — калій супероксид.

2.2 Добування оксидів

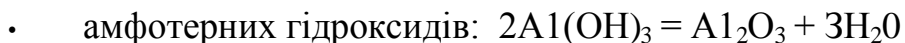
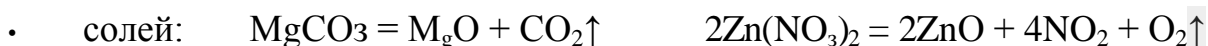
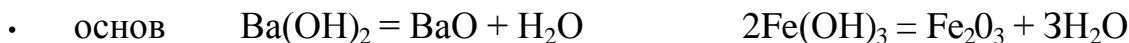
1. Взаємодія простих речовин (металів і неметалів) з киснем: $S + O_2 = SO_2$



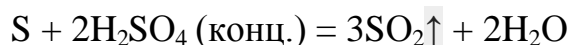
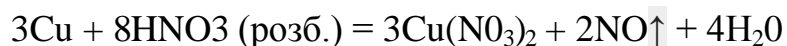
2. Окиснення складних речовин: $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$



3. Термічний розклад:



4. Під час деяких інших реакцій: $Na_2O_2 + 2Na = 2Na_2O$



2.3 Основні оксиди

Основні оксиди — це оксиди, гідрати яких є основами. Усі основні оксиди є оксидами металічних елементів, які виявляють невисокі ступені окиснення (+1, +2). До основних оксидів належать:

- оксиди металічних елементів головних підгруп, I і II груп (крім Be);
- оксиди одновалентних елементів, двовалентних, за винятком BeO, ZnO, PbO, які є амфотерними;
- оксиди перехідних металічних елементів у найнижчих ступенях окиснення (NiO, FeO, MnO, CrO). Основним оксидам відповідають основи: Na₂O-NaOH, FeO-Fe(OH)₂, BaO-Ba(OH)₂, CrO-Cr(OH)₂, MgO-Mg(OH)₂.

Тип хімічного зв'язку в основних оксидах переважно йонний.

Хімічні властивості основних оксидів

1. Взаємодія з кислотами з утворенням солей:



2. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей:



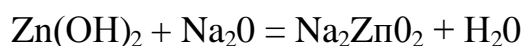
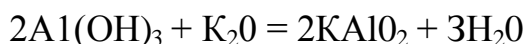
3. Взаємодія з водою. Лише оксиди лужних і лужноземельних металічних елементів взаємодіють з водою, утворюючи луги:



4. Взаємодія із амфотерними оксидами. Реакція відбувається під час сплавляння. Амфотерний оксид у цій реакції виявляє кислотні властивості:



Взаємодія з амфотерними основами. Реакція відбувається під час сплавляння:



2.4 Кислотні оксиди

Кислотні оксиди — це оксиди, гідрати яких є кислотами. Тому кислотні оксиди ще називають *кислотними ангідридами*. До кислотних оксидів належать:

- оксиди неметалічних елементів;
- оксиди металічних елементів з високим значенням ступенів окиснення (+5, +6, +7).

Тип хімічного зв'язку в кислотних оксидах — ковалентний полярний.

Хімічні властивості кислотних оксидів

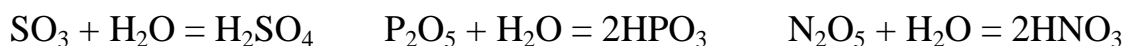
1. Кислотні оксиди взаємодіють з лугами, утворюючи солі й воду:



2. Кислотні оксиди взаємодіють з основними оксидами, утворюючи солі:



3. Взаємодія з водою. Більшість кислотних оксидів взаємодіє з водою, утворюючи кислоти (SiO_2 з водою не взаємодіє):



Деякі кислотні оксиди (інколи їх називають змішаними) утворюють з водою 2 кислоти: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$

4. Взаємодія з амфотерними оксидами: $\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$

2.5 Амфотерні оксиди

Амфотерні оксиди — це оксиди, які в хімічних реакціях можуть виявляти

кислотні або основні властивості залежно від того, з якою сполукою вони взаємодіють.

Амфотерним оксидам відповідають амфотерні гідроксиди:



До амфотерних оксидів відносять значну кількість оксидів три- і чотиривалентних металічних елементів, а також деякі оксиди двовалентних елементів: Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO_2 , SnO_2 , BeO , ZnO , SnO , PbO . Тип зв'язку йонний або йонно-ковалентний.

Хімічні властивості амфотерних оксидів:

З водою амфотерні оксиди не взаємодіють:

1. Взаємодія з кислотними оксидами:



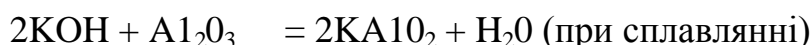
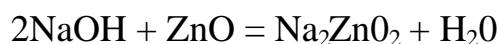
2. Взаємодія з кислотами:



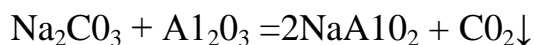
3. Взаємодія з основними оксидами (температура):



4. Взаємодія з лугами:



5. Взаємодія з деякими солями:



Під час реакції амфотерний оксид витісняє із солі леткий оксид CO_2 .

2. Основи, їх класифікація та загальна характеристика

Основи — це гідрати основних оксидів. Основи за звичайних умов є твердими речовинами, це йонні сполуки, які складаються з іона металічного елемента (або йона амонію) і з одної або декількох гідроксогруп OH . Загальна формула основ - $\text{Me}(\text{OH})_x$, де Me – металічний елемент, x – валентність металічного елемента.

З погляду теорії електролітичної дисоціації, основи, - це електроліти, які дисоціюють з утворенням катіона металічного елемента (або йона амонію) і

гідроксид-іонів: $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

Безводні основи – це тверді речовини, крім амоній гідроксиду NH_4OH ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), який існує лише у водному розчині.

Класифікація основ

Основи поділяють:

1) за кількістю гідроксогруп -OH. Кількість гідроксид-іонів, які здатні заміщуватися на кислотні залишки з утворенням солей, визначає *кислотність основ*:

- однокислотні основи: KOH , NaOH , CuOH ;
- двокислотні основи: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
- трикислотні основи: $\text{Mn}(\text{OH})_3$, $\text{La}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$.

Відома також незначна кількість чотирикислотних основ;

2) за ознакою розчинності у воді:

- нерозчинні: $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
- розчинні: KOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Основи, які розчиняються у воді, називають *лугами*. Луги – йонні сполуки, а в деяких основах хімічний зв'язок має йонно-ковалентний характер.

3.1 Номенклатура основ

Назва основи складається з назви металічного елемента з наступним додаванням значення його валентності (римськими цифрами) та слова «гідроксид». Якщо металічний елемент виявляє єдину валентність, то її не вказують:

- KOH — калій гідроксид;
- NaOH — натрій гідроксид;
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — кальцій гідроксид;
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — ферум(II) гідроксид;
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ — алюміній гідроксид.

Деякі, давно відомі людині основи мають і тривіальні назви: KOH — їдке калі, NaOH — їдкий натр.

3.2 Добування основ

Добування лугів

1. Взаємодія лужних і лужноземельних металів з водою:

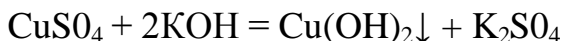


2. Взаємодія оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:



Добування нерозчинних у воді основ

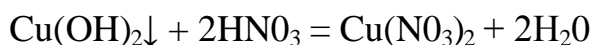
Нерозчинні у воді основи одержують під час взаємодії солі і лугу, розчинених у воді:



3.3 Хімічні властивості основ

Нерозчинні у воді основи не взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами, із солями:

1) взаємодіють з кислотами (реакція нейтралізації):



2) при нагріванні розкладаються:



Луги взаємодіють:

1) з кислотними оксидами, утворюючи середні або кислі солі:



2) з кислотами. Цю реакцію називають *реакцією нейтралізації*. Причому багатокислотні основи можуть утворювати середні та основні солі:



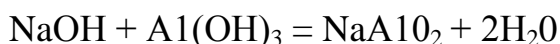
Склад солі залежить від співвідношення кількості речовини лугу і кислоти;

Під час реакцій з багатоосновними кислотами можливе утворення й кислих солей:



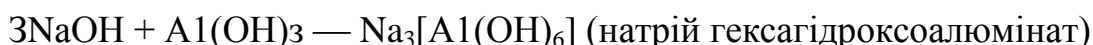
3) з амфотерними оксидами (при сплавленні): $2NaOH + Al_2O_3 = 2NaAlO_2 + H_2O$

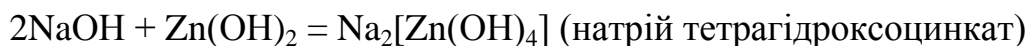
4) з амфотерними гідроксидами: при сплавленні утворюються безводні солі:



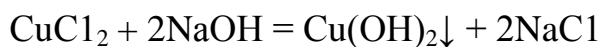
• якщо ж реакції проводять у водних розчинах, то утворюються комплексні

солі: $NaOH + Al(OH)_3 = Na[Al(OH)_4]$ (натрій тетрагідроксоалюмінат)

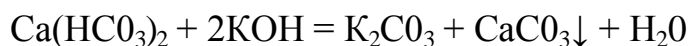




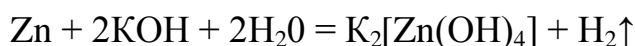
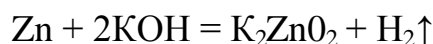
5) із солями, які розчиняються у воді. Реакція відбувається лише в розчинах за умови, що продукт, який утворюється (основа), буде нерозчинним у воді:



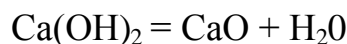
б) з кислими солями: $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



7) з металами, яким відповідають амфотерні оксиди й амфотерні основи:



Луги, крім KOH і NaOH, під час нагрівання розкладаються:



4. Кислоти, їх класифікація та загальна характеристика

Кислоти – це складні речовини, молекула яких містять один або кілька атомів Гідрогену, що можуть заміщуватися на атоми (іони) металічних елементів (або амонію). Групу атомів (негативно заряджений іон), що залишається після відщеплення від молекули кислоти йонів Гідрогену, називають кислотним залишком.

Класифікація кислот

I. За ознакою відсутності чи наявності Оксигену в молекулі кислоти поділяють на *оксигеновмісні* і *безоксигенові*. Найважливіші оксигеновмісні кислоти подано в таблиці:

Формула	Назва		Формула (валентність кислотного залишку)	Назва кислотного залишку
	хімічна	тривіальна		
HNO ₃	нітратна	азотна	NO ₃ (I)	нітрат
H ₂ SO ₄	сульфатна	сірчана	SO ₄ (II)	сульфат
H ₂ SO ₃	сульфітна	сірчиста	SO ₃ (II)	сульфіт
H ₂ CO ₃	карбонатна	вугільна	CO ₃ (II)	карбонат
H ₂ SiO ₃	силікатна	кремнієва	SiO ₃ (II)	силікат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	фосфорна	PO ₄ (III)	ортофосфат
HPO ₃	метафосфатна	метафосфорна	PO ₃ (I)	метафосфат
HNO ₂	нітритна	азотиста	NO ₂ (I)	нітрит
HMnO ₄	перманганатна	марганцева	MnO ₄ (I)	перманганат

Безоксигенових кислот відомо небагато. Найважливіші з них подано в таблиці:

Формула	Назва		Формула (валентність кислотного залишку)	Назва кислотного залишку
	хімічна	тривіальна		
HF	фторидна	фтороводнева, плавикова	F (I)	флуорид
HCl	хлоридна	хлороводнева, соляна	Cl (I)	хлорид
HBr	бромідна	бромоводнева	Br (I)	бромід
HI	йодидна	йодоводнева	I (I)	йодид
H ₂ S	сульфідна	сірководнева	S(II)	сульфід

II. За кількістю атомів Гідрогену в молекулі, кислоти поділяють на:

- *одноосновні*: HCl, HBr, HNO₃, HNO₂;
- *двохосновні*: H₂SO₄, H₂SO₃, H₂CO₃, H₂S;
- *трьохосновні*: H₃PO₄, H₃BO₃, H₃AsO₄.

III. За здатністю дисоціювати у водному розчині, а також за хімічною активністю кислоти поділяють на:

- *сильні*: HClO₄, HNO₃, HI, HBr, HCl, H₂SO₄;
- *середньої сили*: H₃PO₄, HF, HNO₂;
- *слабкі*: H₂CO₃, H₂S, H₂SiO₃.

Порівнювати силу безоксигенових кислот можна, виходячи з розміщення кислотоутворювального елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва:

- у періоді сила безоксигенових кислот зростає зі збільшенням порядкового номера елемента, тому що підвищується ступінь окиснення кислотоутворювального елемента, його електронегативність і, як результат, полярність зв'язку Е-Н в кислоті зростає. Саме це приводить до полегшення дисоціації кислоти, а відповідно до зростання її сили;

- у підгрупах сила безоксигенових кислот зростає зі збільшенням порядкового номера елемента. Пояснення цього таке: збільшується радіус атома, це приводить до зменшення міцності зв'язку Е-Н, а тому дисоціація полегшується і відповідно сила кислот зростає.

4.1 Фізичні властивості кислот

Більшість кислот є рідинами: *сульфатна* H₂BO[^] *нітратна* ШЧОз. Тверді

речовини: *ортофосфатна* H_3PO_4 , *борна* H_3BO_3 . Інші кислоти є водними розчинами газоподібних речовин: *хлоридна* – гідроген хлориду HCl , *бромідна* – гідроген броміду HBr , *йодидна* – гідроген йодиду HI , *фторидна* – гідроген флуориду HF , *сульфідна* – гідроген сульфідру H_2S . Усі кислоти кислі на смак, роз'їдають рослинні й тваринні тканини.

4.2 Хімічні властивості кислот

Загальні властивості кислот у водних розчинах обумовлені наявністю в розчині йонів H^+ , які утворюються в результаті електролітичної дисоціації молекул кислот:

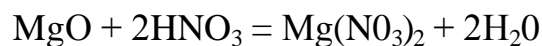
$$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^- \quad \text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$$

1. Кислоти взаємодіють з металами, які розміщуються в ряду активності металів зліва від водню. Утворюється сіль і виділяється газ – водень.



Однак такі кислоти, як нітратна і концентрована сульфатна, взаємодіють з металами, розміщеними у витискувальному ряду і зліва, і справа від водню, але водень не витісняють.

2. Кислоти взаємодіють з основними оксидами, утворюючи сіль і воду:



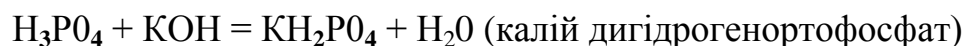
3. Кислоти взаємодіють з амфотерними оксидами, утворюючи сіль і воду:



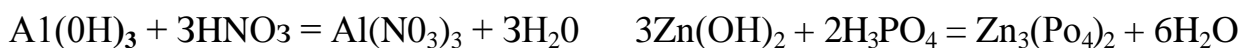
4. Кислоти взаємодіють з основами, утворюючи відповідні солі й воду (реакція нейтралізації):

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$


Якщо в реакції бере участь багатоосновна кислота чи багатоокислотна основа, то можна одержати не лише середні, а й кислі та основні солі.



5. Кислоти взаємодіють з амфотерними основами:

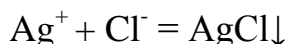


6. Кислоти взаємодіють із солями, однак ці реакції відбуваються лише за

таких умов:

а) якщо серед продуктів можна виявити нерозчинну у воді сіль, яка випадає в осад;

б) якщо утворюється слабка кислота (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S). Такі кислоти відразу ж розкладаються: карбонатна H_2CO_3 – на карбон(IV) оксид (CO_2) і воду, сульфїтна H_2SO_3 — на сульфур(IV) оксид та воду.



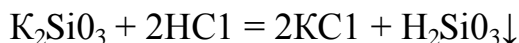
7. При нагріванні більшість оксигеновмісних кислот розкладається:



4.3 Добування кислот

1. Оксигеновмісні кислоти добувають взаємодією кислотних оксидів з водою: $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$ $SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$ $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$

2. Деякі кислоти можна добувати при дії інших кислот на солі:



3. Безоксигенові кислоти добувають розчиненням у воді сполук кислотоутворювальних елементів з Гідрогеном, які попередньо добувають синтезом з простих речовин.



5. Солі, їх класифікація та загальна характеристика

Солі – це тверді кристалічні речовини йонної будови, до складу яких входять катіони металічного елемента (або амонію NH_4^+) та аніони кислотного залишку.

Виділяють три групи солей:

- *середні* — продукти повного заміщення Гідрогену на металічний елемент: K_2SO_4 , Na_3PO_4 ;

- *основні* — продукти неповного заміщення груп OH в основі: $Al(OH)_2Cl$, $AlOHCl_2$;

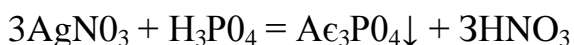
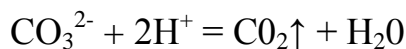
- *кислі* – продукти неповного заміщення атомів Гідрогену на атоми

металічних елементів: KHSO_4 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 .

Більшість солей май білий колір: хлориди K, Na, Zn, Mg, Сульфати K, Na, Mg тощо. Деякі солі мають інше забарвлення: калій хромат K_2CrO_4 — жовте; калій дихромат K_2CrO_7 — оранжеве; купрум(II) сульфід CuS — чорне; нікол(II) сульфат NiSO_4 — зелене; кобальт(III) хлорид CoCl_3 — рожеве.

5.1 Хімічні властивості середніх солей

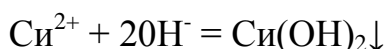
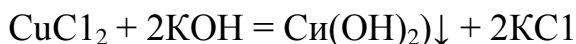
1. Середні солі взаємодіють з кислотами. Деякі солі, розчинні та нерозчинні у воді, можуть взаємодіяти з кислотами. Здебільшого такі реакції відбуваються, якщо серед продуктів є газ (CO_2 – карбон(IV) оксид, SO_2 — сульфур(IV) оксид, H_2S — водень сульфід) або якщо спостерігається виділення осаду:



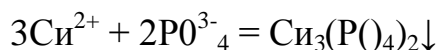
Реакція між кислотою і сіллю також відбувається, якщо продуктом реакції є летка кислота:



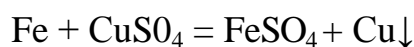
2. Солі взаємодіють з лугами (реакції проводять з розчинами солі й луку). Ці реакції відбуваються за умови: сіль, (розчинна у воді) + луг = сіль₂ + основа (нерозчинна у воді):



3. Солі можуть реагувати між собою. Реакція обміну відбувається за умови, що обидві солі є розчинними у воді, а серед нових солей, які утворюються під час реакції, одна з солей випадає в осад: $3\text{CuCl}_2 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{KCl}$



4. Солі можуть взаємодіяти з металами, утворюючи іншу сіль та інший метал. Метал може витіснити із солі лише менш активний метал (розміщується в ряду активності металів правіше від металу, що використовується):



Лужні й лужноземельні метали не використовуються для витіснення інших металів, тому що вони спочатку взаємодіють з водою, яка є розчинником,

утворюючи водень і луг. А вже потім луг взаємодіє із сіллю.

5. Значна частина солей при нагріванні може розкладатися:
або при надлишку лугу:



Добування середніх солей

1. Взаємодія основ з кислотами: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
2. Взаємодія основних оксидів з кислотами: $3\text{BaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.
3. Взаємодія кислотних оксидів з лугами: $\text{SO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Взаємодія солей з кислотами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$.
5. Взаємодія металів з кислотами: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
6. Взаємодія солей з лугами: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl}$.
7. Взаємодія металів із солями: $\text{Mg} + \text{CuCl}_2 = \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$.
8. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами: $\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$.
9. Взаємодія металів з неметалами: $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$, $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$.
10. Взаємодія між двома солями: $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MgCl}_2 = \text{MgCO}_3\downarrow + 2\text{KCl}$.

Хімічні властивості кислих солей

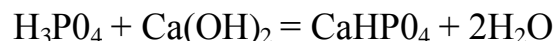
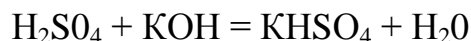
Кислі солі мають властивості не лише солей, а й кислот. Вони взаємодіють з металами, основними оксидами, лугами:



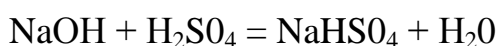
Добування кислих солей

Кислі солі можна одержати кількома шляхами:

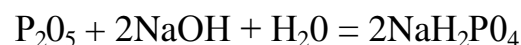
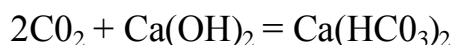
а) при неповній нейтралізації багатоосновної кислоти:



б) дією надлишку кислот на середню сіль, луг або оксид:



в) при взаємодії кислотних оксидів з лугами:



г) при дії надлишку кислоти на кислі солі (однозаміщені) трьохосновної кислоти:

