

## Лекція за темою «Класи та номенклатура неорганічних сполук»

Хімічні елементи утворюють численні сполуки, які відрізняються за складом та властивостями, їх номенклатура є мовою хімії.

Хімічна номенклатура — це правила складання хімічних формул та способи назви індивідуальних хімічних речовин. Сучасний розвиток хімічної науки потребує вживання міжнародної номенклатури неорганічних сполук, яка містить їх традиційні та систематичні назви. У сучасних виданнях та публікаціях використовують українську хімічну термінологію та номенклатуру, в якій рекомендовані українські назви деяких елементів та їх іонів (табл. 1).

Таблиця 1.

### Рекомендовані назви елементів та приклади назв катіонів та аніонів

Символ	№	Рекомендована	Латинська	Українська	Приклад катіону	Приклад аніону
Ag	47	Аргент, Аргентум	Argentum	Срібло	аргентум(I)	аргентат
As	33	Арсен	Arsenicum	Миш'як	арсен(III)	арсенат
Au	85	Аур, Аурум	Aurum	Золото	аурил(I)	аурат
Bi	83	Бісмут	Bismuthum	—	бісмутил(III)	бісмутат
C	6	Карбон	Carboneum	Вуглець	карбоніл(II)	карбонат
Cu	29	Купр, Купрум	Cuprum	Мідь	купрум(I)	купрат
Es	99	Айнштайній	Einsteinium	Ейнштейній	айнштайній	айнштайнат
F	9	Флюор	Fluorium	Фтор	—	флюорид
Fe	26	Фер, Ферум	Ferrum	Залізо	ферил(I)	ферат
H	1	Гідроген	Hydrogenium	Водень	гідроген(1+)	гідрид
Hg	80	Меркурій Гідраргір	Mercurius Hydrargyrum	Живе срібло Ртуть	меркурій(II)	меркурат
Md	101	Менделевій	Mendelevium	Менделєєвій	—	—
Mn	25	Манган	Manganum	Манган	манганіл(III)	манганат

Символ	№	Рекомендована	Латинська	Українська	Приклад катіону	Приклад аніону
Ni	28	Нікол	Niccolum	Нікель	нікол(II)	ніколат
O	8	Оксиген	Oxygenium	Кисень	діоксиген(1+)	оксид
Pb	82	Плюмб, Плюмбум	Plumbum	Свинець	плюмб(II)	плюмбат
S	16	Сульфур, Сулфур	Sulfur	Сірка	сульфурил	сульфат
Sb	51	Стибій	Stibium	—	стибіл(I)	стибат
Si	14	Силіцій	Silicium	—	—	силікат
Sn	50	Станум	Stannum	Цина	станіл(II)	станат

Неорганічні сполуки відносять до того чи іншого класу, враховуючи їх склад, наявність функціональних груп, природу хімічного зв'язку та структуру молекул і кристалів.

Усі неорганічні речовини поділяють на **прості** та **складні**. **Прості** речовини складаються з атомів одного елемента, їх поділяють на дві групи — метали та неметали. Ці дві групи речовин відрізняються одна від одної типом хімічного зв'язку між атомами і, відповідно, фізичними та хімічними властивостями.

До **складних речовин** входять атоми різних елементів. За складом їх поділяють на двоелементні або бінарні, трьохелементні та багатоелементні.

До найважливіших **бінарних сполук** належать **оксиди** (сполуки елементів з киснем), **галогеніди** (сполуки з галогенами), **сульфіди** (сполуки з сіркою), **гідриди** (сполуки з воднем), **карбіди** (сполуки з вуглецем), **нітриди** (сполуки з азотом), **фосфіди** (сполуки з фосфором) тощо, їх назви утворюються з латинської більш електронегативного елемента у називному відмінку із закінченням -ід (-ид) та назви менш електронегативного елемента у родовому відмінку. Наприклад, CaO — оксид кальцію, AlCl<sub>3</sub> — хлорид алюмінію. Na<sub>2</sub>S -сульфід натрію, CaH<sub>2</sub> — гідрид кальцію, CaC<sub>2</sub> — карбід кальцію, Li<sub>3</sub>N — нітрид літію, Ca<sub>3</sub>P<sub>2</sub> — фосфід кальцію.

До **трьохелементних** сполук належать **основи**, **кислоти**, **солі**. До багатоелементних відносяться **комплексні** сполуки, які в свою чергу можуть бути основами, кислотами, солями та неелектролітами. За хімічними властивостями, які мають речовини у хімічних реакціях, їх поділяють на оксиди, основи, кислоти, солі. Слід зазначити, що будь-яка класифікація неорганічних сполук не ідеальна. Наприклад, дві бінарні сполуки натрію оксид та хлорид у значній мірі відрізняються за своїми властивостями, тобто функціональними ознаками: перша належить до оксидів, друга — до солей. Гідроксиди Натрію та Алюмінію, до складу яких входять гідроксид-іони OH<sup>-</sup>, також різні за властивостями. Але класифікація речовин дозволяє простежити закономірності зміни їх властивостей, виявити взаємозв'язок між ними, узагальнити, чим спрощує вивчення великого обсягу фактичного матеріалу. Знання хімічних властивостей дає можливість передбачати перебіг тієї чи іншої реакції між речовинами, які вступають у взаємодію.

Найважливішими бінарними сполуками елементів є їх сполуки з киснем — оксиди.

### Оксиди

Оксидами називають бінарні кисневмісні сполуки, в яких ступінь окиснення кисню дорівнює —2. В оксидах атоми кисню хімічно пов'язані з атомами інших елементів, але не утворюють зв'язків між собою. Усі атоми кисню в оксидах мають валентність, яка дорівнює 2. Оксиди утворюють практично всі елементи, тому клас оксидів досить численний і різноманітний за складом та властивостями.

Залежно від положення елементів у періодичній системі Д. І. Менделєєва, склад оксидів можна відобразити загальними формулами E<sub>2</sub>O, EO, E<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, EO<sub>2</sub>, E<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, EO<sub>3</sub>, E<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, EO<sub>4</sub> (E - атом елемента).

Тип хімічного зв'язку елемент—кисень в оксидах залежить від положення елементів у періодичній системі Д. І. Менделєєва та визначається зміною їх іонних радіусів, першою енергією іонізації, спорідненістю до електрона та електронегативністю. Оксиди *s*-елементів, а також оксиди *d*-елементів в їх нижчих ступенях окиснення є іонними сполуками; вищі оксиди *d*-елементів та оксиди неметалів — ковалентними, а оксиди амфотерних металів мають змішаний тип зв'язку.

За агрегатним станом більшість оксидів за звичайної температури є твердими речовинами (Na<sub>2</sub>O, MgO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CrO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MgO, MnO<sub>2</sub>, FeO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, I<sub>2</sub>O<sub>5</sub>), деякі газоподібними (CO, CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, NO, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sup>4</sup>, SO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>O) та невелика кількість рідкими (H<sub>2</sub>O, SO<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> тощо).

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні. До **солетворних оксидів** належить більша частина усіх оксидів — це основні, кислотні та амфотерні оксиди.

До **несолетворних оксидів** належать оксиди, які не виявляють ні кислотних,

ні основних властивостей, тобто не утворюють солей. Такі оксиди інколи називають байдужими. До них належать  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ,  $SO$ .

**Основними** називають оксиди металів, гідрати яких є основами. Так, основним оксидам  $Na_2O$ ,  $CaO$  та  $MnO$  відповідають основи  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$  та  $Mn(OH)_2$ .

Основні оксиди утворюють *s*-елементи I групи (лужні метали)  $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $Rb_2O$ ,  $Cs_2O$ ; *s*-елементи II групи, крім оксиду берилію,  $MgO$ ,  $CaO$ ,  $SrO$ ,  $BaO$ ,  $RaO$ ; *s*-елементи в їх нижчих ступенях окиснення (+1, +2, рідше +3);  $Cu_2O$ ,  $Ag_2O$ ,  $CrO$ ,  $MnO$ ,  $FeO$ ,  $CoO$ ,  $NiO$  та інші.

Оксиди, гідроксиди яких є кислотами, називають **кислотними**. Так, оксиду  $CO_2$  відповідає вугільна кислота  $H_2CO_3$ , оксиду  $P_2O_5$  — ортофосфорна кислота  $H_3PO_4$ , оксиду  $Cl_2O_7$  — хлорна кислота  $HClO_4$ .

До кислотних оксидів належать оксиди неметалів та оксиди металів в їх вищих ступенях окиснення (+5, +6, +7):  $V_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ . **Амфотерними** є такі оксиди, які мають водночас властивості основних та кислотних оксидів, а їх гідроксиди є амфотерними (амфолітами). До амфотерних оксидів належать оксид берилію  $BeO$ , оксиди деяких *p*-елементів  $Al_2O_3$ ,  $SnO$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO_2$ ,  $As_2O_3$ ,  $Sb_2O_3$ , а також  $ZnO$  і оксиди *d*-елементів в їх проміжному ступені окиснення (+3, +4):  $VO_2$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $Fe_2O_3$  тощо.

Хімічні властивості оксидів залежать від положення елементів у періодичній системі та закономірно змінюються за періодами та групами.

Таблиця 2

Хімічні властивості оксидів та відповідні їм форми гідроксидів

Ступінь окиснення елемента	Формула оксиду	Формула гідроксиду	Хімічні властивості оксидів		
			основний	амфотерний	кислотний
1	$E_2O$	$E(OH)$	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Cu*, Ag*, Au*, Hg*	—	Cl, Br
2	$EO$	$E(OH)_2$	Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Cd, Hg*, Cr	Be, Zn, Cu, Ge, Sn, Pb, Pt, Pd, Mn, Fe, Co, Ni	—
3	$E_2O_3$	$E(OH)_3$ $EO(OH)$	Tl, V, Mn, Re  Ni, Co, Ir, Rh	Au, Al, Ga, In, Sc, Sb, Cr, Fe	B, N, P, As
4	$EO_2$	$E(OH)_4$ $EO(OH)_2$	Th, U	Ce, Ge, Sn, Pb, Ti, Zr, V, Mn, Re, Pt	C, Si, S, Se, Te
5	$E_2O_5$	$E(OH)_5$ $EO(OH)_3$ $EO_2(OH)$	Pa, Np, Pu	Nb, Ta	N, P, V, As, Sb
6	$EO_3$	$EO_2(OH)_2$	—	U, Np, Pu, Am	S, Se, Te, Cr, Mo, W, Mn*, Re, Fe*, Xe
7	$E_2O_7$	$EO_3(OH)$	—	—	Cl, I, Mn, Re
8	$EO_4$	$EO_2(OH)_2$	—	—	Os, Ru, Xe

\* Елементи, для яких кислоти та основи у вільному стані не добуто.

У періодах із збільшенням заряду ядра атома зменшуються атомні та іонні радіуси та збільшуються максимальні ступені окиснення елементів в оксидах. Це приводить до того, що іонний тип зв'язку між елементом і киснем змінюється на ковалентний полярний та неполярний. Хімічний характер оксидів при цьому змінюється від основного через амфотерний до кислотного. Такий поступовий перехід основних властивостей до кислотних можна показати на прикладі вищих оксидів елементів третього періоду, де оксиди  $Na_2O$  та  $MgO$  — основні;  $Al_2O_3$  — амфотерний;  $SiO_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$  та  $Cl_2O_7$  — кислотні.

У великих періодах ці зміни мають більш складний характер. Оксиди

елементів першого ряду четвертого періоду  $K_2O$  та  $CaO$  — основні;  $Sc_2O_3$  і  $TiO_2$  — амфотерні;  $V_2O_5$ ,  $CrO_3$  та  $Mn_2O_7$ , — кислотні;  $Fe_2O_3$  і  $Co_2O_3$  — амфотерні. У другому ряді великих періодів закономірність зміни характеру оксидів така, як у малих періодах. Так, оксид  $CuO$  — амфотерний з перевагою основних властивостей;  $ZnO$  та  $Ga_2O_3$  — амфотерні;  $GeO_2$  — амфотерний з перевагою кислотних властивостей, а оксиди  $As_2O_5$  і  $SeO_3$  — кислотні.

У межах головних підгруп періодичної системи із збільшенням зарядів ядер атомів збільшуються атомні та іонні радіуси, ступені окиснення елементів залишаються постійними. Це зумовлює збільшення полярності або іонності зв'язку елемент—кисень та підсилення основних властивостей оксидів.

Хімічний характер оксидів одного й того ж елемента залежить від ступеня його окиснення. Ці зміни пояснюються тим, що із збільшенням ступеня окиснення атома елемента зменшується його радіус, внаслідок чого зменшується іонність або полярність зв'язку, що приводить до підсилення кислотних властивостей оксидів. Наприклад, миш'як утворює два оксиди:  $As_2O_3$  — амфотерний та  $As_2O_5$  — кислотний. Оксиди металів у різних ступенях окиснення можуть виявляти основні, амфотерні та кислотні властивості. Оксиди, в яких ступінь окиснення металів нижчий (+1, +2, рідко +3) - основні; вищий (+5, +6, +7) - кислотні, а проміжний (+3, +4) — амфотерні. Так, хром утворює три оксиди:  $CrO$  — основний,  $Cr_2O_3$  — амфотерний,  $CrO_3$  — кислотний.

### Номенклатура оксидів

До складу оксидів входить умовний оксид-іон  $O^{2-}$ . Назва оксидів складається із слова «оксид» та назви елемента в родовому відмінку. Якщо елемент утворює декілька оксидів, то ступінь окиснення елемента позначають у дужках римською цифрою (номенклатура за Штоком). Використовують також метод числових префіксів, які показують кількість атомів кисню, що припадає на один атом іншого елемента. При цьому на перше місце ставлять слово «оксид» з відповідним числовим префіксом грецького походження (моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, гепта-), на друге — назву відповідного елемента у родовому відмінку.

Якщо елемент утворює один оксид, то числовий префікс не ставлять:  $BeO$  — оксид Берилію,  $MgO$  — оксид Магнію,  $CaO$  - оксид Кальцію,  $Al_2O_3$  — оксид Алюмінію. У тому випадку, коли елемент утворює два оксиди типу  $EO$  та  $EO_2$ , перший називають оксидом, а другий — діоксидом. Наприклад,  $CO$  — оксид вуглецю,  $CO_2$  — діоксид вуглецю.

Оксиди, які містять невизначену кількість молекул води, називають **полігідратами оксидів**:  $SiO_2 \cdot nH_2O$  — полігідрат діоксиду кремнію;  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$  — полігідрат оксиду заліза(III).

Якщо оксиди гідратовані визначеною кількістю молекул води, то кількість останніх вказують відповідним грецьким числівником, а потім називають оксид:  $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$  — дигідрат оксиду алюмінію;  $SO_3 \cdot H_2O$  — моногідрат оксиду сірки(VI);  $SnO_2 \cdot 2H_2O$  — дигідрат оксиду олова(IV).

Існують оксиди, до складу яких входять два різних металічних елемента. Такі оксиди називають **подвійними**. В формулах подвійних оксидів катіони виділяють круглими дужками, а в їх систематичних назвах металічні елементи вказують через дефіс. Наприклад:  $(BeAl_2)O_4$  — тетраоксид діалюмінію-берилію;  $(K_6Mg)O_4$  — тетраоксид магнію-гексакалію;  $(MgAl_2)O_4$  — тетраоксид діалюмінію-магнію.

Ряд подвійних оксидів мають склад  $(M^{II}M_2^{III})O_4$  або  $(M_2^{II}M^{IV})O_4$ . Групова назва

цих оксидів — **шпінелі**. У систематичних назвах шпінелів кількість атомів кисню не вказують, якщо оксид записують у вигляді солі. Вживають також назви цих оксидів з використанням числових префіксів. Наприклад:

$(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$  — оксид дизаліза(III)-заліза(II) або за складом

$\text{Fe}_3\text{O}_4$  тетраоксид тризаліза;

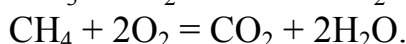
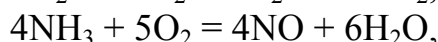
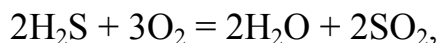
$(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$  — оксид свинцю(IV)-дисвинцю(II) або тетраоксид  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  трисвинцю.

### Одержання оксидів

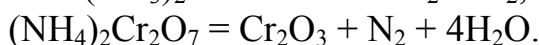
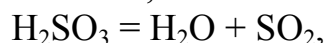
Оксиди утворюються при нагріванні простих речовин (металів, неметалів) на повітрі або з киснем:



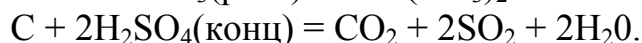
При горінні водневмісних неорганічних та органічних сполук в атмосфері кисню або на повітрі:



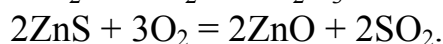
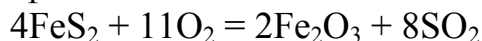
При термічному розкладанні основ, кисневмісних кислот та їх солей:



При взаємодії кислот-окисників з металами та неметалами:



При випалюванні сульфідів:

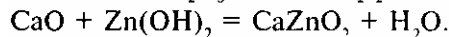
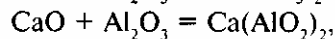
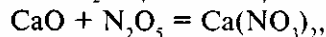
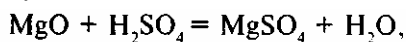


При розкладанні та відновленні пероксидів:

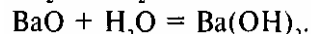
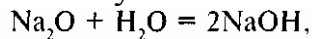


### Хімічні властивості оксидів

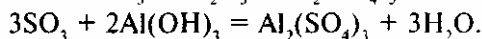
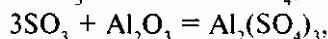
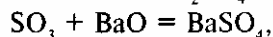
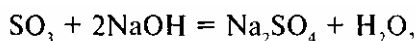
**Основні оксиди.** Основні оксиди взаємодіють з кислотами і кислотними оксидами за звичайних умов та амфотерними оксидами і гідроксидами при сплавленні з утворенням солей:



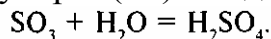
Більшість основних оксидів безпосередньо з водою не взаємодіють. Лише оксиди лужних металів, кальцію, стронцію та барію взаємодіють з водою, утворюючи розчинні у воді основи — луги:



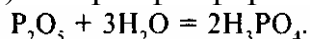
**Кислотні оксиди.** Кислотні оксиди взаємодіють з основами та основними оксидами, з амфотерними оксидами та гідроксидами з утворенням відповідних солей:



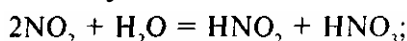
Багато кислотних оксидів безпосередньо взаємодіють з водою, утворюючи кислоти. Так, при взаємодії оксиду сірки(VI) з водою утворюється сірчана кислота:



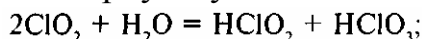
При взаємодії оксиду фосфору(V) — ортофосфорна кислота:



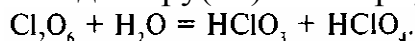
Деякі кислотні оксиди при взаємодії з водою утворюють дві кислоти: оксид азоту(IV) утворює азотисту та азотну кислоти:



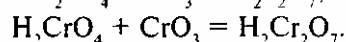
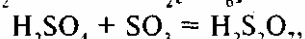
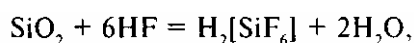
оксид хлору(IV) — хлористу та хлорнувати кислоти:



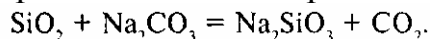
оксид хлору(VI) — хлорнувати та хлорну кислоти:



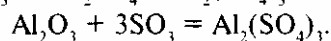
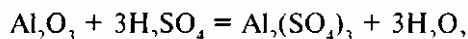
Кислотні оксиди здатні взаємодіяти з кислотами з утворенням комплексних та ізополікислот:



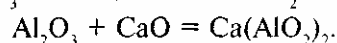
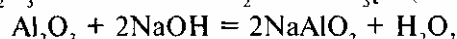
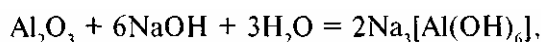
Деякі кислотні оксиди при сплавленні з карбонатом натрію утворюють солі:



**Амфотерні оксиди** одночасно проявляють властивості основних та кислотних оксидів. Амфотерні оксиди безпосередньо з водою не взаємодіють. **Відносно кислот** та кислотних оксидів амфотерні оксиди поведуть себе подібно до основних. Так, оксид алюмінію при взаємодії з сірчаною кислотою або з оксидом сірки(VI) утворює сульфат алюмінію:



**Відносно основ** та основних оксидів амфотерні оксиди поведуть себе подібно до кислотних. При взаємодії з водними розчинами лугів або при сплавленні з оксидами та гідроксидами лужних та лужноземельних металів утворюють відповідні солі:



### **Пероксиди. Надпероксиди. Озоніди.**

Крім оксидів, кисень здатний утворювати бінарні сполуки, які називають пероксидами, надпероксидами та озонідами.

**Пероксиди** — сполуки, які містять пероксид-іон  $\text{O}_2^{2-}$ . Ступінь окиснення кисню в пероксидах дорівнює  $-1$ , а валентність  $2$ . У пероксидів атоми кисню сполучені між собою. Наприклад,  $\text{H}_2\text{O}_2$  і  $\text{Na}_2\text{O}_2$  мають будову  $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ ,  $\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$ .

Назва пероксидів починається із слова пероксид, а потім надається назва елемента у родовому відмінку:  $\text{H}_2\text{O}_2$  — пероксид водню,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  — пероксид натрію,  $\text{CaO}_2$  — пероксид кальцію.

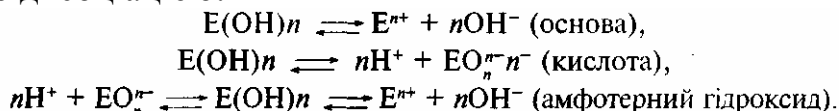
**Надпероксиди** — сполуки, які містять іон кисню  $\text{O}_2^-$ . Наприклад,  $\text{KO}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{O}_2)_2$ . Ступінь окиснення кисню в надпероксидах дорівнює  $-1/2$ .

**Озоніди** — сполуки, які містять озонід-іон  $\text{O}_3^-$ . Озоніди утворюють лужні метали:  $\text{NaO}_3$  — озонід натрію,  $\text{KO}_3$  — озонід калію тощо. Ступінь окиснення кисню в озонідах дорівнює  $-1/3$ .

## Гідроксиди

Продукти взаємодії основних та кислотних оксидів з водою об'єднують під загальною назвою **гідроксидів**. Склад гідроксидів виражають загальною формулою  $E(OH)_n$ , де  $n$  — валентність елемента  $E$ . Гідроксиди, залежно від хімічної природи елемента, можуть бути основами, кислотами або амфотерними.

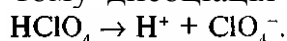
Належність гідроксидів до тієї чи іншої групи визначається їх електролітичною дисоціацією:



Характер електролітичної дисоціації  $E(OH)_n$  обумовлюється полярністю зв'язків елемент-кисень ( $E - O$ ) та кисень-водень ( $O - H$ ). Для елементів з яскраво виявленими металічними властивостями зв'язок їх з киснем ( $E - O$ ) полярний або іонний, у той час як зв'язок  $O - H$  слабо полярний, їх гідроксиди  $E(OH)_n$  є основами. У атомів типових неметалів зв'язок  $E - O$  малополярний, а зв'язок  $O - H$  — полярний ( $E(OH)_n$  кислота). У випадку, коли полярність зв'язків  $E - O$  та  $O - H$  приблизно однакова, дисоціація  $E(OH)_n$  можлива як за основним, так і за кислотним механізми ( $E(OH)_n$  — амфотерний гідроксид). Наприклад, натрій — типовий метал, тому дисоціація його гідроксиду відбувається за основним типом:



Хлор — типовий неметал, тому дисоціація хлорної кислоти відбувається за кислотним типом:



Алюміній — амфотерний метал, тому дисоціація його гідроксиду відбувається як за основним, так і за кислотним механізми:



Енергія зв'язку  $E - O$  та  $O - H$  залежить також від заряду та радіуса атома елемента.

У періодах із збільшенням порядкового номера елемента та зменшенням радіуса атома енергія зв'язку  $E - O$  зростає, а зв'язку  $O - H$  слабшає. Це призводить до того, що дисоціація  $E(OH)_n$  з відщепленням  $OH$ -іонів зменшується, тобто у періоді зліва направо основні властивості гідроксидів зменшуються, а кислотні — зростають. Наприклад, елементи третього періоду утворюють гідроксиди, серед яких  $NaOH$  і  $Mg(OH)_2$  — основи,  $Al(OH)_3$  — амфотерний гідроксид, а гідроксиди кремнію, фосфору(V), сірки(VI) та хлору(VII) — кислоти:  $H_2SiO_3$  — слабка кислота;  $H_3PO_4$  — кислота середньої сили;  $H_2SO_4$  і  $HClO_4$  — сильні кислоти.

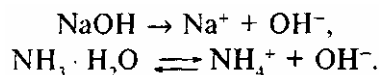
У межах групи із зростанням порядкового номера елемента збільшується радіус його атома та іона, а заряди залишаються сталими. Це приводить до зменшення енергії зв'язку  $E - O$  та зміцнення зв'язку  $O - H$ , тобто у групах із збільшенням порядкового номера елемента спостерігається закономірне зменшення кислотного та збільшення основного характеру гідроксидів.

Наприклад, у другій групі у ряді гідроксидів  $Be(OH)_2 - Mg(OH)_2 - Ca(OH)_2 - Sr(OH)_2 - Ba(OH)_2$ :  $Be(OH)_2$  — амфотерний гідроксид,  $Mg(OH)_2$  та  $Ca(OH)_2$  — основи середньої сили,  $Ba(OH)_2$  — сильна основа. У четвертій групі  $H_2CO_3$  і  $H_2SiO_3$  — слабкі кислоти;  $Ge(OH)_4$  — амфотерний гідроксид з перевагою кислотних властивостей;  $Sn(OH)_4$  — амфотерний гідроксид;  $Pb(OH)_4$  — амфотерний гідроксид з перевагою основних властивостей.

Хімічний характер гідроксидів  $E(OH)_n$  залежить також від ступеня окиснення елемента. З його підвищенням збільшується заряд та зменшується іонний радіус. Міцність зв'язку  $E - O$  зростає, а зв'язку  $O - H$  зменшується, це сприяє підвищенню кислотних властивостей  $E(OH)_n$ . Наприклад, сурма(III) утворює гідроксид  $Sb(OH)_3$ , а сурма(V) — гідроксид  $(HO)SbO_2$ . Перший є амфотерним гідроксидом, а другий — кислотою.

### Основи

Основами називають електроліти, що дисоціюють у розчині з утворенням гідроксид-іонів  $OH^-$ :



Кількість гідроксогруп у молекулі основи визначають їх кислотність. Наприклад,  $NaOH$  — однокислотна основа,  $Mg(OH)_2$  - двокислотна,  $Cr(OH)_3$  — трикислотна.

Катіонами основ найчастіше є катіони металів, але можуть бути й катіони, які складаються з декількох атомів. Наприклад,  $NH_4^+$ ,  $BiO^+$ ,  $SbO^+$ ,  $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Cr(H_2O)_4Cl_2]^+$  тощо.

По здатності розчинятися у воді основи поділяються на розчинні, малорозчинні та нерозчинні. Розчинні у воді основи називають **лугами**.

За силою (за ступенем дисоціації) основи поділяються на сильні  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $RbOH$ ,  $CsOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ; основи середньої сили  $Mg(OH)_2$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $PtOH$  та слабкі  $Sn(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Bi(OH)_3$  тощо.

Більшість слабких основ малорозчинні у воді. Розчинними основами є  $LiOH$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $RbOH$ ,  $CsOH$ ,  $Ba(OH)_2$  та основи з комплексним катіоном  $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ ,  $[Co(NH_3)_6](OH)_2$  тощо.

### Номенклатура основ

Назва основ починається із слова «гідроксид», що вказує на наявність іонів  $OH^-$ , та надається назва катіона у родовому відмінку. Якщо метал утворює декілька основ, то після назви металу у дужках римською цифрою записують ступінь його окиснення (номенклатура за Штоком). Використовують також метод числових префіксів, за допомогою яких грецькими числами вказують кількість гідроксогруп у складі основи:

Формула основи	Метод Штока	Метод числових префіксів
$Ca(OH)_2$	гідроксид кальцію	—
$Cr(OH)_2$	гідроксид хрому(II)	дигідроксид хрому
$Cr(OH)_3$	гідроксид хрому(III)	тригідроксид хрому
$Sn(OH)_2$	гідроксид олова(II)	дигідроксид олова
$Fe(OH)_3$	гідроксид заліза(III)	тригідроксид заліза
$Mn(OH)_2$	гідроксид марганцю(II)	дигідроксид марганцю
$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$	гідроксид тетраамінміді(II)	—
$[Co(NH_3)_6](OH)_2$	гідроксид гексаамінкобальту(II)	—

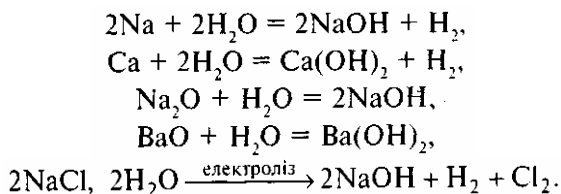
Якщо елемент утворює один гідроксид, то ступінь окиснення або число гідроксогруп не вказують. Наприклад,  $NaOH$  — гідроксид натрію,  $Ba(OH)_2$  - гідроксид барію,  $Al(OH)_3$  - гідроксид алюмінію.

### Одержання гідроксидів

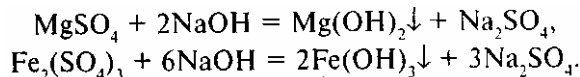
Розчинні у воді основи (луги) одержують взаємодією лужних, лужноземельних металів або їх оксидів з водою, а також електролізом водних



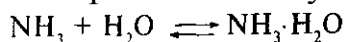
розчинів хлоридів цих металів:



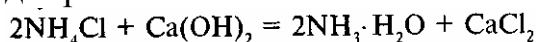
Нерозчинні у воді основи одержують реакцією обміну - дією лугів на водні розчини відповідних солей:



Гідрат аміаку можна одержати розчиненням у воді аміаку:

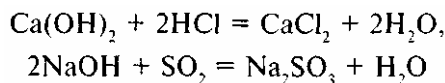


або дією лугів на водні розчини солей амонію:

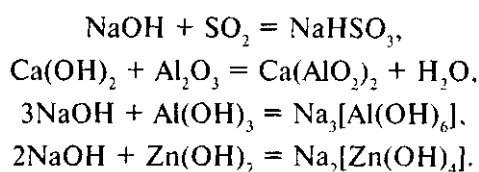


### Хімічні властивості основ

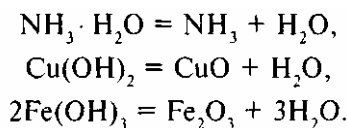
Розчинні у воді основи — луги спричиняють зміну забарвлення індикаторів: фенолфталеїн у лужному середовищі має малинове забарвлення, метилоранж — жовте, нейтральний червоний — синє. Основи взаємодіють з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами та гідроксидами з утворенням солі та води.



або

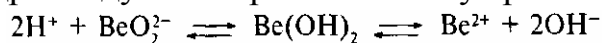


Слід зазначити, що луги термічно стійкі і не розпадаються на оксид і воду навіть за дуже високої температури. Більша частина основ розпадається при нагріванні:

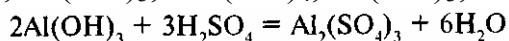


### Амфотерні гідроксиди

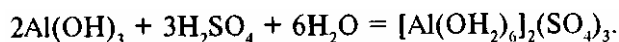
За аналогією з амфотерними оксидами існують амфотерні гідроксиди, які залежно від умов можуть виявляти або основні, або кислотні властивості. Між осадом амфотерного гідроксиду і його розчином існує рівновага



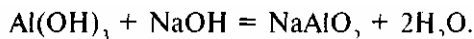
У реакціях з кислотами та кислотними оксидами амфотерні гідроксиди виявляють властивості основ, а у реакціях з основами та основними оксидами — кислотні властивості. Амфотерними гідроксидами є  $\text{Be(OH)}_2$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Sn(OH)}_2$ ,  $\text{Pb(OH)}_4$ ,  $\text{Sb(OH)}_3$ ,  $\text{Cr(OH)}_3$ ,  $\text{Mn(OH)}_4$ ,  $\text{Fe(OH)}_3$ ,  $\text{Co(OH)}_3$ ,  $\text{Cu(OH)}_2$



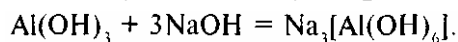
або



У цих реакціях  $\text{Al(OH)}_3$  виявляє основні властивості. У реакціях з лугами можуть утворитися різні продукти. Так, при сплавленні гідроксиду алюмінію з гідроксидом натрію утворюється метаалюмінат натрію:



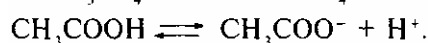
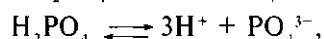
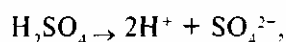
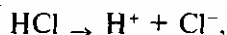
У розчинах лугів реакція відбувається з утворенням комплексної солі:



### Кислоти

Кислотами називають сполуки, які містять іони водню, що здатні заміщуватися на метал (або металоподібну групу атомів) і утворювати при цьому солі. До складу кислот входять один або декілька іонів водню та кислотний залишок.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислотами називають електроліти, при дисоціації яких як катіони утворюються лише катіони водню  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ):



Кількість іонів водню в молекулі кислоти, здатних заміщуватися на метал або металоподібну групу атомів з утворенням солей, визначає її основність. Розрізняють кислоти одноосновні  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ; двоосновні  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ; трьохосновні  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ; чотирьохосновні  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ; п'ятиосновні та шестиосновні  $\text{H}_5\text{IO}_6$ ,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ . У деяких кислотах кількість атомів водню не відповідає їх основності. Наприклад,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — одноосновна кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  — двоосновна. Згідно з основністю формули цих кислот мають вигляд  $\text{H}[\text{PH}_2\text{O}_2]$  та  $\text{H}_2[\text{PHO}_3]$ .

За хімічним складом розрізняють безкисневі та кисневмісні кислоти. До безкисневих кислот належать  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HSCN}$ . До кисневмісних кислот — гідрати кислотних оксидів (звичайні кислоти), полі-, тіо- і пероксокислоти. До звичайних кислот належать  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ . Прикладом полі-, тіо- та пероксокислот є  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ,  $\text{HNO}_4$ .

У межах групи із збільшенням атомного номера елемента сила кислот зменшується. Це пояснюється тим, що збільшується радіус атома елемента, тому біля нього може розміститися більше груп  $\text{OH}$  (сила кислот зменшується).

У межах періодів із збільшенням порядкового номера елемента його заряд збільшується, а радіус атома зменшується. Це зумовлює посилення кислотних властивостей. Наприклад, у третьому періоді  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  дуже слабка кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  - кислота середньої сили,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та  $\text{HClO}_4$  - сильні кислоти.

Частина молекули кислоти, яка утворюється при відщепленні від неї іонів водню називають **кислотним залишком**. Наприклад, для кислот  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  кислотними залишками відповідно є однозарядний  $\text{Cl}^-$  іон; однозарядний  $\text{HSO}_4^-$  та двозарядний  $\text{SO}_4^{2-}$ -іони; однозарядний  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , двозарядний  $\text{HPO}_4^{2-}$  та тризарядний  $\text{PO}_4^{3-}$ -іони.

Відомі кисневмісні кислоти, у молекулах яких міститься декілька кислотних залишків. Такі кислоти називають ізополікислотами. Їх можна розглядати як продукт взаємодії декількох молекул даного кислотного оксиду з однією молекулою води:



Утворення ізополікислот характерне для елементів п'ятої та шостої груп періодичної системи.

У кисневмісних кислот атоми кисню кислотного залишку можуть заміщатися

кислотними залишками слабкої кислоти  $\text{H}_2\text{S}$  і пероксиду водню  $\text{H}_2\text{O}_2$ . У першому випадку утворюються тіокислоти, у другому — пероксокислоти.

Прикладом тіокислот є тиосірчана кислота —  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , яку можна розглядати як похідну сірчаної кислоти, в якій один атом кисню заміщений на атом сірки  $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ .

Ортомиш'яковій кислоті  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  відповідає ряд тіокислот:  $\text{H}_3\text{AsO}_3\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_2\text{S}_2$ ,  $\text{H}_3\text{AsOS}_3$  і  $\text{H}_3\text{AsS}_4$ .

Пероксокислоти містять одну пероксогрупу ( $-\text{O}-\text{O}-$ ). їх можна розглядати як продукти заміщення одного атома кисню кислотного залишку іоном  $\text{O}_2^{2-}$ . Пероксокислотами є  $\text{H}_2\text{SO}_5$  ( $\text{H}_2\text{SO}_3\text{O}_2$ ),  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  ( $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6\text{O}_2$ ),  $\text{HNO}_4$  ( $\text{HNO}_2\text{O}_2$ ).

### Номенклатура кислот

Назви безкисневих кислот складаються із назви елемента і слова «водневі»:

$\text{HF}$  — фтороводнева (фторидна) кислота;  $\text{HCl}$  — хлороводнева (хлоридна) кислота;  $\text{HBr}$  — бромоводнева (бромідна) кислота;  $\text{HI}$  — йодоводнева (йодидна) кислота;  $\text{H}_2\text{S}$  — сірководнева (сульфідна) кислота;  $\text{H}_2\text{Se}$  — селеноводнева (селенідна) кислота;  $\text{HCN}$  - ціановоднева (ціанідна) кислота.

Традиційні назви кисневмісних кислот утворюють із назви кислотоутворюючого елемента і слова «кислота». При цьому назва кислоти, в якій елемент виявляє вищий ступінь окиснення, має закінчення -на, -ієва (-єва), -ова. Із зниженням ступеня окиснення кислотоутворюючого елемента закінчення кислот змінюються у такій послідовності: -нувата, -иста, -нுவатиста. Якщо елемент утворює дві кислоти, то назва з нижчим ступенем окиснення елемента має закінчення -иста.

Назви кислот утворюють, використовуючи назви їх аніонів. Наприклад:

$\text{H}_2\text{CO}_3$  — вугільна (карбонатна) кислота;

$\text{HNO}_2$  — азотиста (нітритна) кислота;

$\text{HNO}_3$  — азотна (нітратна) кислота;

$\text{H}_2\text{SO}_3$  — сірчиста (сульфітна) кислота;

$\text{H}_2\text{SO}_4$  — сірчана (сульфатна) кислота;

$\text{H}[\text{PH}_2\text{O}_2]$  — фосфорнуватиста (гіпофосфітна) кислота;

$\text{H}_2[\text{PHO}_3]$  — фосфориста (фосфітна) кислота;

$\text{HClO}$  — хлорнуватиста (гіпохлоритна) кислота;

$\text{HClO}_2$  — хлориста (хлоритна) кислота;

$\text{HClO}_3$  — хлорнувата (хлоратна) кислота;

$\text{HClO}_4$  — хлорна (перхлоратна) кислота. Якщо одному і тому ж ступеню окиснення елемента відповідають дві кислоти з різними основностями, то назва кислоти з вищою основністю має префікс орто-, з нижчою — мета-. Наприклад:

$\text{H}_3\text{BO}_3$  — ортоборна (ортоборатна) кислота;

$\text{HBO}_2$  - метаборна (метаборатна) кислота;

$\text{H}_3\text{PO}_4$  - ортофосфорна (ортофосфатна) кислота;

$\text{HPO}_3$  — метафосфорна (метафосфатна) кислота;

$\text{H}_3\text{AsO}_3$  — ортомиш'яковиста (ортоарсенітна) кислота;

$\text{HAsO}_2$  — метамиш'яковиста (метаарсенітна) кислота. Назви ізополікислот утворюють з назв звичайних кисневмісних кислот, похідними яких вони є, додаючи числові префікси ди-, три-, тетра-, що вказують на кількість атомів кислотоутворюючого елемента у молекулі ізополікислоти:

$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  — тетраборна (тетраборатна) кислота;

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  — дифосфорна (дифосфатна) кислота;

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  — дихромова (дихроматна) кислота;

$\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$  — трихромова (трихроматна) кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  — дисірчана (дисульфатна) кислота. Назви тіо- та пероксокислот утворюють з назв відповідних кисневмісних кислот, похідними яких вони є, додаючи відповідні префікси тіо-, пероксо-:

$\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$  ( $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) — тиосірчана (тіосульфатна) кислота;

$\text{H}_3\text{AsO}_3\text{S}$  — тіоортоарсенатна кислота;

$\text{H}_3\text{AsO}_2\text{S}_2$  — дитіоортоарсенатна кислота;

$\text{H}_3\text{AsOS}_3$  — тритіоортоарсенатна кислота;

$\text{H}_3\text{AsS}_4$  — тетратіоортоарсенатна кислота;

$\text{H}_2\text{SO}_3\text{O}_2$  — пероксомоносірчана (пероксомоносульфатна) кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6\text{O}_2$  — пероксодисірчана (пероксодисульфатна) кислота;

$\text{HNO}_4$  — пероксоазотна (пероксонітратна) кислота.

Поряд з традиційною назвою кислот використовують систематичні назви, в яких спочатку грецьким числівником вказують число атомів кисню, потім називають кислотоутворюючий атом з суфіксом -ат, у дужках римською цифрою вказують його ступінь окиснення і слово «водню». Наприклад:

$\text{H}_2\text{CO}_3$  — триоксокарбонат(IV) водню;

$\text{HNO}_2$  — діоксонітрат(III) водню;

$\text{HNO}_3$  — триоксонітрат(V) водню;

$\text{HClO}$  — оксохлорат(I) водню;

$\text{HClO}_2$  — діоксохлорат(III) водню;

$\text{HClO}_3$  - триоксохлорат(V) водню;

$\text{HClO}_4$  - тетраоксохлорат(VII) водню;

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  - гептаоксодихромат(VI) водню;

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  - гептаоксодифосфат(V) водню;

$\text{H}_3\text{PO}_4$  — тетраоксофосфат(V) водню;

$\text{HPO}_3$  - триоксофосфат(V) водню;

$\text{H}_2\text{SO}_3$  - триоксосульфат(IV) водню;

$\text{H}_2\text{SO}_4$  - тетраоксосульфат(VI) водню;

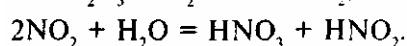
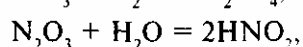
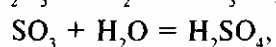
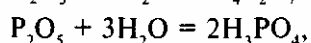
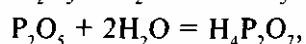
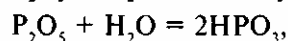
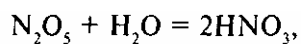
$\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$  - тіотриоксосульфат(VI) водню;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6\text{O}_2$  - пероксодисульфат(VI) водню;

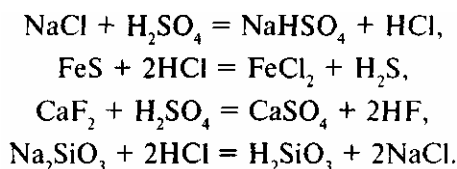
$\text{H}_5\text{IO}_6$  - гексаоксойодат(VII) водню.

### Одержання кислот

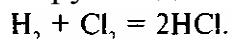
Основним способом одержання кислот є спосіб безпосереднього сполучення кислотних оксидів з водою:



Окремі кислоти одержують реакцією між сіллю та кислотою. При цьому утворюється нова сіль та нова кислота. Уданому випадку більш сильна кислота витискає більш слабку з розчину її солі, або менш летка витискає більш летку кислоту:

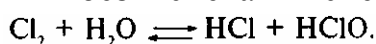


Безкисневі кислоти одержують спочатку у вигляді галогеноводнів, які розчиняють у воді, і таким чином отримують відповідну кислоту. Наприклад, хлороводень дає реакція взаємодії хлору з воднем:

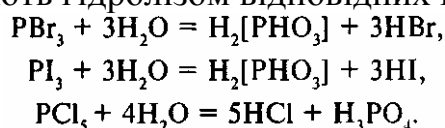


Це основний метод одержання хлороводню. Його водному розчину відповідає хлороводнева (хлоридна) кислота.

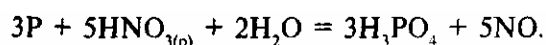
Окремі кислоти отримують взаємодією активних неметалів з водою, при цьому утворюються дві кислоти — безкиснева і кисневмісна:



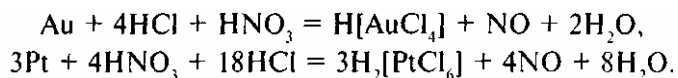
Деякі кислоти одержують гідролізом відповідних галогенідів:



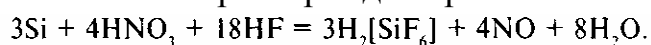
Деякі неметали при взаємодії з азотною кислотою окиснюються до нових кислот:



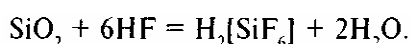
Комплексні кислоти одержують розчиненням благородних металів у «царській водці»:



Комплексні кислоти також характерні для кремнію:

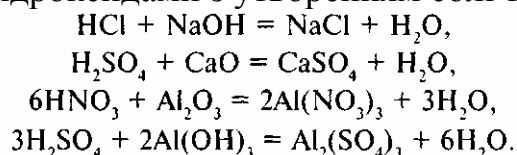


$\text{H}_2[\text{SiF}_6]$  — можна також одержати дією надлишку фторводневої кислоти на оксид кремнію:

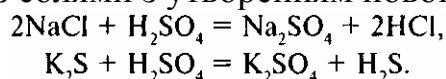


### Хімічні властивості кислот

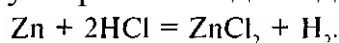
Більшість кислот — це рідини, їх розчини мають кислий смак, змінюють синій колір лакмусу на червоний, метилоранжу — на рожевий. Найважливішими властивостями кислот є їх здатність взаємодіяти з основами, основними оксидами, амфотерними оксидами і гідроксидами з утворенням солі та води:



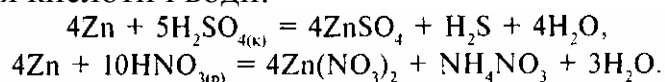
Кислоти взаємодіють з солями з утворенням нової кислоти і нової солі:



З металами взаємодіють з утворенням відповідних солей:



Взаємодія кислот-окисників з металами відбувається з утворенням солі, продуктів відновлення кислоти і води:



Взаємодія кислот з неметалами з утворенням нових кислот:



### Солі

**Солями** називають складні речовини, які можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення водню у кислотах атомами металів (групами атомів), або як продукти повного або часткового заміщення гідроксид-іонів в основах на кислотні залишки.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі — це електроліти, які у водному розчині дисоціюють, утворюючи позитивні іони, відмінні від іона водню, та негативні іони, що відрізняються від гідроксид-іона. За складом та хімічними властивостями солі поділяють на середні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні.

**Середні солі** — продукти повної нейтралізації кислоти основою. В них як катіони виступають катіони металів, групи атомів та комплексні катіони:  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$ .

**Кислими солями** є солі, одержані внаслідок неповного заміщення іонів водню в молекулах багатоосновних кислот атомами металів або металоподібних груп атомів:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{HSO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ .

**Основні солі** — це солі, одержані внаслідок неповного заміщення гідроксид-іонів у багатокислотних основах на кислотні залишки:  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{CoOHNO}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{AlOHSO}_4$ .

**Подвійні солі** утворюються при заміщенні іонів водню багатоосновної кислоти на катіони різних металів. Якщо катіони металів мають заряди +1 та +3, то такі подвійні солі, утворені сірчаною кислотою, називають **галунами**. Наприклад,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . Якщо катіони металів мають заряди +1 і +2, то такі подвійні солі називають **шьонітами**. До них належать подвійні сульфати загальної формули  $\text{M}_2^{+1}\text{M}^{+2}(\text{SO}_4)_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , прикладом яких є сіль Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Змішані солі можна одержати при заміщенні гідроксид-іонів багатокислотних основ на різні кислотні залишки. Наприклад,  $\text{CaOCl}_2$ .

**Комплексні солі** — це сполуки, які містять комплексні іони. Наприклад,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ .

### Номенклатура солей

Традиційні та систематичні назви солей пов'язані з номенклатурою неорганічних кислот. Існують номенклатурні правила назви катіонів та аніонів.

Систематичні назви одноатомних катіонів складаються з групового слова «катіон» у називному відмінку та назви елемента, що його утворив, у родовому відмінку, в кінці назви вказують ступінь окиснення або заряд катіона:

$\text{Cu}^+$  — катіон міді(I),  $\text{Fe}^{2+}$  — катіон заліза(II),  $\text{Cu}^{2+}$  — катіон міді(II),  $\text{Fe}^{3+}$  — катіон заліза(III).

Якщо елемент має лише один ступінь окиснення, то його можна не вказувати:  $\text{H}^+$  — катіон водню,  $\text{Na}^+$  — катіон натрію,  $\text{Ba}^{2+}$  — катіон барію,  $\text{Al}^{3+}$  — катіон алюмінію.

Систематичні назви багатоатомних одноелементних катіонів будують аналогічно, але вказують кількість атомів елемента за допомогою префіксів, а замість ступеня окиснення елемента — загальний заряд катіона арабською цифрою у круглих дужках:

$\text{Hg}_2^{2+}$  — катіон диртуті (2+) або катіон дигідраргіруму (2+),  $\text{I}_2^+$  — катіон дийоду (1+),  $\text{H}_2^+$  — катіон диводню (1+),  $\text{O}_2^+$  — катіон диоксигену (1+) або катіон

діоксигенілу.

Назви багатоелементних катіонів, одержаних додаванням протонів до нейтральних молекул, складаються з назви молекули або з кореня назви елемента і суфікса -оній (зрідка -аній, -іній).

$\text{NH}_4^+$  — катіон амонію,  $\text{PH}_4^+$  — катіон фосфонію,  $\text{N}_2\text{H}_5^+$  — катіон гідразінію (1+),  $\text{H}_3\text{O}^+$  — катіон оксонію (гідроксонію),  $\text{H}_2\text{F}^+$  катіон фторонію.

Систематичні назви моноатомних аніонів складаються з кореня назви елемента з суфіксом -ід (-ид) та групового слова «іон», що записується через дефіс:

$\text{H}^-$  — гідрид-іон,  $\text{F}^-$  — фторид-іон,  $\text{I}^-$  — йодид-іон,  $\text{CN}^-$  - ціанід-іон,  $\text{S}^{2-}$  — сульфід-іон.

Систематичні назви одноелементних поліатомних аніонів будують аналогічно, але при цьому вказують число атомів і загальний заряд аніону:

$\text{I}_3^-$  — трийодид ( $1^-$ )-іон,  $\text{S}_4^{2-}$  - тетрасульфід ( $2^-$ )-іон,  $\text{S}_2^{2-}$  — дисульфід ( $2^-$ )-іон.

Розповсюдженим одноелементним поліатомним аніонам надані спеціальні назви, які використовують замість їх систематичних назв:

$\text{O}_2^{2-}$  — пероксид-іон,  $\text{O}_2^-$  — надпероксид-іон,  $\text{O}_3^-$  — озонід-іон,  $\text{H}^-$  — гідрид-іон,  $\text{N}_3^-$  - азид-іон.

Систематичні назви багатоелементних аніонів будують за принципом номенклатури комплексних сполук. Назву аніону складають з корня латинської назви кисню із суфіксом -о, за яким йде назва кислотоутворюючого елемента з суфіксом -ат, потім у круглих дужках римськими цифрами вказують ступінь окиснення кислотоутворюючого елемента та через дефіс записують групове слово «іон». Наприклад,  $\text{NO}_3^-$  — триоксонітрат(V)-іон,  $\text{SO}_4^{2-}$  — тетраоксосульфат(VI)-іон.

#### Традиційні та систематичні назви аніонів кислот

Аніон	Традиційна назва аніона	Систематична назва аніона
$\text{BO}_3^{3-}$	ортоборат-іон	триоксоборат(III)-іон
$\text{BO}_2^-$	метаборат-іон	діоксоборат(III)-іон
$\text{CO}_3^{2-}$	карбонат-іон	триоксокарбонат(IV)-іон
$\text{SiO}_3^{2-}$	силікат-іон	триоксосилікат(IV)-іон
$\text{NO}_2^-$	нітрит-іон	діоксонітрат(III)-іон
$\text{NO}_3^-$	нітрат-іон	триоксонітрат(V)-іон
$\text{PO}_3^-$	метафосфат-іон	триоксофосфат(V)-іон
$\text{PO}_4^{3-}$	ортофосфат-іон	тетраоксофосфат(V)-іон
$\text{AsO}_4^{3-}$	ортоарсенат-іон	тетраоксоарсенат(V)-іон
$\text{AsO}_3^{3-}$	ортоарсеніт-іон	триоксоарсенат(III)-іон
$\text{AsO}_2^-$	метаарсеніт-іон	діоксоарсенат(III)-іон
$\text{SO}_3^{2-}$	сульфіт-іон	триоксосульфат(IV)-іон
$\text{SO}_4^{2-}$	сульфат-іон	тетраоксосульфат(VI)-іон
$\text{SO}_3\text{S}^{2-}$ ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ )	тіосульфат-іон	сульфідтриоксосульфат(VI)-іон
$\text{CrO}_4^{2-}$	хромат-іон	тетраоксохромат(VI)-іон
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат-іон	гептаоксодихромат(VI)-іон
$\text{Cl}^-$	хлорид-іон	хлорид-іон
$\text{ClO}^-$	гіпохлорит-іон	оксохлорат(I)-іон
$\text{ClO}_2^-$	хлорит-іон	діоксохлорат(III)-іон
$\text{ClO}_3^-$	хлорат-іон	триоксохлорат(V)-іон
$\text{ClO}_4^-$	перхлорат-іон	тетраоксохлорат(VII)-іон
$\text{FeO}_4^{2-}$	ферат-іон	тетраоксоферат(VI)-іон
$\text{PH}_2\text{O}_2^-$	гіпофосфіт-іон	діоксодигідрофосфат(I)-іон
$\text{PH}_2\text{O}_3^-$	фосфіт-іон	триоксогідрофосфат(III)-іон

Традиційні назви середніх солей утворюють з двох слів: назви аніона кислоти у називному відмінку та назви катіона у родовому відмінку:  $\text{CaCl}_2$  — хлорид кальцію;  $\text{NaNO}_3$  — нітрат натрію;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  — сульфат алюмінію;  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  —

ортофосфат або фосфат натрію;  $\text{KClO}_3$  — хлорат калію.

Якщо метал виявляє різні ступені окиснення та утворює кілька різних солей, то в їх назвах ступінь окиснення металу позначається в дужках римською цифрою. Наприклад,  $\text{CrSO}_4$  — сульфат хрому(II),  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  — сульфат хрому(III).

Назви кислих солей утворюють з назв аніонів кислот, металу та префікса гідро-, який підкреслює наявність іонів водню у складі солі. Якщо молекула солі містить не один, а кілька іонів водню, то до її назви додають числівники ди-, три-, тетра-, які вказують кількість атомів водню. Наприклад,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  — гідрофосфат натрію,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  — дигідрофосфат натрію.

Назви основних та оксосолей починають з префіксів гідроксо- або оксо-, що підкреслює наявність гідроксид-іонів або атомів кисню в їх складі, потім називають аніони кислот, останнім у родовому відмінку дається назва катіона. Якщо молекула основної солі містить декілька  $\text{OH}$ -іонів або атомів кисню, то до її назви додають числові префікси ди-, три-, тетра-, які вказують їх число. Наприклад,  $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$  — гідроксохлорид алюмію,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  -дигідроксохлорид алюмінію,  $\text{BiONO}_3$  — оксид-нітрат вісмуту(III). Назви подвійних солей утворюють з назви кислотних залишків та катіонів (кількість молекул води вказують грецьким числівником). Наприклад,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  - додекагідрат сульфату алюмінію-калію,  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  - гексагідрат сульфату заліза(III)-амонію,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  - додекагідрат сульфату хрому(III)-калію,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  - гексагідрат сульфату заліза(II)-діамонію.

У хімічній літературі використовують систематичні назви солей, які складаються з систематичної назви аніона у називному відмінку та назв катіона у родовому відмінку.

$\text{BaCO}_3$  - триоксокарбонат(IV) барію,

$\text{KNO}_2$  - діоксонітрат(III) калію,

$\text{KNO}_3$  - триоксонітрат(V) калію,

$\text{Na}_2\text{SO}_3$  - триоксосульфат(IV) натрію,

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  — тетраоксосульфат(VI) натрію,

$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$  — гептаоксодисульфат(VI) калію,

$\text{NaHSO}_4$  — тетраоксосульфат(VI) водню-натрію,

$\text{KClO}$  — оксохлорат(I) калію,

$\text{KClO}_2$  — діоксохлорат(III) калію,

$\text{KClO}_3$  — триоксохлорат(V) калію,

$\text{KClO}_4$  — тетраоксохлорат(VII) калію,

$\text{K}_2\text{HPO}_4$  — тетраоксофосфат(V) водню-калію,

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  - триоксокарбонат(IV) гідроксоміді(II),

$\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  — тетраоксофосфат(V) амонію-магнію,

$\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$  — сульфідотриоксосульфат(VI) натрію,

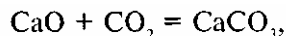
$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  — триоксонітрат(V) диртуті(I),

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  - гексагідрат тетраоксосульфат(VI) заліза(II)-амонію

### Методи одержання солей

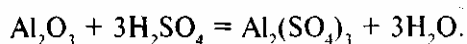
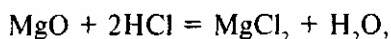
Найважливішими методами одержання солей є:

1. Взаємодія основних оксидів з кислотними або амфотерними:

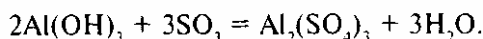
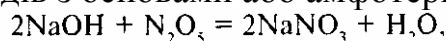


2. Взаємодія основних та амфотерних оксидів з кислотами:

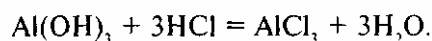
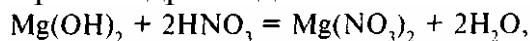




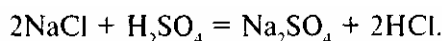
3. Взаємодія кислотних оксидів з основами або амфотерними гідроксидами:



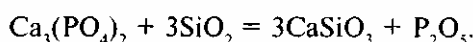
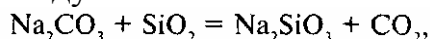
4. Взаємодія основ і амфотерних гідроксидів з кислотами:



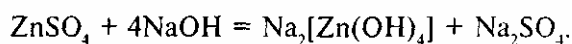
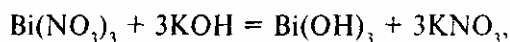
5. Взаємодія солей з кислотами:



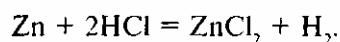
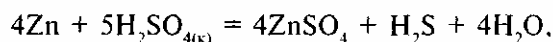
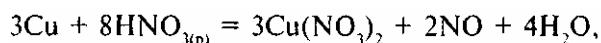
6. Взаємодія між солями і кислотними оксидами з утворенням нової солі та витісненням більш леткого оксиду:



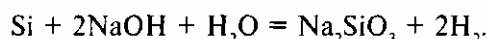
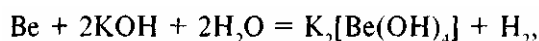
7. Взаємодія солей з основами:



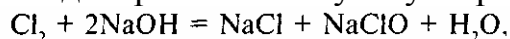
8. Взаємодія металів з кислотами:



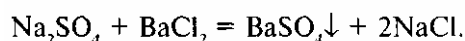
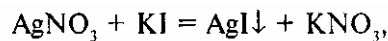
9. Взаємодія амфотерних металів і неметалів з лугами. Алюміній, берилій, цинк, олово, свинець реагують з розчинами лугів з утворенням відповідних комплексних солей та водню:



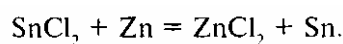
10. Деякі неметали при взаємодії з розчинами лугів утворюють дві солі:



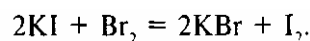
11. Взаємодія між солями з утворенням менш розчинної солі або малодисоційованої сполуки:



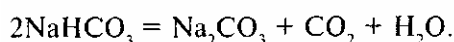
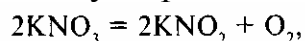
12. Реакції витіснення одних металів іншими з їх солей:



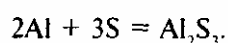
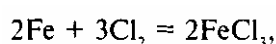
13. Взаємодія солей з неметалами:



14. Термічний розклад деяких солей з утворенням нових солей:

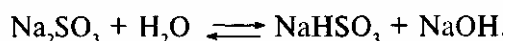
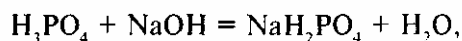
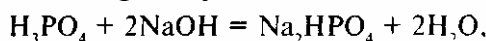


15. Взаємодія двох простих речовин:

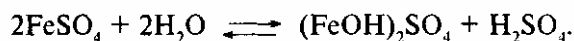
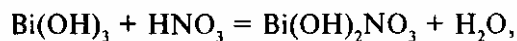
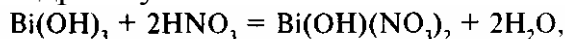


Кислі солі одержують реакцією неповної нейтралізації багато-основної

кислоти основою або реакціями гідролізу:

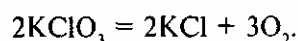
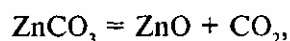


Основні солі одержують при неповній нейтралізації багато-кислотних основ кислотами або реакціями гідролізу:

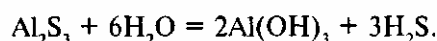
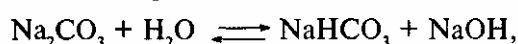
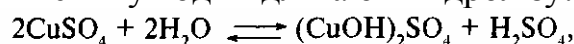


### Хімічні властивості солей

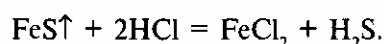
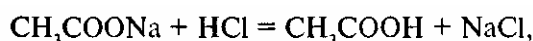
Солі — тверді кристалічні речовини, які мають високі температури плавлення. Вони поділяються на розчинні, малорозчинні та практично нерозчинні. Солі азотної та оцтової кислот добре розчиняються у воді. Солі сірчаної та соляної кислот можуть бути добре розчинними або практично нерозчинними. Солі ряду кислот підлягають термічному розкладу:



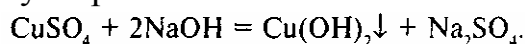
Більшість солей при розчиненні у воді підлягають гідролізу:



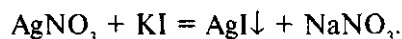
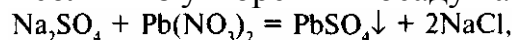
Солі вступають у реакції обміну з кислотами з утворенням нової солі та нової кислоти:



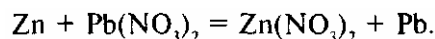
Взаємодія з лугами з утворенням солі і основи:



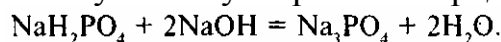
Реакція взаємодії між солями з утворенням осаду важкорозчинної солі:



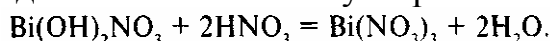
Реакції заміщення з металами:



Кислі солі взаємодіють з лугами з утворенням середньої солі і води:



Основні солі взаємодіють з кислотами з утворенням середньої солі і води:



Деякі солі при взаємодії з солями утворюють комплексні солі:

