

Оксиди

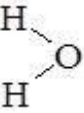
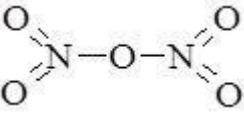
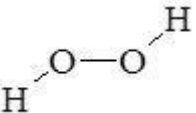
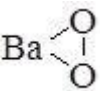
1. Загальна характеристика

Оксиди – складні речовини, що складаються з двох елементів, один з яких Оксиген у ступені окиснення – 2. Оксиди є дуже різноманітні за своїми фізичними властивостями – від газів, стійких при низьких температурах, до твердих кристалічних сполук з дуже високими температурами плавлення.

В оксидах не існує зв'язку між атомами Оксигену. Сполуки, у яких є такий зв'язок, називають *пероксидами*, ступінь окиснення Оксигену у них – 1, їх відносять до класу солей гідроген пероксиду H_2O_2 .

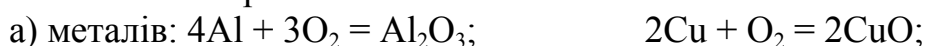
Хімічну (систематичну назву) оксидів складають з двох слів: перше – назва елемента у називному відмінку, друге – оксид. Якщо елемент може утворювати кілька оксидів, то у назві оксиду, після назви елемента вказують у дужках його ступінь окиснення (римською цифрою, без знаків “–” чи “+”). Іноді оксиди складу ЕО називають монооксидами, EO_2 – діоксидами тощо.

Деякі бінарні сполуки елементів з Оксигеном:

Формула	Графічна формула	Назва
H_2O		гідроген оксид, вода
CO_2	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	карбон (IV) оксид, карбон діоксид, вуглекислий газ
N_2O_5		нітроген (V) оксид, нітроген пентаоксид, нітратний ангідрид
H_2O_2		гідроген пероксид
BaO_2		барій пероксид

2. Основні способи одержання оксидів:

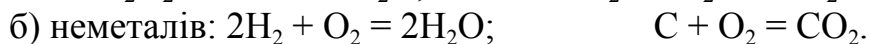
1. Взаємодія простих речовин з киснем, що супроводжується виділенням тепла і світла – горіння:



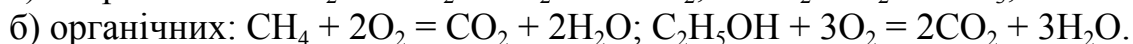
Таким способом неможливо одержати оксиди лужних металів, які при взаємодії з киснем утворюють пероксиди або надпероксиди (супероксиди):



тому оксиди таких елементів одержують іншими методами:



2. Взаємодія складних речовин з киснем:



3. Термоліз складних речовин:

- а) оксидів: $2\text{PbO}_2 = 2\text{PbO} + \text{O}_2$; $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$;
б) гідроксидів: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$; $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
в) кислот: $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
г) солей: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$; $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

3. Класифікація оксидів та їх властивості

Усі оксиди поділяють на солетвірні і несолетвірні (індиферентні).

Несолетворні (індиферентні) оксиди не утворюють солей у реакціях з кислотами і основами. Таких оксидів 4: карбон (II) оксид CO, силіцій (II) оксид SiO, нітроген (I) оксид N₂O, нітроген (II) оксид NO. Однак, відомий спосіб одержання натрій формиату базується на реакції:



Солетворні оксиди при взаємодії з кислотами або основами утворюють солі:



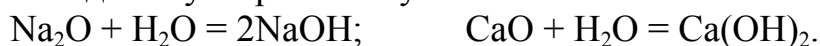
Серед солетворних виділяють основні, кислотні та амфотерні оксиди.

Основні – оксиди, гідрати яких – основи. Основними є оксиди лужних (Li, Na, K) і лужноземельних (Ca, Sr, Ba) металів, а також оксиди Cu (II), Fe (II) та Fe (III). У них переважно реалізується іонний хімічний зв'язок, за н. у. усі вони – тверді речовини.

Фізичні властивості оксидів: за нормальних умов оксиди перебувають у газоподібному (N₂O, CO₂), рідкому (H₂O, SO₃) або твердому (оксиди металів) стані.

Хімічні властивості основних оксидів:

1. Взаємодія з водою з утворенням лугів:

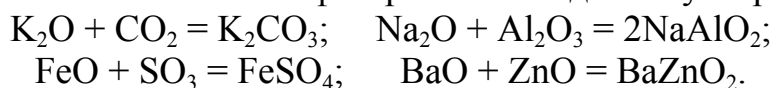


Оксиди Cu (II), Fe (II) та Fe (III) з водою не взаємодіють.

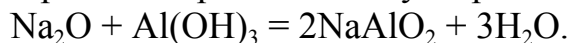
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей та води:



3. Взаємодія з кислотними та амфотерними оксидами з утворенням солей:



4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей та води:



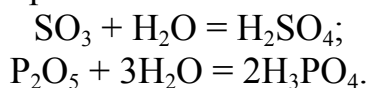
5. Участь в окисно-відновних реакціях:



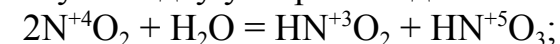
Кислотні – оксиди, гідрати яких – кислоти. Ці оксиди ще називають ангідридами кислот. Кислотними є оксиди неметалів та металів у високих (+5 – +7) ступенях окиснення. В кислотних оксидах реалізується ковалентний полярний хімічний зв'язок, за н.у. вони перебувають у газовому (CO₂, SO₃), рідкому (N₂O₅, Cl₂O₇) або твердому (P₂O₅, Mn₂O₇) стані.

Хімічні властивості кислотних оксидів:

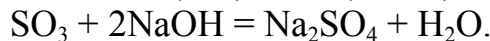
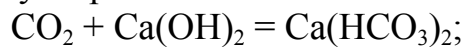
1. Взаємодія з водою з утворенням кислот:



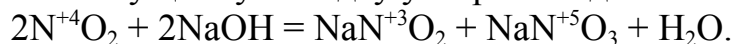
Кислотні оксиди, утворені елементами, що перебувають у проміжному ступені окиснення у цьому випадку утворюють дві кислоти:



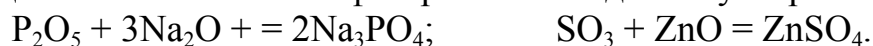
2. Взаємодія з лугами з утворенням солей:



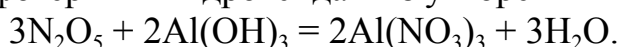
Кислотні оксиди, утворені елементами, що перебувають у проміжному ступені окиснення у цьому випадку утворюють дві солі:



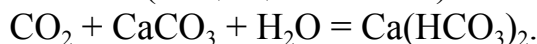
3. Взаємодія з основними та амфотерними оксидами з утворенням солей:



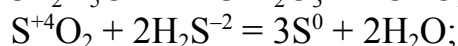
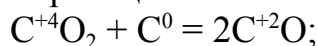
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей та води:



5. Взаємодія у розчинах із середніми солями відповідних кислот з утворенням кислих солей (якщо це можливо):



6. Участь в окисно-відновних реакціях:

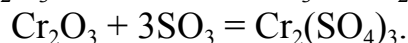
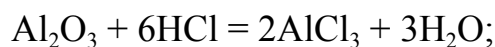


Амфотерні оксиди – залежно від умов виявляють властивості основних або кислотних оксидів. Їх утворюють лише метали побічних підгруп, які перебувають у проміжних ступенях окиснення, а також берилій Be та алюміній Al. В амфотерних оксидах реалізується іонно-ковалентний хімічний зв'язок, за н.у. – усі вони тверді речовини.

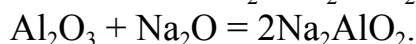
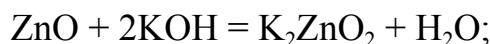
Хімічні властивості амфотерних оксидів:

1. З водою не реагують, амфотерні гідроксиди одержують іншими методами.

2. Аналогічно з основними, реагують з кислотами та кислотними оксидами, утворюючи солі:



3. Аналогічно з кислотними, реагують у розплаві з основами та основними оксидами, утворюючи солі:



Воду теж можна розглядати як амфотерний оксид, оскільки вона при дисоціації утворює іони H^+ і OH^- :

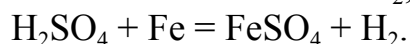
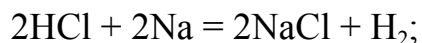


і реагує з кислотними та основними оксидами з утворенням кислот або основ відповідно.

Кислоти

1. Загальна характеристика та класифікація кислот

Кислоти – сполуки, в яких атоми Гідрогену, що входять до їх складу можуть замінюватись атомами металів (або металоподібною групою атомів) з утворенням солей:



Кількість іонів водню в кислоті визначає її основність. Група атомів, яка залишається після відщеплення від молекули кислоти атомів Гідрогену, називається кислотним залишком. Кислоти класифікують за різними критеріями.



Поширені два типи номенклатури кислот – хімічна (систематична або раціональна) і тривіальна. Перша найчастіше застосовується у науковій літературі, друга – у промисловості, побуті. Чіткого розподілу сфер їх використання немає.

Згідно сучасної української хімічної номенклатури систематичні назви кислот складаються з двох слів, друге з яких кислота. Корінь першого слова походить від назви елемента, що утворює кислоту, з додаванням суфікса -ат- (нітратна кислота HNO_3 – сполука Нітрогену N, карбонатна кислота H_2CO_3 – сполука Карбону тощо).

У випадку окисигеновмісної кислоти це слово може включати показник ступеня окиснення елемента. Якщо елемент, який утворює кислоту, перебуває у максимальному ступені окиснення, то його зазвичай не вказують ($\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – сульфатна кислота), в іншому випадку ступінь окиснення вказують у дужках ($\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сульфатна (IV) кислота).

Перше слово назви безокисигенової кислоти походить від назви елемента з додаванням суфікса -ід- або -ид- (сульфідна кислота H_2S , йодидна кислота HI).

Для деяких найважливіших кислот поряд із систематичними назвами збереглися раціональні. У цих назвах різні ступені окиснення елементів, що утворюють кислоти позначаються префіксами і/або суфіксами: $\text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_3$ –фосфатсита, $\text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ – ортофосфатна, $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сульфїтна, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ –

сульфатна, HCl^{+1}O – гіпохлоритна, $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ – хлоритна, $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ – хлоратна, $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ – перхлоратна кислоти.

Рациональні назви аніонів походять від хімічних назв відповідних кислот.

Назви деяких кислот та їх кислотних залишків (відповідно солей) представлені в таблиці:

Формула	Назва за номенклатурою	Тривіальна назва	Назва кислотного залишку
HF	Флуоридна	Флуороводнева, плавикова	Флуорид
HCl	Хлоридна	Хлорводнева, соляна	Хлорид
HBr	Бромідна	Бромводнева	Бромід
HI	Іодидна	Іодоводнева	Іодид
HCN	Ціанідна	Ціановоднева	Ціанід
H_2S	Сульфідна	Сірководнева	Сульфід
H_2SO_4	Сульфатна	Сірчана	Сульфат
H_2SO_3	Сульфітна	Сірчиста	Сульфіт
HNO_3	Нітратна	Азотна	Нітрат
HNO_2	Нітритна	Азотиста	Нітрит
H_2CO_3	Карбонатна	Вугільна	Карбонат
H_2SiO_3	Силікатна	Кремнієва	Силікат
H_3PO_4	Ортофосфатна	Ортофосфорна	Ортофосфат
HPO_3	Метафосфатна	Метафосфорна	Метафосфат

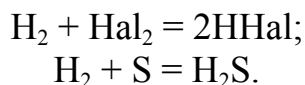
Слід запам'ятати, що не завжди кількість атомів Гідрогену збігається з основністю кислоти, оскільки основність визначають лише атоми Гідрогену, зв'язані з центральним атомом через Оксиген.

Основність деяких оксигеновмісних кислот фосфору:

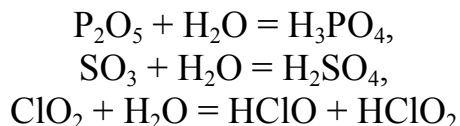
Назва	Формула	Графічна формула	Основність
Метафосфатна	HPO_3	$\text{H}-\text{O}-\text{P}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{smallmatrix}$	1
Гіпофосфітна	H_3PO_2	$\text{H}-\text{O}-\text{P}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	1
Фосфітна	H_3PO_3	$\text{H}-\text{O}-\text{P}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$ $\text{H}-\text{O}-$	2
Ортофосфатна	H_3PO_4	$\text{H}-\text{O}-\text{P}\begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{smallmatrix}$ $\text{H}-\text{O}-$	3

2. Одержання кислот

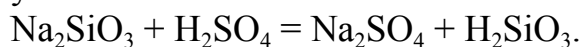
1. Безоксигенові кислоти одержують безпосередньо взаємодією неметалу з воднем:



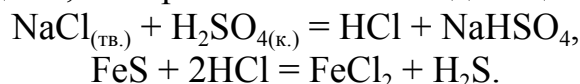
2. Оксигеновмісні кислоти утворюються при взаємодії кислотних оксидів (ангідридів) з водою:



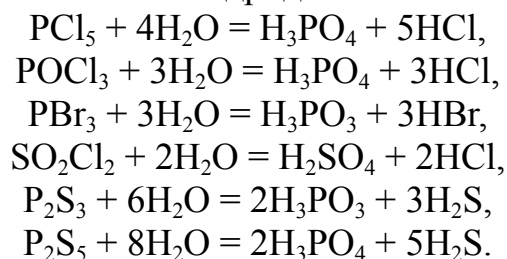
3. Кислоти, ангідриди яких з водою не реагують, добувають з їх солей реакціями обміну:



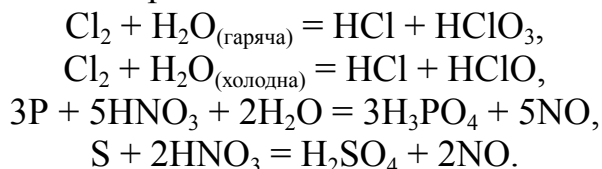
Таким чином можна одержати й деякі інші кислоти, за умови, що у реакції утворюються газоподібні, малорозчинні або малодисоційовані сполуки:



4. Безоксигенові та оксигеновмісні кислоти можна одержати гідролізом відповідних галоген- або тіоангідридів:



5. Деякі кислоти можна одержати шляхом окисно-відновних реакцій:



3. Властивості кислот

Фізичні властивості кислот. За н. у. кислоти перебувають у твердому (силікатна H_2SiO_3 , боратна H_3BO_3 , ортофосфатна H_3PO_4) або рідкому (сульфатна H_2SO_4 , нітратна HNO_3) стані. Вони добре розчинні у воді (крім H_2SiO_3). Водні розчини газоподібних сполук гідрогену з деякими неметалами (HHal , H_2S , HCN) теж є кислотами.

Розчини кислот кислі на смак, роз'їдають тканини, шкіру. Усі кислоти змінюють забарвлення індикаторів.

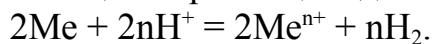
Хімічні властивості кислот умовно можна розділити на дві групи:

I. Спільні для всіх кислот, пов'язані з наявністю у їх розчинах іонів гідроксонію H_3O^+ .

II. Специфічні, характерні для конкретних кислот (зокрема якісні реакції), розглянуті при вивченні відповідних елементів.

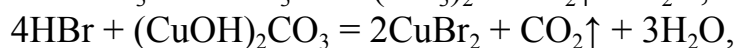
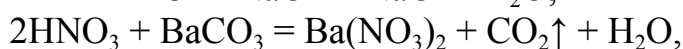
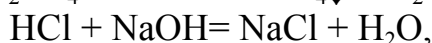
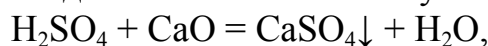
Розглянемо спільні властивості кислот. Іон H^+ , який обов'язково наявний у водних розчинах усіх кислот у формі H_3O^+ , з одного боку може вступати в окисно-відновні реакції, відновлюючись при цьому до молекулярного водню H_2 , а з іншого – взаємодіяти з негативно зарядженими або нейтральними частинками, які мають неподілені електронні пари (кисотно-основна взаємодія).

Окисно-відновні реакції – взаємодія кислот з металами, які в ряду стандартних електродних потенціалів розміщені до Гідрогену:

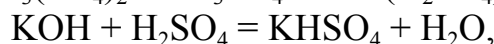


За цією схемою реагують усі кислоти-неокисники.

Кисотно-основними є реакції з основними оксидами, основами, середніми, основними та іноді з кислими солями з утворенням нових солей:



Багатоосновні кислоти, перебуваючи у реакційній суміші у надлишку, реагують із середніми солями утворюючи кислі солі:



Окремим випадком кислотно-основної взаємодії є кольорові реакції з індикаторами.

При нагріванні оксигеновмісні кислоти відщеплюють воду з утворенням ангідридів:

