

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до практичних робіт з дисципліни
«Хімія з основами біогеохімії»**

**тема «НЕОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ.
КЛАСИФІКАЦІЯ»**

Одеса - 2008

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до практичних робіт з дисципліни
«Хімія з основами біогеохімії»**

**тема «НЕОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ.
КЛАСИФІКАЦІЯ»**

Для студентів I курсу денної форми навчання.
Напрямок підготовки екологія, гідрометеорологія за всіма спеціальностями

«Затверджено»
методичною комісією
природоохоронного факультету
протокол № 9 від «20» травня 2008 р.

Одеса - 2008

Методичні вказівки до виконання практичних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» тема «Неорганічні сполуки. Класифікація» для студентів I курсу денної форми навчання. Напрямок підготовки екологія, гідрометеорологія за всіма спеціальностями.

Укладачі: доц., к.х.н. Герасименко Г.І., ас. Шепеліна С.І.
Одеса, ОДЕКУ, 2008 р. – 93 с.; укр. мова

Зміст

Передмова.....	4
Вступ	5
1. Основні класи неорганічних сполук	6
1.1 Сполуки Оксигену – оксиди	6
1.2. Гідроксиди	12
1.2.1 Гідроксиди – основи	12
1.2.2 Гідроксиди – кислоти	17
1.2.2.1 Поширені кислоти	23
1.2.2.1.1 Кислоти Сульфуру	23
1.2.2.1.2 Кислоти Нітрогену	26
1.2.2.1.3 Кислоти Фосфору	29
1.2.2.1.4 Кислота Карбону	31
1.2.2.1.5 Кислоти Силіцію	31
1.2.3 Амфотерні гідроксиди	32
1.3 Солі	36
1.3.1 Графічні формули солей	43
Контрольні питання.....	45
1.4 Приклади розв`язання завдань	46
1.5 Індивідуальні завдання	49
2 Неметали та їх сполуки	52
2.1 Інертні елементи	52
2.2 Сполуки Гідрогену – гідриди	53
2.3 Сполуки елементів сьомої групи	56
2.3.1 Сполуки Флуору – фториди	57
2.3.2 Сполуки Хлору – хлориди	59
2.3.3 Сполуки Бром, Йоду – броміди, йодиди	60
2.3.4 Кисневі сполуки галогенів	62
2.4 Сполуки елементів шостої групи	63
2.4.1 Сполуки Сульфуру – сульфідиди	64
2.4.2 Кисневі сполуки халькогенів	69
2.5 Сполуки елементів п`ятої групи	70
2.5.1 Сполуки Нітрогену – нітриди	71
2.5.2 Сполуки Фосфору – фосфідиди	74
2.5.3 Кисневі сполуки неметалів п`ятої групи	75
2.6 Сполуки неметалів четвертої групи	76
2.6.1 Сполуки Карбону – карбідиди	77
2.6.2 Сполуки Силіцію – силіциди	79
2.6.3 Кисневі сполуки неметалів четвертої групи	80
Контрольні питання	81
2.7 Приклади розв`язання завдань	82
2.8 Індивідуальні завдання	86
3 Література	89
Додаток	90

ПЕРЕДМОВА

Сучасній хімії відомі мільйони сполук, які синтезовано самою природою чи людиною. Знати про всі речовини та їх властивості неможливо. Але потрібно вміти орієнтуватися в цій різноманітності. Людина навчилася класифікувати різні речі, явища, процеси, що дає змогу оволодіти певними уявленнями про них. Це відноситься також до хімічних сполук.

В хімії існує багато різних класифікацій, які дозволяють усвідомити будову речовини, її властивості. Одна з найважливіших – розподіл речовин за класами, за певними властивостями.

До основних класів в неорганічній хімії відносять: оксиди, гідроксиди (основи та кислоти), солі. Кожен клас має свої особливості, тому можна передбачити властивості сполук, віднесених до цього класу.

Мета методичних вказівок – отримання студентом навичок написання графічних формул сполук певного класу, визначення типу хімічного зв'язку в них та відповідних хімічних властивостей сполук за їх будовою.

Методичні вказівки містять передмову, вступ та два розділи «Основні класи неорганічних сполук» та «Неметали та їх сполуки», приклади розв'язання завдань та індивідуальні завдання до кожної теми (по 30 варіантів).

В першому розділі розглянуто бінарні (оксиди) та багатоелементні сполуки (основи, кислоти, солі), вказано генетичний зв'язок між ними, розглянуто будову, графічні формули сполук, їх фізичні та хімічні властивості. Наведені приклади розв'язання завдань вказують алгоритм визначення будови, типу хімічного зв'язку та очікуємих властивостей сполук. Неметали та їх сполуки – гідриди, галогеніди, сульфідиди, нітриди, фосфідиди, карбідиди, сіліциди, з яких складаються неосновні класи сполук, описані в другому розділі. Там же надані відомості про кисневі сполуки неметалів.

Після вивчення матеріалу студент отримає *знання*:

- про хімічну будову класів неорганічних сполук;
- про тип хімічного зв'язку, енергію йонізації, спорідненість до електрону, електронегативність елементів

Одержані знання дозволяють *вміти*:

- складати формули сполук та правильно визначати їх назви;
- записувати графічні формули та визначати тип хімічного зв'язку за електронегативністю;
- пов'язувати тип хімічного зв'язку із хімічними властивостями сполук.

Ці знання використовуються в змістовних модулях кредитно-модульної системи оцінки знань студентів.

ВСТУП

Класифікація неорганічних сполук

Неорганічні сполуки можна класифікувати за складом та властивостями.

Усі речовини, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, поділяються на прості та складні – бінарні (двохелементні) та багатоелементні сполуки. Прості речовини складаються з атомів одного елемента металів чи неметалів.

Метали складаються з атомів хімічних елементів *s*-, *d*-, *f*-родин та деяких *p*-елементів. Метали – це сполуки, характерною хімічною властивістю яких є здатність віддавати свої валентні електрони, перетворюючись при цьому в позитивно заряджені іони. Це здійснюється внаслідок низьких значень електронегативностей, які обумовлені невисокими енергіями йонізації атомів і невеликою (часто від'ємною) спорідненістю до електрону.

Неметали здатні приєднувати валентні електрони інших елементів. Здатність приєднувати електрони підвищується зі збільшенням порядкового номеру неметалу в періоді та зменшується з зростанням його радіуса в групі. За здатністю приєднувати електрони неметали можна розташувати у такій послідовності:



Записують формули простих сполук, побудованих з атомів одного хімічного елемента, символом цього елемента, пам'ятаючи, що молекули газоподібних сполук (окрім благородних газів) складаються з двох атомів, але для деяких неметалів – з більшої кількості атомів.

Наприклад: метали: цинк – *Zn*, мідь – *Cu*, залізо – *Fe*.
Неметали: фосфор – *P₄*, сірка – *S₈*, озон – *O₃*, водень – *H₂*, азот – *N₂*,

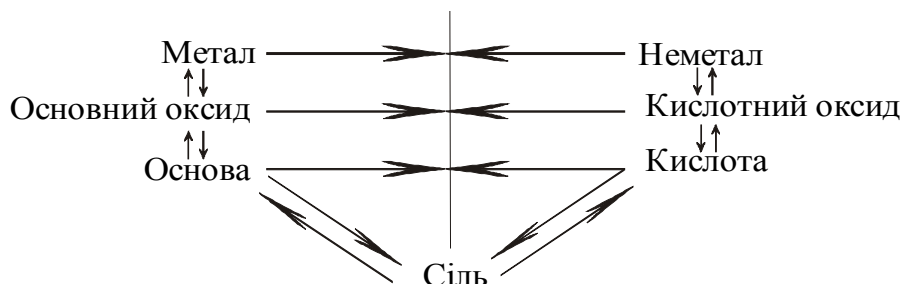
Під час різних хімічних реакцій з простих речовин можна одержати більш складні сполуки. До двоелементних (бінарних) сполук відносять речовини, що складаються з атомів двох елементів: оксиди, галогеніди, які належать до основних класів неорганічних сполук; гідриди, сульфідиди, нітриди, фосфідиди, карбідиди, силіциди та інші, відносять до неосновних класів неорганічних сполук (солеподібні бінарні сполуки). Останні – це сполуки, що складаються з двох елементів різної електронегативності і виявляють деякі типові ознаки солей: здатність гідролізувати, подібність кристалічних ґраток до ґраток солей тощо.

Назва сполук складається з латинського кореня більш електронегативного елемента з закінченням *-ід*, *-ид* та назви менш електронегативного елемента у родовому відмінку.

Наприклад: оксид міді *CuO*; сульфід амонію *(NH₄)₂S*; нітрид кальцію – *Ca₃N₂*; фосфід магнію *Mg₃P₂*; карбід алюмінію *Al₄C₃*; гідрид кальцію *CaH₂*.

1 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук зображений на схемі. Неорганічні сполуки пов'язані між собою: з простих речовин внаслідок перетворень можна одержати більш складні речовини, які в свою чергу, можна перетворити на вихідні прості.



1.1 Сполуки Оксигену - оксиди

Оскільки атом Оксигену містить тільки два неспарені електрони, він може лише двояко сполучатись у молекули: $O = O$ і $O-O-O$ й

утворювати тільки дві алотропні видозміни : кисень та озон.

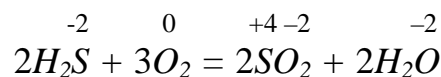
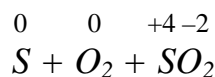
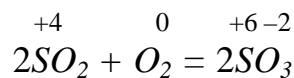
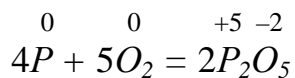
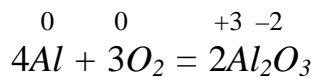
Оксиген – найпоширеніший елемент у земній корі, його вміст становить 47 мас.%. Кисень – O_2 , проста речовина, утворена Оксигеном, міститься в атмосферному повітрі; у зв'язаному стані Оксиген входить до складу води, кварцу, силікатів, алюмосилікатів, сполук тваринного і рослинного походження. Крім O_2 у верхніх шарах атмосфери є проста речовина Оксигену O_3 , озон, максимальна концентрація якого зафіксована на висоті близько 25 км від поверхні Землі. Цей шар має дуже важливе значення, оскільки затримує жорстке сонячне випромінювання, тривала дія якого смертельно небезпечна для всіх живих організмів.

Оксиген утворює двохатомні молекули, що характеризуються високою міцністю: стандартна ентальпія атомізації кисню становить 498 кДж/моль. За реакційною здатністю він поступається тільки галогенам. Взаємодія речовин з киснем у багатьох випадках має характер горіння.

З більшістю простих речовин кисень взаємодіє безпосередньо, утворюючи оксиди, які відносять до основних класів неорганічних речовин.

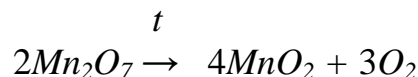
Назва оксиду складається зі слів «оксид» та назви елемента в родовому відмінку. Якщо елемент утворює декілька оксидів, то в їх назвах вказують ступені окиснення елемента римською цифрою у дужках після назви. Наприклад: FeO – оксид заліза (II), Fe_2O_3 – оксид заліза (III).

Одержання. Оксиди можна отримати під час взаємодії простих або складних речовин з киснем. Це прямий спосіб:

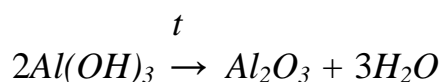


Під час термічного розкладу речовин, до складу яких входить кисень:

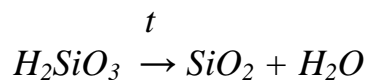
а) оксидів



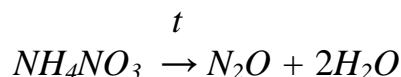
б) основ



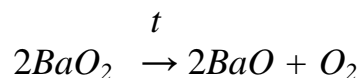
в) кислот



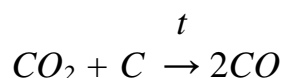
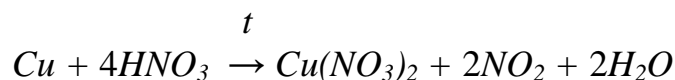
г) солей



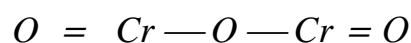
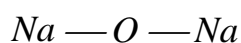
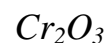
д) пероксидів



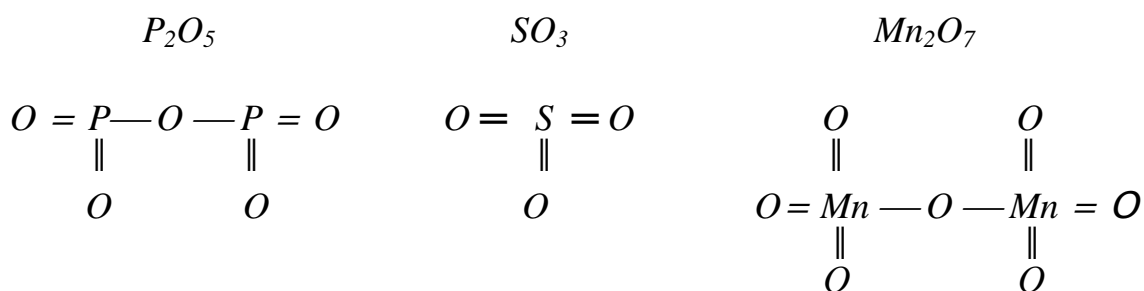
е) під час деяких інших реакцій



Графічні формули оксидів (хоча вони вказують лише порядок з'єднання атомів у молекулі) слід вміти записувати.



Одиниця валентності у графічній формулі позначається рисою. При складанні формул (можна писати в одну лінію) чергують елемент з киснем. Чергування елементів починають з того з них, кількість якого більша, ще слід пам'ятати про валентність кисню (вона дорівнює двом). Якщо кількість атомів кисню значно більша ніж елементу, то після чергування елементів, атоми кисню записують знизу і зверху над елементом.



В періодах, згідно з природою електропозитивного елемента, відбувається поступовий перехід від основних оксидів через амфотерні оксиди до кислотних.

Так, для елементів 3-го періоду цей перехід схематично можна подати так:



Оксиген здатний утворювати сполуки, які називаються пероксидами.

Ступінь окиснення кисню в пероксидах може бути «-1», а в супероксидах «-1/2» (*Na₂O₂*, *KO₂*). Деякі пероксиди за походженням можна віднести до класу солей (від кислоти – пероксиду гідрогену *H₂O₂*). Зокрема, пероксиди *Na₂O₂*, *CaO₂* виявляють властивості солей пероксиду гідрогену *H₂O₂*.

За функціональними властивостями неорганічні сполуки поділяються на класи, залежно від тих функцій, які виконуються у хімічних реакціях. Так оксиди поділяються на солетворні та несолетворні (байдужі). Останніх дуже мало, вони не реагують з кислотами чи основами. Це такі, як оксид азоту (I) *N₂O*, оксид азоту (II) *NO*, оксид вуглецю (II) *CO*.

Солетворних оксидів більшість, їх поділяють на основні, кислотні, амфотерні.

Основні оксиди

Основні оксиди – це такі, гідрати яких є основами. До них належать оксиди лужних, лужноземельних металів: *Li₂O*, *Na₂O*, *K₂O*, *MgO*, *BaO*, *CaO* – ці сполуки утворені елементами головних підгруп I та II груп періодичної системи; сполуки інших металів: *MnO*, *Mn₂O₃*, *CrO* у їх нижчих ступенях окиснення. Всі вони в звичайному стані – тверді. Тип хімічного зв'язку цих сполук переважно йонний.

Хімічні властивості основних оксидів

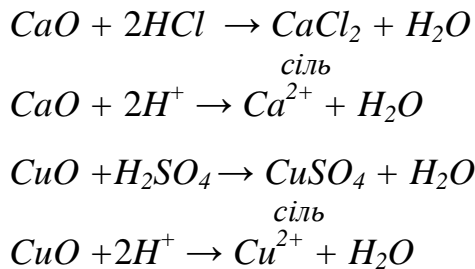
Більшість основних оксидів не вступає у взаємодію з водою, з нею реагують тільки оксиди лужних та лужноземельних металів і оксид талію (I) з утворенням лугів (розчинних гідроксидів).

1. *Взаємодія з водою.*
(молекулярні та йонні реакції)

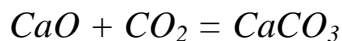


Ca(OH)_2 – малорозчинне при значній кількості. Основи, які розчиняються у воді мають назву – луги. Однак оксиди більшості металів з водою не реагують. Для визначення можливості взаємодії з водою необхідно користуватись таблицею розчинності. Якщо гідроксид, який може бути отриманим за реакцією, розчинний у воді, то розчинний і його оксид.

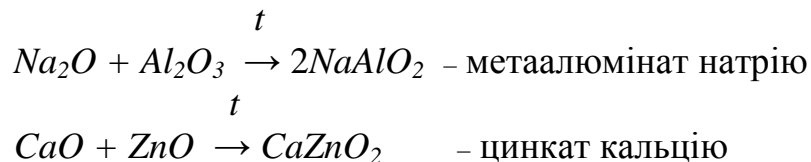
2. *Взаємодія з кислотами.* За реакцією утворюються солі та вода.



3. *Взаємодія з кислотними оксидами.* Також утворюються солі.



4. *Взаємодія з амфотерними оксидами.* Оксиди лужних та лужноземельних металів взаємодіють з амфотерними оксидами під час сплавлення. Також утворюються солі.



Кислотні оксиди

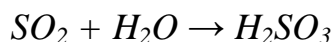
Кислотні оксиди – це такі, гідрати яких є кислотами, ще вони мають назву – ангідриди кислот: N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , SO_3 , CrO_3 , V_2O_5 тощо. До них належать оксиди типових неметалів, а також деяких металів (тих, що мають змінні ступені окиснення) у їх можливих вищих та високих

ступенях окиснення: п'ять і більше (V_2O_5 , CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7). Благородні гази та галоген фтор не утворюють кислотних оксидів.

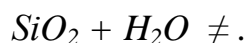
Типом хімічного зв'язку є ковалентний полярний. Різні кислотні оксиди за звичайних умов мають неоднаковий агрегатний стан. Тверді: P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 ; рідкі: N_2O_5 ; газоподібні: SO_2 , CO_2 .

Хімічні властивості кислотних оксидів

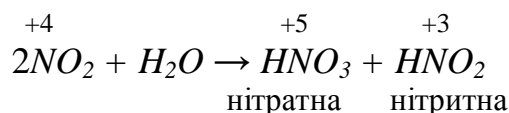
1. Взаємодія з водою.



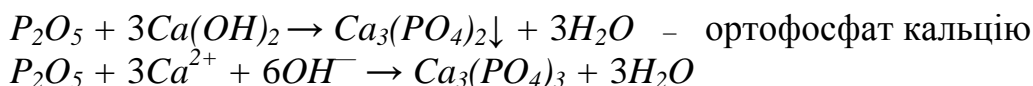
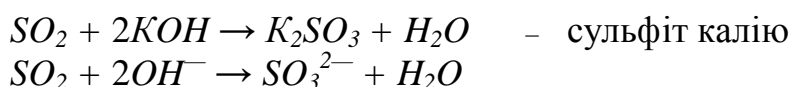
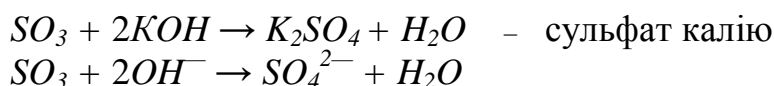
Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот. Але не всі кислотні оксиди розчинні у воді. Використовуючи таблицю розчинності, маємо визначити, якщо кислота, яка може бути отримана за реакцією, нерозчинна, то і кислотний оксид не реагує з водою, наприклад: SiO_2 . За таблицею кремнієва кислота, яка має утворитися, нерозчинна, тому кислотний оксид кремнію SiO_2 з водою не реагує:



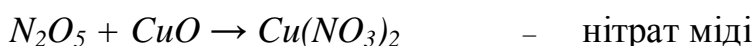
Деякі оксиди утворюють дві кислоти, в яких ступені окиснення елемента різні: наприклад, Нітроген (IV) утворює нітратну та нітритну кислоти:



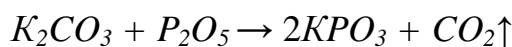
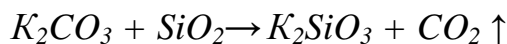
2. Взаємодія з основами (лугами). За реакціями утворюються солі та вода.



3. Взаємодія з основними та амфотерними оксидами.



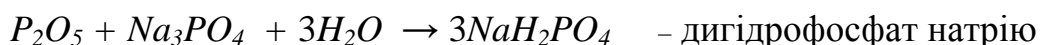
4. *Взаємодія з карбонатами (гідрокарбонатами) натрію, калію під час сплавлення.*



За реакцією більш леткий оксид CO_2 замінюється нелетким SiO_2 – утворюється сіль кремнієвої кислоти (силікат натрію); нелетким P_2O_5 – утворюється сіль метафосфат калію.

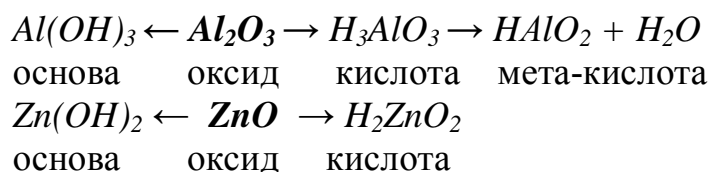
5. *Взаємодія з нормальними (середніми) солями.*

Кислотні оксиди, які утворюють багатоосновні кислоти, реагують із нормальними (середніми) солями цих самих кислот у присутності води. За реакцією утворюються кислі солі.



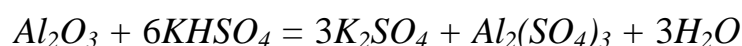
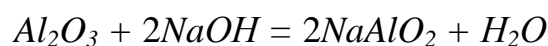
Амфотерні оксиди

Амфотерні оксиди одночасно виявляють кислотні і основні властивості. Для амфотерних оксидів та їх гідроксидів маємо записати перебіг:



До амфотерних оксидів належать: Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 , BeO , SnO_2 , PbO_2 , MnO_2 , TiO_2 тощо.

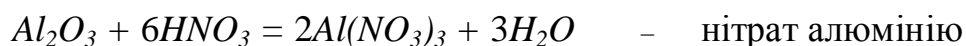
Амфотерні оксиди утворюють переважно метали; це метали головних підгруп (берилій, алюміній) та багатьох металів побічних груп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окиснення. Вони, як і основні оксиди, за звичайних умов перебувають у твердому стані, у воді не розчиняються. Слід пам'ятати, що деякі амфотерні оксиди (Cr_2O_3 , Al_2O_3 , TiO_2 тощо) дуже стійкі проти різних впливів: вони не розчиняються ні в водних розчинах лугів, ні в кислотах. Перевести їх у розчини можна лише сплавленням з твердими лугами, карбонатами, гідрогенсульфатами (або $K_2S_2O_7$). Реакції відбуваються за такими рівняннями (молекулярні):



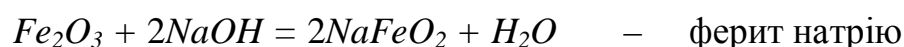
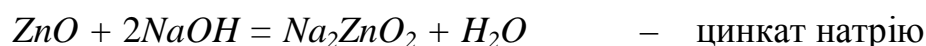
Якщо метал утворює декілька оксидів, то основними, як правило, бувають ті, що виявляють нижчий ступінь окиснення металу. Оксиди з проміжними ступенями окиснення металів здебільшого амфотерні, а оксиди металів із ступенями окиснення 5, 6, 7 – майже завжди кислотні. Так, Манган утворює оксиди MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 . Перші два із них – основні, MnO_2 – амфотерний, а останній – кислотний.

Хімічні властивості амфотерних оксидів

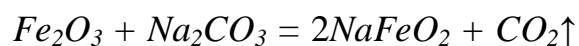
1. *Амфотерні оксиди*, як основні, здатні реагувати з кислотами з утворенням солей:



2. *Амфотерні оксиди*, як кислотні, здатні реагувати з основами з утворенням солей:



Іноді замість лугів можна використовувати солі летких кислот:



1.2 Гідроксиди

Серед багатоелементних сполук, віднесених до основних класів неорганічних сполук, слід виділяти групу гідроксидів, тобто таких сполук, які можна уявляти собі як з'єднання оксидів з водою. До них належать основи (це основні гідроксиди), кислоти (кислотні гідроксиди) та ще такі сполуки, які можуть виявляти і основні і кислотні властивості – амфотерні гідроксиди.

1.2.1 Гідроксиди - основи

Основами називають сполуки, які складаються з атому металу та гідроксильної групи - OH^- . Це класичне визначення є точкою зору атомно-молекулярного вчення. З точки зору теорії електролітичної дисоціації

основи – це такі електроліти, при дисоціації яких утворюються тільки аніони гідроксид-йонів OH^- (інших аніонів не утворюють).

Число гідроксид-йонів у основі визначається ступенем окиснення металу та вказує на кислотність основи.

Назва основи складається зі слів гідроксид та назви металу в родовому відмінку. Якщо метал утворює декілька гідроксидів, ступінь його окиснення вказують римською цифрою в дужках або до слова гідроксид додають префікс, що означає грецьку назву відповідного числа гідроксогруп в основі. Наприклад: $Cu(OH)_2$ – гідроксид купруму (II), $Fe(OH)_2$ – гідроксид феруму (II) або дигідроксид феруму; $Fe(OH)_3$ – гідроксид феруму (III) або тригідроксид феруму.

Число гідроксогруп, зв'язаних з атомом металу, визначає кислотність основи. Наприклад: $NaOH$, KOH , $LiOH$ – однокислотні основи; $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ – двокислотні; $Bi(OH)_3$, $La(OH)_3$ – трикислотні; $Sn(OH)_4$ – чотирискислотна. П'яти- та шестискислотні основи невідомі.

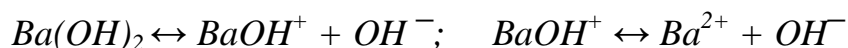
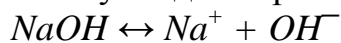
Завдяки наявності у складі основ гідроксид-йонів – активних донорів електронів, ці сполуки відповідають також визначенню поняття «основи» за Бренстедом. Згідно з теорією Бренстеда – основам властиве зв'язування йонів Гідрогену.

Основи є твердими речовинами. За розчинністю у воді вони поділяються на дві групи: розчинні (луги) та нерозчинні. За силою основи поділяються на сильні ($NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$, $CsOH$), середні ($Mg(OH)_2$, $TlOH$, $Ca(OH)_2$) і слабкі ($Tl(OH)_3$, $Bi(OH)_3$).

Лугами є гідроксиди лужних металів (елементів головної підгрупи I групи) і лужноземельних (елементів головної підгрупи II групи, за винятком берилію та магнію). Луги – це йонні сполуки, в вузлах кристалічних ґраток твердих лугів знаходяться йони металів і гідроксид-йони. В інших основах хімічний зв'язок має йонно-ковалентний характер.

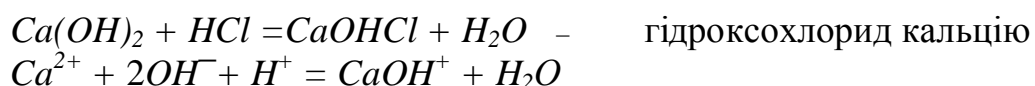
Хімічні властивості лугів

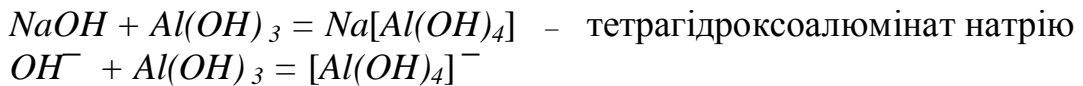
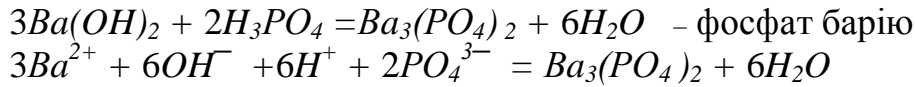
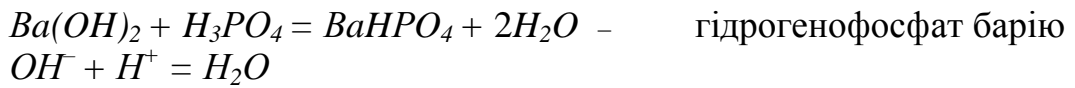
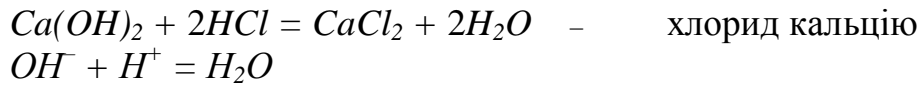
1. Луги як сильні електроліти у водних розчинах практично повністю дисоціюють:



Тому луги мають деякі загальні властивості, обумовлені наявністю гідроксид-йонів.

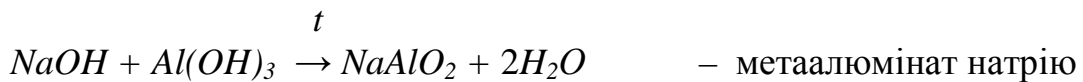
2. Луги взаємодіють з кислотами та амфотерними гідроксидами з утворенням солей, багатокислотні основи та багатоосновні кислоти реагують залежно від молярних співвідношень, утворюючи середні, основні, кислі солі:



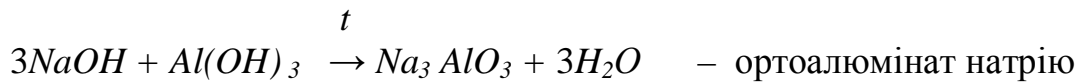


В останньому випадку – реакція з амфотерним гідроксидом – утворюється комплексна гідроксоіль.

Під час сплавлення:

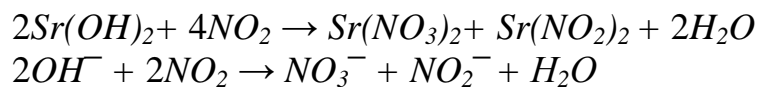
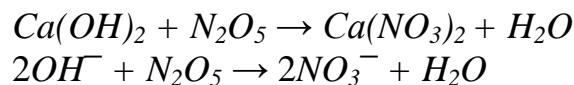
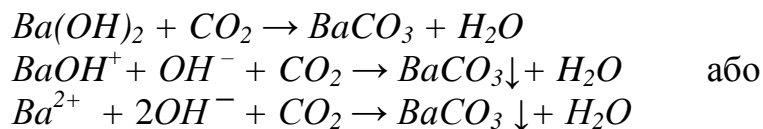


утворення мета- або ортоалюмінату натрію визначається молярними співвідношенням реагентів.

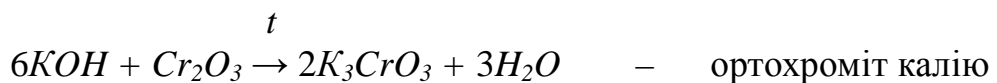
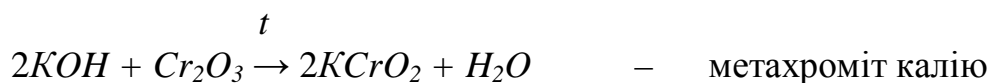


За реакцією нейтралізації утворюються солі та вода. Наявність OH^- -йонів впливає на колір багатьох кислотно-основних індикаторів: фенолфталеїн у лужному середовищі має малиновий колір, у нейтральному – безбарвний.

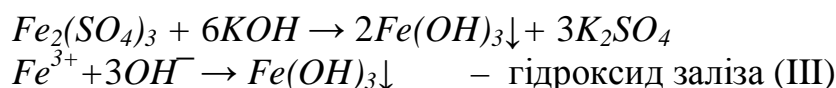
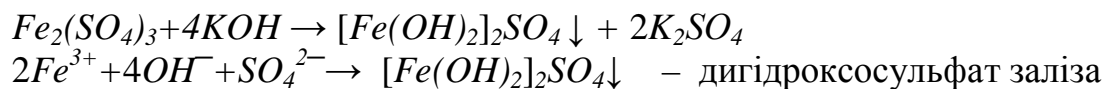
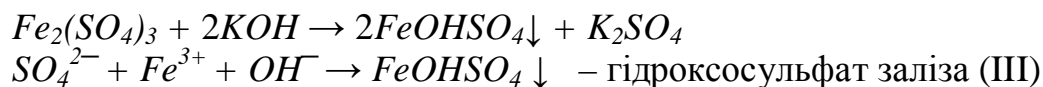
3. Взаємодія з кислотними оксидами.



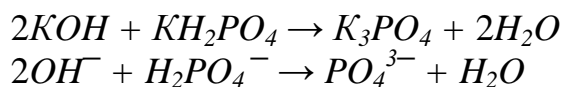
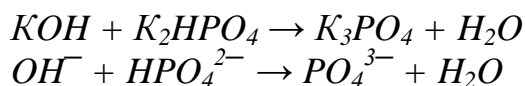
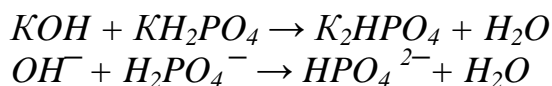
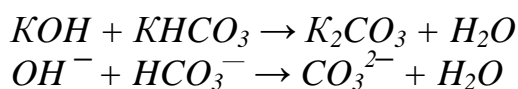
4. Взаємодія з амфотерними оксидами під час сплавлення



5. *Взаємодія з середніми солями, якщо утворюваний гідроксид або основна сіль нерозчинні у воді.*

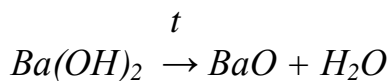
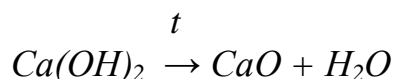


6. *Взаємодія з кислими солями з утворенням води*



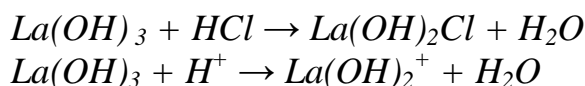
В цих реакціях гідроксид-йони лугу забирають йони водню кислих солей, утворюючи воду.

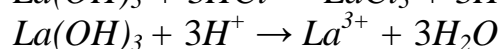
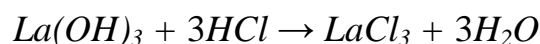
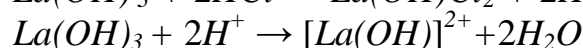
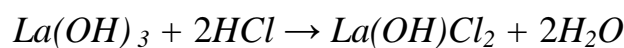
7. *Під час нагрівання гідроксиди розкладаються, крім гідроксидів натрію, калію, рубідію та цезію. За реакцією утворюються відповідний основний оксид і вода*



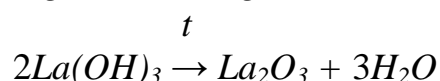
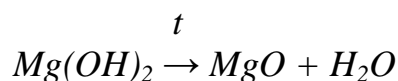
Нерозчинні у воді основи не змінюють колір індикаторів, не взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами, а також солями, тому що вони дуже слабо дисоціюють на йони. Невеликої кількості гідроксид-йонів, яка міститься в їх насичених розчинах, недостатньо для забезпечення перебігу зазначених реакцій. Нерозчинні у воді основи дають такі реакції:

1. *Нейтралізації з кислотами*





2. Розклад під час нагрівання. За реакціями утворюються оксиди та вода.

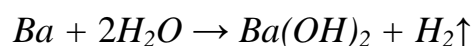
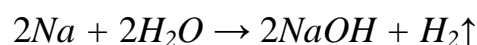


Способи добування основ

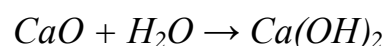
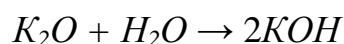
Способи добування основ залежать від їх розчинності у воді.

Луги (розчинні у воді основи) утворюються таким чином:

а) при взаємодії лужних і лужноземельних металів з водою:

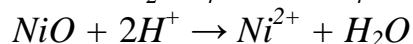
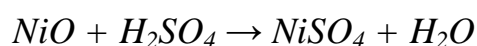
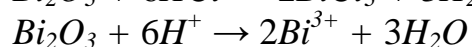
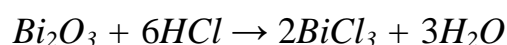


б) при взаємодії оксидів лужних і лужноземельних металів з водою:

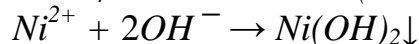
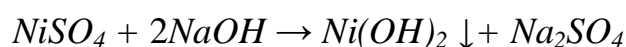
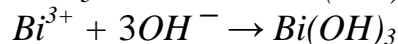
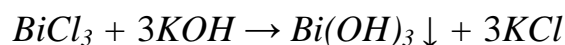


Нерозчинні у воді основи одержують внаслідок взаємодії водного розчину солі з лугом – непрямий спосіб:

а) спочатку треба розчинити оксид у сильній кислоті та одержати сіль



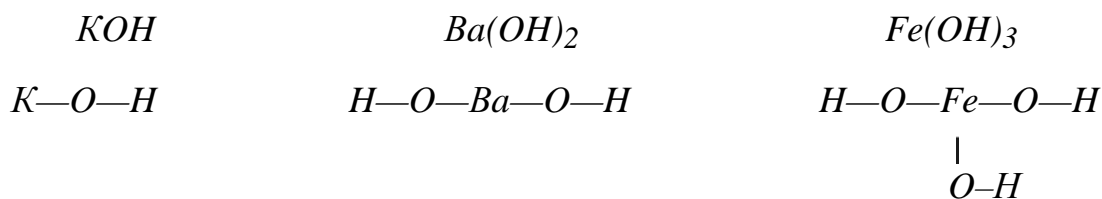
б) далі, розчин солі, що утворився, взаємодіє з лугом:



При складанні графічних формул основ:

а) чергують символи Гідрогену та елемента (металу)

б) з'єднують Гідроген з металом через Оксиген



Пам'ятають про одновалентність Гідрогену, двовалентність Оксигену.

1.2.2 Гідроксиди - кислоти

Кислотами називають сполуки, до складу яких входять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися атомами металів (класичне визначення) – точка зору атомно-молекулярного вчення. З точки зору теорії електролітичної дисоціації – це електроліти, які під час дисоціації здатні відщеплювати катіони лише одного типу – йони Гідрогену. Це визначення узгоджується з теорією Бренстеда, згідно з якою кислоти є донорами йонів Гідрогену.



Кислоти класифікують:

1. **За складом** – за наявністю в молекулі Оксигену

а) *безоксигенні*, це водні розчини водневих сполук неметалів шостої та сьомої груп періодичної системи елементів: H_2S , H_2Se , H_2Te , $HGal$ (F , Cl , Br , I), а також HCN і $HSCN$;

б) *оксигеновмісні*: – HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 – кислоти є гідратами (продукти сполучення з водою) оксидів неметалів, а також деяких металів у вищих ступенях окиснення (+5, +6, +7):



Ізополікислоти – $H_2S_2O_7$, $H_2B_4O_7$, $H_4P_2O_7$, $H_2S_2O_8$

гетерополікислоти – $H_3[P(Mo_3O_{10})_4]$, $H_4[Si(W_3O_{10})_4]$

2. **За основністю**: основність кислоти визначає число атомів Гідрогену кислоти, які здатні заміщуватися атомами металу з утворенням солі.

HCl , HNO_3 , CH_3COOH – одноосновні; H_2SO_4 , H_2SiO_3 – двоосновні; H_3PO_4 ; H_3AsO_4 – триосновні або багатоосновні.

3. За окиснювальними властивостями:

а) *кислоти окиснювачі* – окиснюють кислотоутворюючими елементами: Сульфуром, Нітрогеном, Хлором, які перебувають у високому та вищому ступені окиснення: HNO_3 , $HClO_4$ – концентрована; H_2SO_4 – концентрована; $HClO_3$, $HClO_2$, $HClO$.

б) *кислоти–неокиснювачи* – окиснюють метали катіонами водню: H_2SO_3 , $HGal$, H_2SO_4 , $HClO_4$ розведена.

в) *за силою* кислоти поділяють на сильні: HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, $HGal$; середні – H_3PO_4 , H_2SO_3 , $HSCN$ і слабкі – H_3BO_3 , H_2CO_3 , HCN , HNO_2 , H_2S тощо.

Назви оксигеновмісних кислот складаються від кореня латинської назви кислотоутворювального елемента, суфіксів **ат-** (вищий ступінь окиснення елемента – відповідає номеру групи у періодичній системі елементів), або **іт-, ит-** (нижчий ступінь окиснення), закінчення **на** та слова «кислота». Якщо елемент може виявляти більш ніж два ступені окиснення в оксигеновмісних кислотах, то вживають префікси *гіпо-* (найнижчий ступінь окиснення) і *пер-* (найвищий). У полікислотах число атомів кислотоутворювального елемента позначається грецьким префіксом. Назви безоксигенних кислот містять суфікс **ід-, ид-**.

Наприклад: $HClO_4$ – перхлоратна; $HClO_3$ – хлоратна; $HClO_2$ – хлоритна,
 $HClO$ – гіпохлоритна; H_3AsO_4 – арсенатна; H_3AsO_3 – арсенітна кислоти;

$H_2Cr_2O_7$ – дихроматна кислота; $H_2B_4O_7$ – тетраборатна кислота;

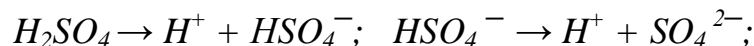
$H_3[P(Mo_3O_{10})_4]$ – тетратримолібдатоортофосфатна кислота;

HCl – хлоридна кислота; HCN – ціанідна або синильна кислота.

Кислоти можуть бути твердими (борна H_3BO_3 , кремнієва H_2SiO_3), або рідкими (сірчана H_2SO_4 , азотна HNO_3). Більшість з них добре розчиняються у воді. У молекулах кислот атоми Гідрогену зв'язані з кислотними залишками ковалентним полярним зв'язком. Кислотні залишки – це негативні йони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох атомів Гідрогену. Значення негативного заряду йону кислотного залишку визначається числом йонів Гідрогену, що відірвалися. Наприклад, для кислот HNO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 кислотними залишками будуть: одновалентний нітрат-йон NO_3^- ; двовалентний карбонат-йон CO_3^{2-} ; тривалентний фосфат-йон PO_4^{3-} .

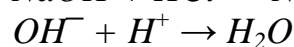
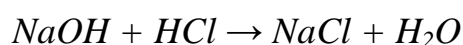
Хімічні властивості кислот

1. Кислоти у водних розчинах дисоціюють на йони – сильні кислоти (сильні електроліти) повністю, слабкі – мало



Тому кислоти мають деякі загальні властивості, обумовлені наявністю H^+ , тобто Гідроген-йонів.

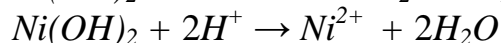
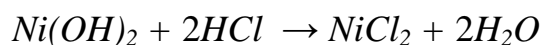
2. Кислоти реагують з основами



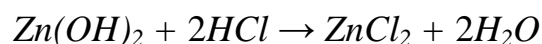
Взаємодія кислоти з основою, в результаті якої утворюється сіль і вода, називається реакцією **нейтралізації**. Сутність її полягає в йонному рівнянні:



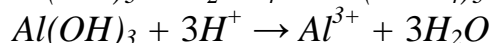
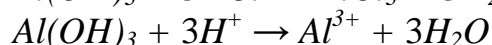
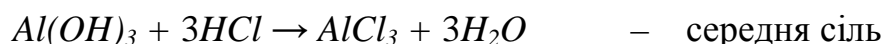
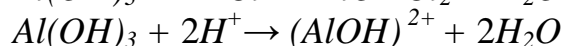
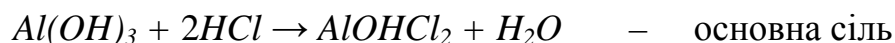
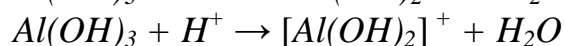
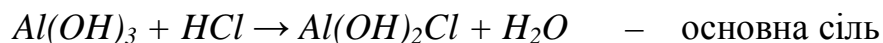
Якщо основа нерозчинна у воді, йонне рівняння набуває дещо іншого вигляду, але зміст його не змінюється:



Реакція між амфотерним гідроксидом і кислотою теж є реакцією нейтралізації, амфотерний гідроксид виявляє основні властивості:

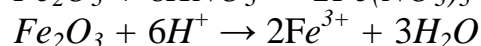
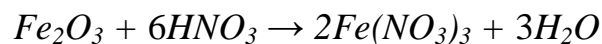
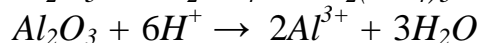
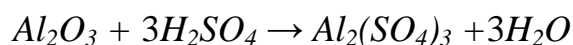
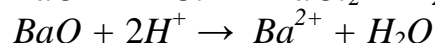
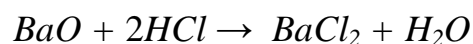


Якщо в реакції беруть участь багатокислотні гідроксиди або багатоосновні кислоти, можуть утворюватися середні, кислі та основні солі.

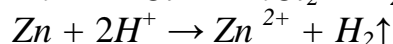
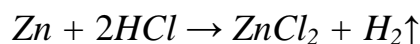


Наявність H^+ -протонів Гідрогену зумовлює зміну кольору індикаторів: метилоранж – червоний, лакмус – рожевий.

3. Взаємодія з основними та амфотерними оксидами

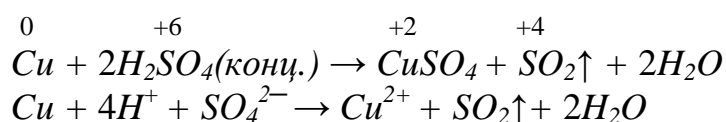
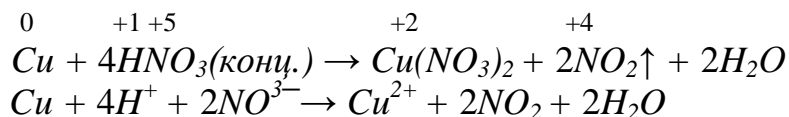


4. Взаємодія з металами



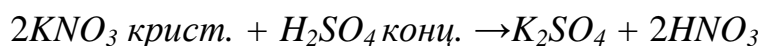
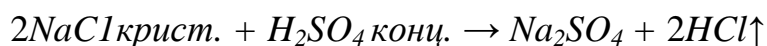
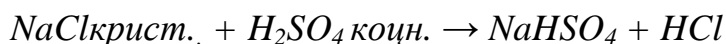
Кислоти-неокиснювачі (HCl , H_2SO_4 розв., слабкі кислоти) утворюють солі та водень, тобто такі кислоти взаємодіють тільки з металами, що стоять у ряду стандартних електродних потенціалів до водню (ліворуч), а ті метали, що стоять праворуч від водню (Cu , Hg , Ag , Au , Pt) не реагують з кислотами-неокиснювачами.

Кислоти-окисники: H_2SO_4 (концентрована), HNO_3 при взаємодії з металами (виняток Au , Pt) водень не виділяють, тому що вони окиснюють метали атомами кислотоутворюючих елементів (Сульфуром, Нітрогеном).

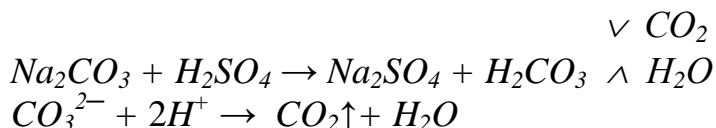


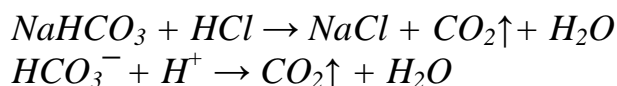
5. Взаємодія з солями

а) утворюється нова кислота та сіль (середня або кисла)

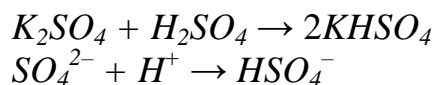
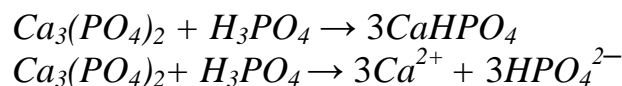
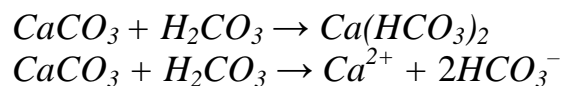
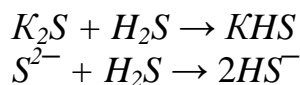


За реакціями одержують леткі кислоти. Самі реакції відбуваються при відсутності води та при нагріванні. Якщо кислота, яка утворюється, є нестійкою, вона розкладається з утворенням кислотних оксидів:

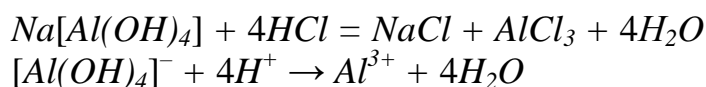
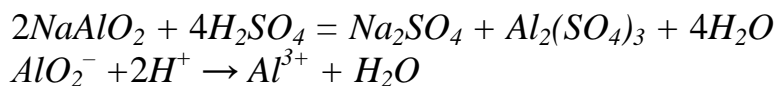




б) утворюються тільки кислі солі

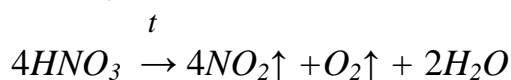
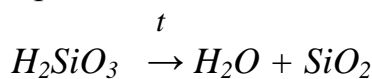


в) утворюються кілька солей та вода



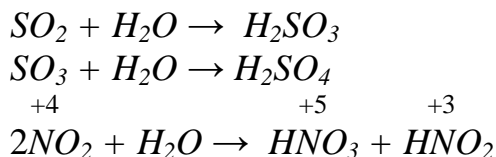
6. Розклад під час нагрівання оксигеновмісних кислот.

За реакцією утворюються вода та кислотний оксид.

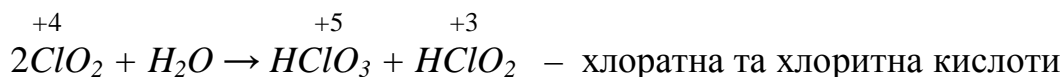


Способи добування кислот

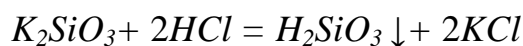
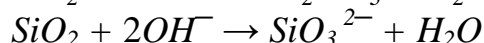
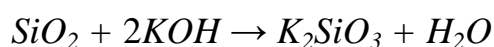
1. Кисневі кислоти утворюються при взаємодії кислотних оксидів з водою:



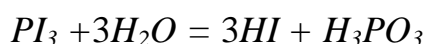
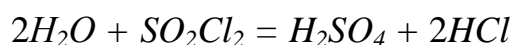
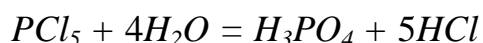
При цьому можуть утворитися дві кислоти елемента кислотоутворювача, але ступені окиснення елемента в кислотах будуть нижче та вище ніж в оксиді (нітратна (V) та нітритна (III)). Аналогічно:



Якщо оксид нерозчинний у воді, то кислоту одержують непрямим способом. З оксиду слід получить сіль, наприклад, розчинивши його у лузі, далі на нову сіль подіяти сильною кислотою.



2. Кисневі та безкисневі кислоти можна одночасно одержувати гідролізом галогенангідридів кислот

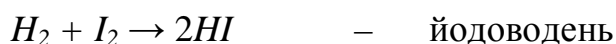


PCl_5 – пентохлорид фосфору – хлорангідрид ортофосфатної кислоти.

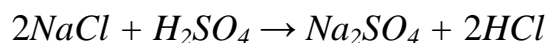
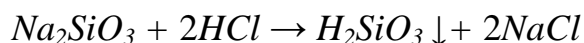
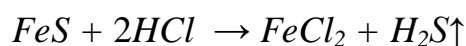
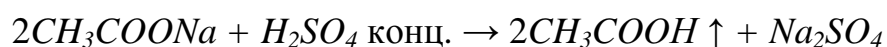
SO_2Cl_2 – хлорид діоксосульфуру (VI) – хлороангідрид сульфатної кислоти.

PI_3 – трийодид фосфору – йодоангідрид ортофосфітної кислоти.

3. Безкисневі кислоти можна одержати при розчиненні у воді водневих сполук неметалів. Водневі сполуки утворюються внаслідок взаємодії водню та неметалу:



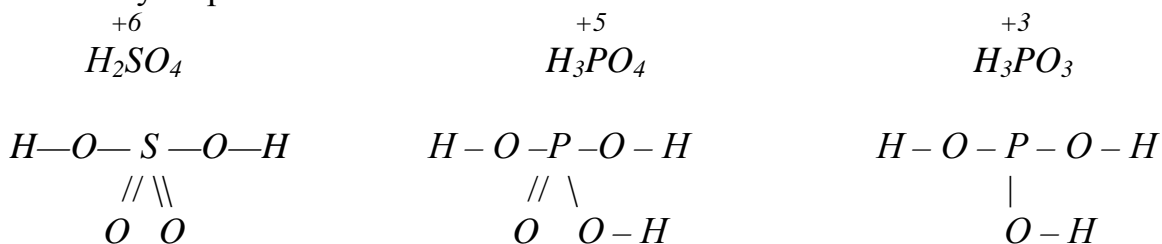
4. Кисневі та безкисневі кислоти можна отримати дією на сухі солі інших кислот, які повинні бути більш сильними або менш леткими.



При побудові графічних формул потрібно записати елемент кислотоутворювач, від нього записувати атоми Гідрогену у різні боки (там де їх багато) для безкисневих кислот:



Для кисневих кислот записують атоми Гідрогену, чергуючи з атомами Оксигену, тобто гідроксогрупу у різні боки від елемента кислотоутворювача:



та додаючи «вільні» атоми Оксигену через повний зв'язок до того ж самого елемента кислотоутворювача.

Елемент кислотоутворювача буде мати кількість зв'язків відповідну до ступеня окиснення.



1.2.2.1 Поширені кислоти

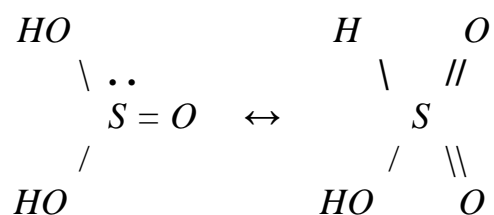
1.2.2.1.1 Кислоти Сульфуру

Оксид Сульфуру (IV) добре розчиняється у воді: за температури 20°C в 1 об'ємі води розчиняється близько 40 об'ємів SO_2 ; під час розчинення цього газу утворюється деяка кількість сульфїтної кислоти:



Сульфїтна кислота – двохосновна кислота середньої сили: $K_{д1} = 2 \cdot 10^{-2}$, $K_{д2} = 6,3 \cdot 10^{-8}$. Для сульфїтної кислоти відомі середні (сульфїти) і кислі (гідрогенсульфїти) солі. Це дуже нестійка сполука, вона існує тільки у водних розчинах. Способи виділити кислоту у чистому вигляді або сконцентрувати її розведені розчини завершуються розкладанням H_2SO_3 на SO_2 і H_2O .

Для сульфїтної кислоти можливі такі структури:

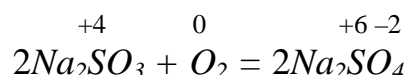


Молекула SO_2 має кутову форму, Атом Сульфуру в SO_2 перебуває в

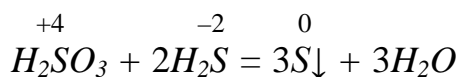
стані sp^2 –гібридизації, валентний кут $O - S - O = 119,5^\circ$, молекула SO_2 – дуже стійка.

Сульфїт-йон SO_3^{2-} має тетраедричну будову. Неподілена пара електронів атома Сульфуру внаслідок sp^3 -гібридизації з σ -зв'язуючими парами електронів напрямлена до однієї з вершин тетраедра. Тому цей йон є активним донором пари електронів і легко переходить у тетраедричні йони SO_4^{2-} і HSO_3^- .

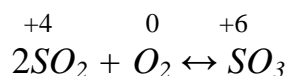
Ця легкість переходу йона SO_3^{2-} в SO_4^{2-} й зумовлює його сильні відновні властивості. Тому солі H_2SO_3 (сульфїти) в розчинах поступово окиснюються навіть киснем повітря:



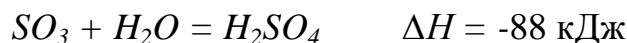
У разі взаємодії з сильним відновником сульфїтна кислота здатна виявляти властивості окисника:



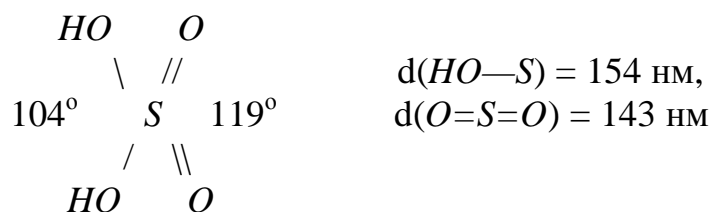
Оксид Сульфуру (VI) SO_3 добувають каталітичним окисненням SO_2 киснем повітря за температурою близько $500^\circ C$:



При взаємодії його з водою виділяється теплота й утворюється **сульфатна кислота**. Отже, оксид Сульфуру (VI) є ангїдридом сульфатної кислоти:

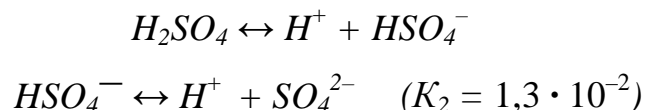


Безводна сульфатна кислота – це безбарвна олеїста речовина з густиною $1,84 \text{ г/см}^3$. Довжина та кут зв'язків становлять:

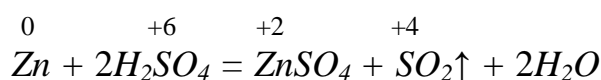
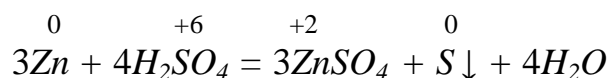
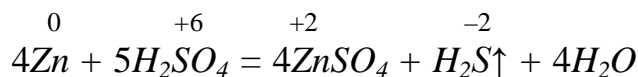


Робота з сульфатною кислотою вимагає великої обережності. Для приготування розчину, кислоту слід обережно лити у воду тонким струменем, інтенсивно перемішуючи.

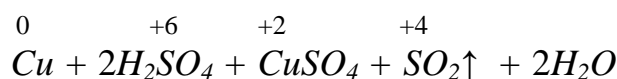
Це сильна двохосновна кислота, Дисоціація за першим ступенем відбувається майже повністю; за другим – меншою мірою.



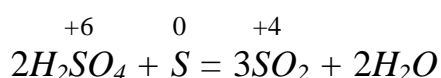
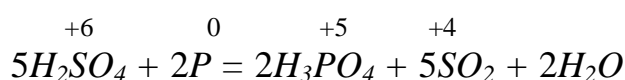
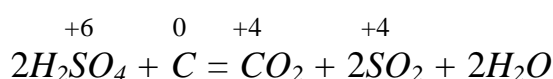
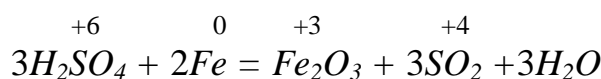
Концентрована сульфатна кислота – сильний окисник. Вона окиснює всі метали, що стоять у ряду електрохімічних потенціалів до срібла включно, а сама відновлюється до різних продуктів залежно від активності відновника. Так, активні метали (магній, цинк тощо) здатні відновлювати концентровану сульфатну кислоту до сірководню, частково H_2SO_4 може відновлюватися до вільної сірки і зовсім невелика її частина – до оксиду Сульфуру (IV):



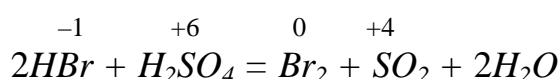
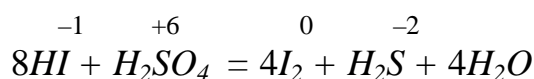
Такі метали, як мідь, срібло, ртуть під час взаємодії з концентрованою H_2SO_4 утворюють відповідні солі, а продуктом відновлення H_2SO_4 є тільки оксид Сульфуру (VI):



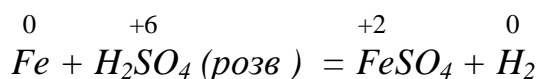
Концентрована сульфатна кислота за звичайних умов пасивує залізо, тому її транспортують у залізних цистернах. Вона здатна окиснювати вуглець, фосфор, сірку:



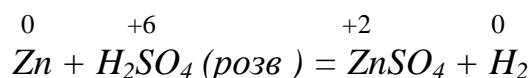
Бромоводень і йодоводень (але не хлороводень) окиснюються до вільних галогенів:



На відміну від концентрованої, розведений розчин сульфатної кислоти не є окисником, добре розчиняє залізо з виділенням водню:



У розведеному розчині сульфатної кислоти окисником є йон Гідрогену, вона взаємодіє тільки з металами, які стоять у ряду електрохімічних потенціалів до водню, наприклад:

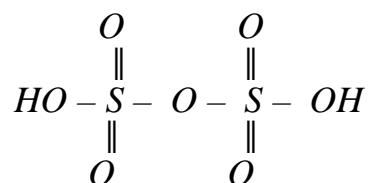


Сульфатна кислота – один із найважливіших продуктів хімічної промисловості. Вона використовується у виробництві фосфорних добрив, для очищення нафтопродуктів, в органічному синтезі (нітрування сумішшю $HNO_3 + H_2SO_4$, сульфування тощо), в гідрометалургії.

У разі сполучення SO_3 з сульфатною кислотою утворюються дисульфатна кислота:

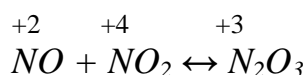


Під дією води $H_2S_2O_7$ перетворюється на H_2SO_4 . Графічну формулу дисульфатної кислоти можна зобразити:

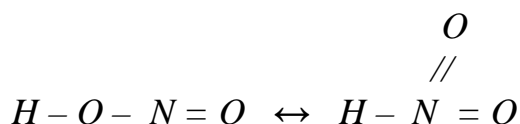


1.2.2.1.2 Кислоти Нітрогену

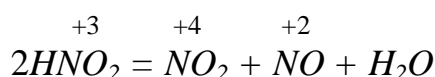
Під час взаємодії NO і NO_2 утворюється оксид Нітрогену (III) або ангідрид нітритної кислоти:



N_2O_3 – темно-синя рідина, що розкладається на NO і NO_2 навіть за низьких температур. Внаслідок розчинення N_2O_3 у воді утворюється нітритна кислота HNO_2 . Вона відома лише в розчині, це слабка кислота: ($K_D = 5 \cdot 10^{-4}$) Для неї можливі дві таутомерні структури:

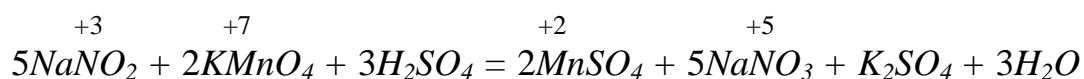
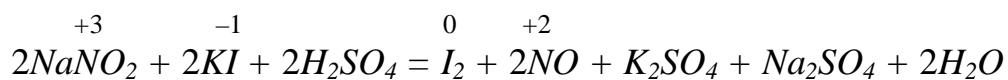


Нітритна кислота, нестійка сполука, розкладається з виділенням NO і NO_2



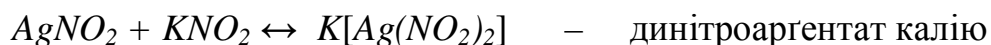
Остання реакція є реакцією самоокиснення-самовідновлення, її використовують для виявлення нітрит-іонів.

Нітритна кислота та її солі завдяки наявності атома Нітрогену з проміжним ступенем окиснення можуть виявляти як окиснювальні так і відновні властивості, наприклад:

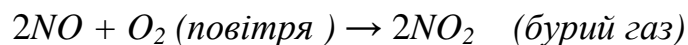
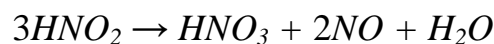
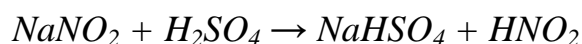


Йон NO_2^- деякою мірою є псевдогалогенід-йоном, а отже, він подібний до йонів Cl^- , Br^- , I^- тим, що осаджується йоном аргентуму, а також здатністю виступати в ролі ліганду.

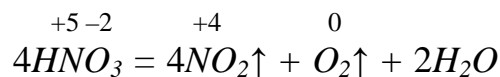
Так AgNO_2 розчиняється в надлишку нітрит-йонів:



Розведена сульфатна кислота розкладає всі нітрити на холоді. При розкладанні виділяється бура пара (цим нітрити відрізняються від нітратів)

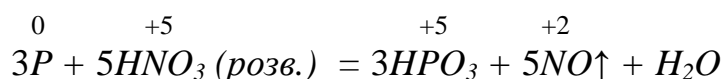
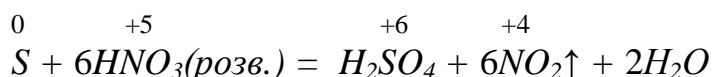
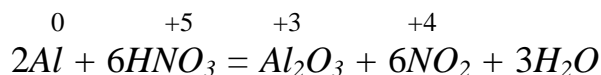


Велике значення в хімії і хімічній технології має **нітратна** кислота та її солі. Чиста нітратна кислота – безбарвна рідина з температурою кипіння 86°C , густиною $1,51 \text{ г/см}^3$. На повітрі вона «димить», оскільки її пара утворює з вологою повітря дрібні краплі туману, Висококонцентрована нітратна кислота має буре забарвлення внаслідок того, що під впливом світла відбувається її розкладання з виділенням NO_2 , який має буре забарвлення.

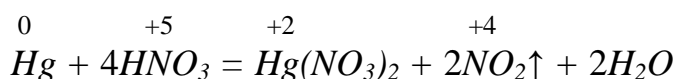
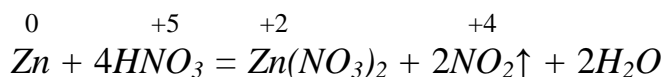


Аналогічно розкладається нітратна кислота й під час нагрівання. Розведений розчин HNO_3 за звичайних умов не розкладається. Це стійка і дуже сильна кислота. З водою нітратна кислота утворює азеотропну суміш, що містить 68,4% HNO_3 і кипить за температури $121,9^\circ\text{C}$. Нітратна кислота з водою утворює декілька гідратів: $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ тощо. Молекула нітратної кислоти плоска; два атоми Оксигену сполучені з атомом Нітрогену під кутом 130° зв'язками однакової довжини d (0,121нм), а третій має більшу довжину зв'язку d (0,141 нм) і менший кут 116° . Третій атом Оксигену сполучається з Гідрогеном під кутом 102° та довжиною зв'язку d (0,096 нм). Така форма молекули зумовлює її високу полярність і

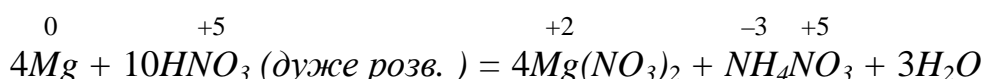
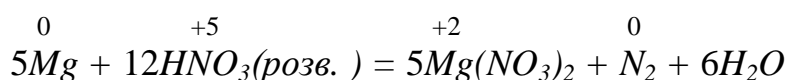
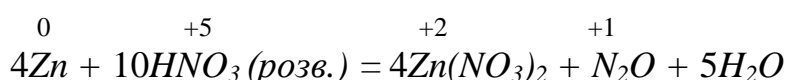
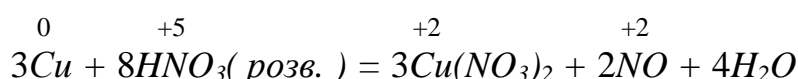
низьку стійкість. Як концентрована, так і розведена нітратна кислота є сильним окисником. Вона окиснює майже всі неметали і метали (за винятком золота, платини, танталу, родію, іридію). Деякі метали концентрована кислота пасивує (*Cr, Fe, Al*), але вони добре розчиняються в розведеній нітратній кислоті.



Концентрована нітратна кислота здатна відновлюватися металами різної активності, неметалами та різними сполуками до оксиду Нітрогену (IV):



Під час взаємодії розведеної нітратної кислоти з малоактивними металами виділяється оксид нітрогену (II). Активні метали (залізо, цинк) можуть відновлювати розведену кислоту до оксиду Нітрогену (I) або вільного азоту. А дуже розведену – навіть до йона амонію, наприклад:



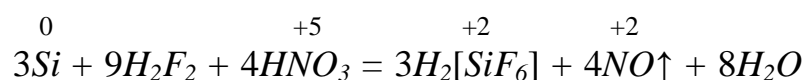
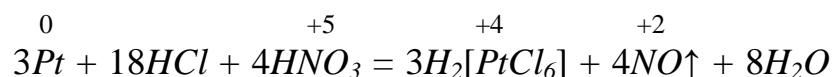
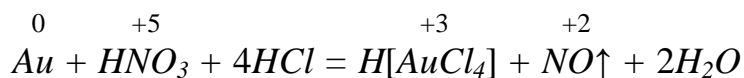
Такі прості речовини, як силіцій, золото, платина, ірідій, ніобій, тантал, вольфрам, тантал, цирконій, гафній, хром, залізо у концентрованій нітратній кислоті не розчиняються завдяки утворенню на їхній поверхні стійких оксидних плівок. Для кращої розчинності кальцію, стронцію, заліза і хрому кислоту слід розвести водою.

Розчинність інших згаданих речовин можна підвищити введенням йонів-комплексоутворювачів. Ними можуть бути хлорид- та фторид-йони. Якщо додати хлорид- та фторид-йони окиснювальна здатність нітратної

кислоти відносно золота, силіцію тощо стає ефективнішою внаслідок утворення добре розчинних комплексних кислот:

$H_2[SiF_6]$ – гексафторосилікатної, $H_2[WF_8]$ – октафторовольфраматної, $H[AuCl_4]$ – тетрахлороауратної, $H_2[PtCl_6]$ – гексахлороплатинатної.

Отже, реакції розчинення золота, платини, силіцію у суміші кислот можна записати:

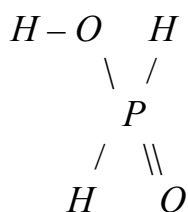


У промислових масштабах випускається розбавлена (45-, 47- і 55%-ві розчини) і концентрована ($\approx 98\%$ -й розчин) нітратна кислота. Останню перевозять в алюмінієвих цистернах.

1.2.2.1.3 Кислоти Фосфору

Фосфор має дуже високу спорідненість до Оксигену. Сполучаючись з киснем, фосфор утворює оксид фосфору (III) P_2O_3 й оксид фосфору (V) P_2O_5 .

Під час взаємодій фосфору з лугом, крім фосфіну, утворюються гіпофосфіти, солі гіпофосфітної кислоти H_3PO_2 . Будова молекули H_3PO_2 відповідає формулі:

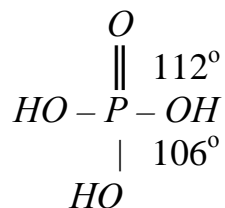


Ця кислота одноосновна, досить сильна ($K_d = 10^{-1}$). Ступінь окиснення Фосфору в молекулі H_3PO_2 низький (+1), сама кислота та її солі є дуже активними відновниками. Ангідриду H_3PO_2 не добуто.

Оксид фосфору (III) P_2O_3 , або ангідрид фосфітної кислоти, утворюється в разі повільного окиснення фосфору. Це білі кристали, що плавляться за температури $23,8^\circ C$. За молекулярною масою P_2O_3 відповідає формулі P_4O_6 . Під час взаємодії P_2O_3 з водою утворюється фосфітна кислота H_3PO_3 , яка у чистому вигляді є безбарвною кристалічною речовиною. У розчині H_3PO_3 , дисоціює як двоосновна кислота середньої сили ($K_{d1} = 2 \cdot 10^{-2}$, $K_{d2} = 3 \cdot 10^{-7}$). Солі H_3PO_3 називаються фосфітами. P_4O_6 , H_3PO_3 і фосфіти є отруйними речовинами. Іноді кислоту H_3PO_3 називають ортофосфітною оскільки відомі солі метафосфітної кислоти HPO_2 .

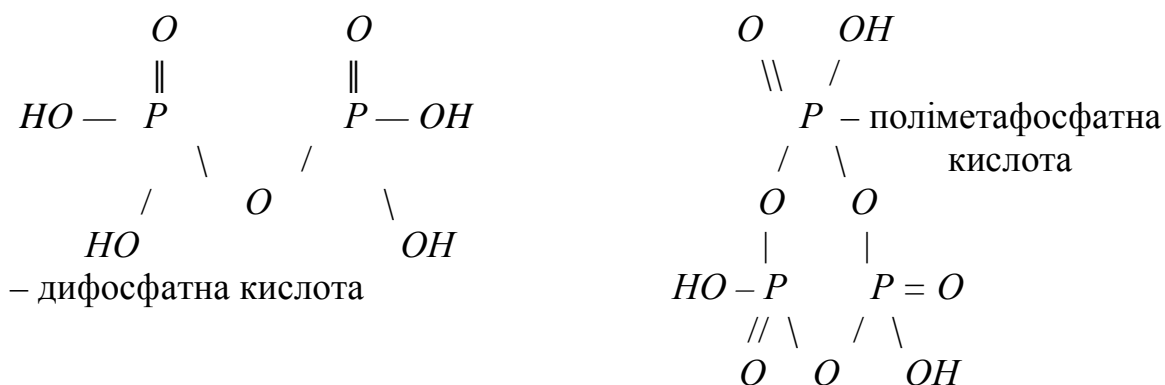
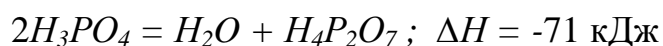
З усіх **фосфатних** кислот найбільше значення має ортофосфатна, яку частіше називають просто фосфатною. Це тверда речовина з температурою плавлення 42°C, розплавлена кислота та її концентровані розчини ($\approx 80\%$) мають велику в'язкість, що зумовлено наявністю міжмолекулярних водневих зв'язків. Будову молекули зображено на рисунку: довжина зв'язків $d(P=O) = 0,152$ нм, а $d(P-OH) = 0,157$ нм.

Ці довжини зв'язків і величина валентних кутів стають однаковими під час утворення ортофосфат-йона PO_4^{3-} , який має форму правильного тетраедра з довжиною зв'язку $d(P-O) = 0,154$ нм



H_3PO_4 дуже добре розчиняється у воді, це кислота середньої сили ($K_D = 7 \cdot 10^{-3}$; $K_{D2} = 6 \cdot 10^{-8}$; $K_{D3} = 10^{-11}$).

Під час нагрівання до 225°C ортофосфатна кислота частково втрачає воду і переходить у дифосфатну кислоту:



Це безбарвні кристали з температурою плавлення 61°C, добре розчинні у воді, кислота сильніша ніж ортофосфатна кислота ($K_D = 3 \cdot 10^{-2}$; $K_{D2} = 4 \cdot 10^{-3}$; $K_{D3} = 2 \cdot 10^{-7}$; $K_{D4} = 5 \cdot 10^{-10}$).

Поліметафосфатні кислоти $(HPO_3)_n$, де $n \geq 3$, циклічні.

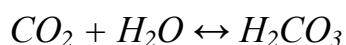
Часто склад поліметафосфатних кислот виражають простішою формулою HPO_3 . Ці кислоти подібні до скла, добре розчиняються у воді, належать до кислот середньої сили. Поліметафосфатні кислоти отруйні, їхні солі називаються метафосфатами. Кільця поліметафосфатних кислот здатні з часом розщеплюватися з утворенням ланцюгових поліфосфатних кислот. Всі поліфосфатні кислоти та їхні солі під дією води та внаслідок нагрівання здатні переходити в ортофосфатну кислоту або в ортофосфати. Саме цим можна пояснити те, що під час взаємодії оксиду фосфору (V) з гарячою водою утворюється H_3PO_4 .

1.2.2.1.4 Кислота Карбону

Оксид карбону (IV) CO_2 утворюється в природі під час окиснення органічних речовин, виділяється у великих кількостях з вулканічних тріщин і з мінералізованих джерел. CO_2 – безбарвний, важкий і негорючий газ із слабким кислуватим запахом і смаком, не підтримує горіння і дихання. Малі кількості CO_2 не шкідливі для людського організму і навіть необхідні для збудження дихального центру нервової системи. Вуглекислий газ необхідний для рослин – це один з основних компонентів, що бере участь у реакції фотосинтезу, яка здійснюється в зелених листках. Проте великі кількості вуглекислого газу небезпечні для людини: вже за наявності 7 % CO_2 у повітрі людина непритомніє.

Розчинність оксиду карбону (IV) у воді невелика, за температурою 20°C в 1 об'ємі води розчиняється 0,88 об'єму CO_2 . Молекула CO_2 має лінійну структуру, де атом Карбону координаційно ненасичений, тому CO_2 здатний взаємодіяти з водою, аміаком, оксидами металів.

Під час взаємодії з водою утворюється слабка і нестійка двохосновна кислота H_2CO_3 ($K_{д1} = 4 \cdot 10^{-7}$; $K_{д2} = 5 \cdot 10^{-11}$) – карбонатна (вугільна)



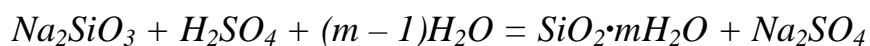
Рівновага цієї реакції зміщена вліво, тому більша частина розчиненого оксиду карбону (IV) перебуває у вигляді CO_2 а не H_2CO_3 .

Йон CO_3^{2-} має плоску трикутну форму (sp^2 -гібридизація і делокалізований π -зв'язок), довжина зв'язку $d(C-O) = 0,129$ нм.

Солі карбонатної кислоти – карбонати – мало розчинні у воді. За винятком карбонатів лужних металів, талію (I) та амонію.

1.2.2.1.5 Кислоти Силіцію

Оксид силіцію SiO_2 – кислотний оксид. Йому відповідають мало розчинні у воді силікатні кислоти, що мають загальну формулу $nSiO_2 \cdot mH_2O$. У разі додання кислот до розчину силікату натрію утворюється драглистий осад – гель силікатної кислоти змінного складу:



Кислоти, що відповідають оксиду силіцію (IV) як ангідриду, можна поділити на три групи: метасилікатні, або поліметасилікатні (H_2SiO_3)_n ортосилікатні H_4SiO_4 та полісилікатні $H_6Si_2O_7$, $H_4Si_3O_8$. Всі силікатні кислоти – тверди безбарвні речовини, слабкі, дуже погано розчиняються у воді. Більшість солей силікатних кислот практично не розчинні у воді за винятком силікатів натрію і калію Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 , які дістали назву розчинного скла. Силікатні кислоти можна добувати із силікатів у вигляді драглистих осадів.

Таблиця 1.1 – Номенклатурні назви деяких кислот та їх солей

Формула	Назва	Аніон	Назва солей
HCl	хлоридна	Cl^-	хлориди
HBr	бромідна	Br^-	броміди
HI	йодидна	I^-	йодиди
HNO_3	нітратна	NO_3^-	нітрати
HNO_2	нітритна	NO_2^-	нітрити
H_2SO_4	сульфатна	SO_4^{2-}	сульфати
H_2SO_3	сульфітна	SO_3^{2-}	сульфіти
HPO_3	метафосфатна	PO_3^-	метафосфати
H_3PO_4	ортофосфатна	PO_4^{3-}	ортофосфати
H_3PO_3	ортофосфітна	PO_3^{2-}	ортофосфіти
$H_4P_2O_7$	дифосфатна	$P_2O_7^{2-}$	дифосфати
H_2CO_3	карбонатна	CO_3^{2-}	карбонати
$H_2S_2O_3$	тіосульфатна	$S_2O_3^{2-}$	тіосульфати
$HMnO_4$	перманганатна	MnO_4^-	перманганати
$HClO$	гіпохлоритна	ClO^-	гіпохлорити
$HClO_2$	хлоритна	ClO_2^-	хлорити
$HClO_3$	хлоратна	ClO_3^-	хлорати
$HClO_4$	перхлоратна	ClO_4^-	перхлорати
H_2CrO_4	хроматна	CrO_4^{2-}	хромати
$H_2Cr_2O_7$	дихроматна	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромати
H_3AsO_3	арсенітна	AsO_3^{3-}	арсеніти
H_3AsO_4	арсенатна	AsO_4^{3-}	арсенати
$H_3[P(Mo_3O_{10})_4]$	тетратримолібдато-ортофосфатна	$[P(Mo_3O_{10})_4]^{3-}$	тетратримолібдато-ортофосфати

1.2.3 Амфотерні гідроксиди

Крім кислот і основ існують інші сполуки, здатні дисоціювати з утворенням катіонів Гідрогену і гідроксид-іонів, вони називаються амфотерними електролітами (амфолітами).

Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які виявляють основні чи кислотні властивості залежно від умов – тобто від природи другого компоненту, який може приймати участь у кислотно-основній взаємодії. Це гідроксиди деяких металів головних підгруп (берилію, алюмінію), багатьох металів побічних підгруп періодичної системи, елементів у проміжних ступенях окиснення. Амфотерні гідроксиди мають таку ж номенклатуру як основи. Тип зв'язку між атомами металу та гідроксогрупами – ковалентний. Усі амфотерні гідроксиди є твердими речовинами, нерозчинними у воді: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Pb(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Sn(OH)_2$.

Амфотерні гідроксиди, згідно з теорією Бренстеда, залежно від природи другого реагенту можуть бути і донорами, і акцепторами йонів Гідрогену, тобто основною ознакою амфотерних гідроксидів є їх взаємодія як з кислотами, так і з основами. Назви амфотерних гідроксидів утворюються подібно до назв основ:

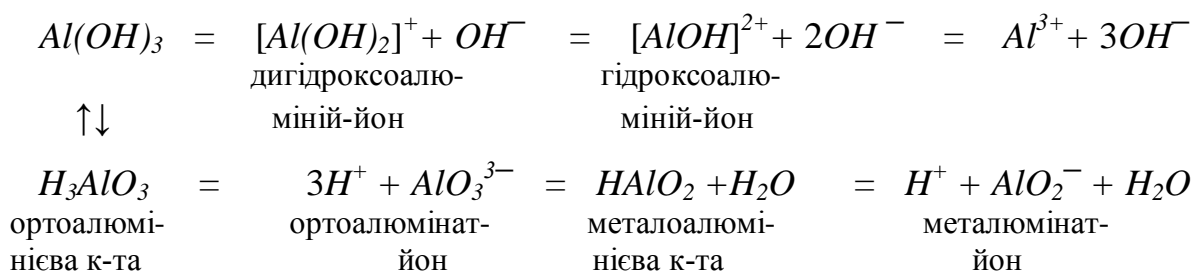
$Zn(OH)_2$ – гідроксид цинку, $Cr(OH)_3$ – гідроксид хрому (III) тощо. Процес дисоціації тієї кількості гідроксиду, що розчинилась, за основною та кислотною схемами можна подати так:



Явище амфотерності пояснюється тим, що у молекулах амфотерних електролітів міцність зв'язку між атомами металу й Оксигену мало відрізняється від міцності зв'язку між атомами Оксигену і Гідрогену.

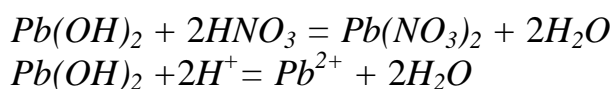
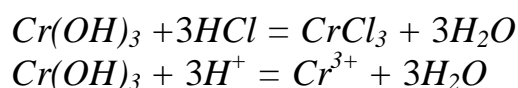
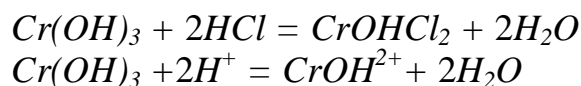
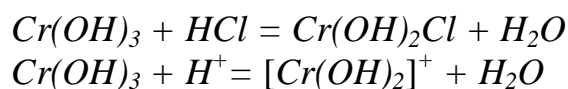
Хімічні властивості

1. *Амфотерні гідроксиди – слабкі електроліти.* Полярність ковалентних зв'язків $Me - O$ та $O - H$ у їх молекулах близькі, тому вони можуть дисоціювати з утворенням незначних кількостей йонів H^+ та OH^-

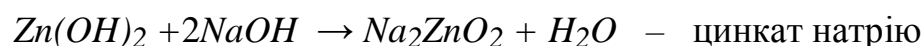
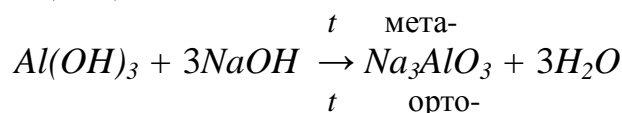
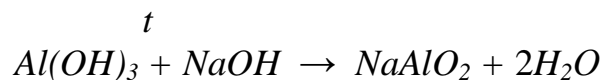


Амфотерні гідроксиди не змінюють забарвлення індикаторів.

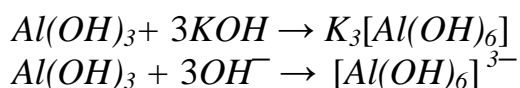
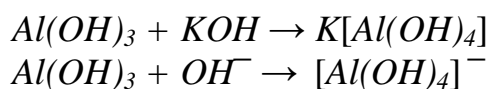
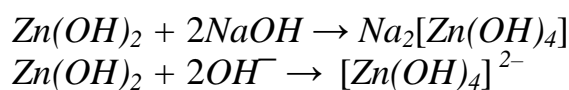
2. *Під дією кислот виявляють основні властивості.* Відповідно до молярних співвідношень реагентів утворюються середні, основні або кислі солі.



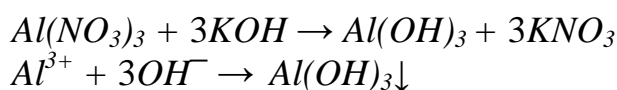
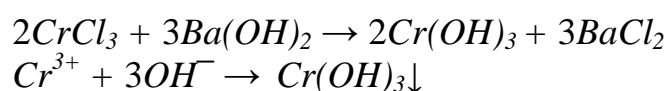
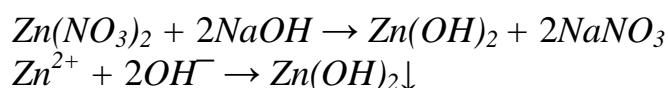
3. Під дією сильних основ – лугів амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості. В результаті сплавлення з лугами та залежно від молярних співвідношень утворюються солі – мета- чи ортоалюмінати



4. Під дією водних розчинів лугів виникають додаткові ковалентні зв'язки (донорно-акцепторний механізм) між атомами металу та іонами OH^- утворюються комплексні гідроксосолі.



Амфотерні гідроксиди можна одержати, як і нерозчинні у воді основи, взаємодією солей з лугами. При цьому слід дотримуватись молярних співвідношень реагентів, тому що у надлишку лугів амфотерні гідроксиди мають розчинятися.



Теорію електролітичної дисоціації не можна застосувати до всіх відомих хімічних реакцій, які відбуваються за участю кислот і основ. Так, кислоти й основи можуть реагувати між собою, не будучи дисоційованими на йони (хлороводень з безводними лугами). Відомі також речовини, які виявляють властивості основ, хоча й не мають у своєму складі гідроксильних груп (взаємодія аміаку з хлороводнем).

Подібні взаємодії, а також реакції, що відбуваються у неводних середовищах, пояснює протонна теорія, запропонована в 1929 р. Й.Н. Бренстедом. Згідно з цією теорією, кислотою є всяка частинка

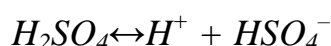
(молекула, йон), здатна віддавати протон (донор протонів), а основою – частинка, здатна його приєднувати (акцептор протонів):

Кислота ↔ Основа + Протон

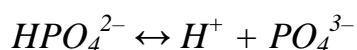
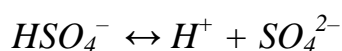
Основа і кислота, що беруть участь у такому процесі, називаються *спряженими*.

За цією теорією всі кислоти можна поділити на три типи:

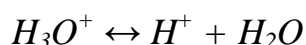
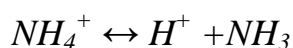
а) нейтральні кислоти:



б) аніонні кислоти (негативно заряджені йони) :



в) катіонні кислоти (позитивно заряджені йони):



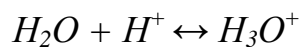
Аналогічна класифікація існує також і для основ: нейтральні (H_2O , NH_3 , $C_6H_5-NH_2$), аніонні (Cl^- , OH^- , NO_3^-), катіонні ($H_2N-NH_3^+$).

Аніони багатоосновних кислот, а також вода і рідкий аміак є амфотерними речовинами.

Наприклад, у процесі:

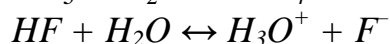


вода є кислотою, оскільки від її молекули відщеплюється протон, але в процесі:



основою, оскільки до молекули води протон приєднується.

Згідно з протонною теорією, речовина може поводити себе як кислота або як основа залежно від того, з якою речовиною вона вступає в реакцію. Визначальним чинником у цьому разі є міцність зв'язку молекули речовини з протоном. Наприклад:



З аміаком вода реагує як кислота, а з фтороводнем – як основа.

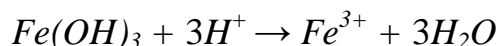
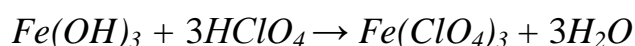
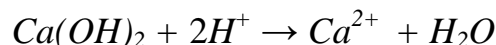
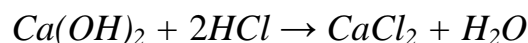
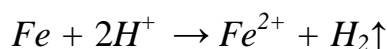
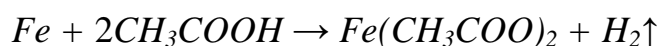
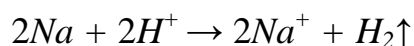
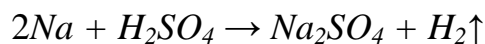
1.3 СОЛІ

Серед багатоелементних сполук слід виділяти клас солей. *Солі* – це продукти повного або часткового заміщення атома Гідрогену у кислотах на атоми металів або продукти повного чи часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки (класичне визначення) – точка зору атомно-молекулярного вчення. З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі є електролітами, при дисоціації яких утворюються катіони металів або ще катіон амонію та аніони кислотних залишків.

Солі бувають середні, або нормальні, кислі, основні, подвійні, змішані та комплексні.

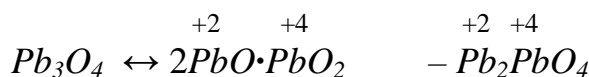
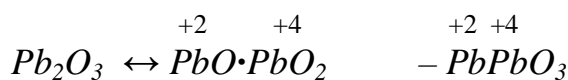
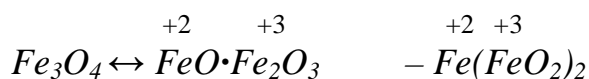
Середні солі

Середні солі – це продукт повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах кислот. Наприклад:



Середні (нормальні) солі бувають **прості, подвійні, змішані та комплексні**.

Прості солі – це $NaCl$, Na_2CO_3 тощо, до них належать і нітриди (Na_3N), фосфіди (Ba_3P_2), карбіди (CaC_2) металів. Змішані оксиди металів (Fe_3O_4 , Pb_3O_4) – складаються з оксидів одного і того ж металу у різних ступенях окиснення. Їх можна розглядати як солі кислот, що відповідають оксидам у вищих ступенях окиснення.



Fe_2O_3 відповідає $HFeO_2$ – метафератна (III) кислота.

PbO_2 відповідає H_2PbO_3 – метасвинцева або метаплюмбатна (IV) кислота (аналогічна H_2SiO_3 метасилікатій кислоті).

PbO_2 відповідає H_4PbO_4 – ортосвинцева або ортоплюмбатна (IV) кислота (аналогічна H_4SiO_4 ортосилікатій кислоті).

До цих солей належать також пероксиди металів (солі кислоти H_2O_2 – пероксиду водню) BaO_2 , CaO_2 та інші.

Якщо атоми Гідрогену в кислоті заміщуються атомами різних металів, то утворюються **подвійні** солі – $KAl(SO_4)_2$, $NaKSO_4$.

Змішані солі – це середні солі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками: $Ca(OCl)Cl$ або ($CaOCl_2$) *хлорне ванно* – кальцієва сіль хлоридної і гіпохлоритної кислот (HCl і $HOCl$).

При розчиненні у воді солі дисоціюють:



Комплексні солі – це такі, до складу яких входять комплексні йони.

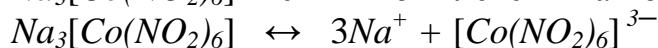
$K_4[Fe(CN)_6]$ містить комплексний аніон $[Fe(CN)_6]^{4-}$



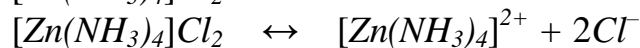
$Na[Al(OH)_4]$ містить комплексний аніон $[Al(OH)_4]^-$



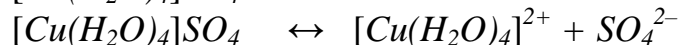
$Na_3[Co(NO_2)_6]$ містить комплексний аніон $[Co(NO_2)_6]^{3-}$



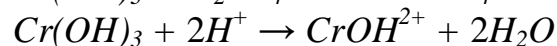
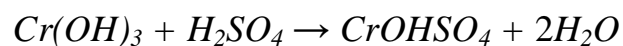
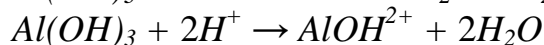
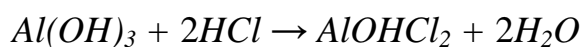
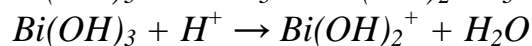
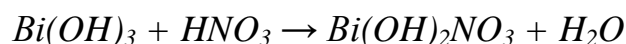
$[Zn(NH_3)_4]Cl_2$ містить комплексний катіон $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$



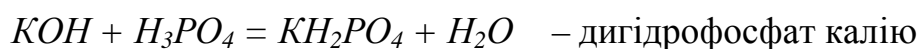
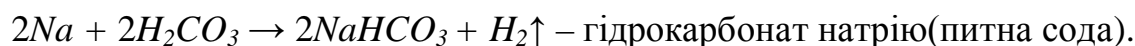
$[Cu(H_2O)_4]SO_4$ містить комплексний катіон $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$



Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулі багатокисlotної основи або амфотерного гідроксиду на кислотні залишки ($MgOHCl$, $ZnOHCl$, $(CuOH)_2SO_4$ тощо):



Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу в молекулах багатоосновних кислот.



Складання формул

Можна вважати, що солі утворені із залишків основ і залишків кислот. При складанні формул додержуються правила: абсолютне значення добутку заряду та числа залишків основи дорівнює абсолютному значенню добутку заряду та числа кислотних залишків.

Для

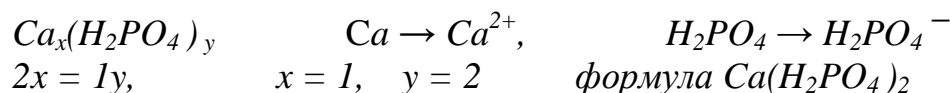
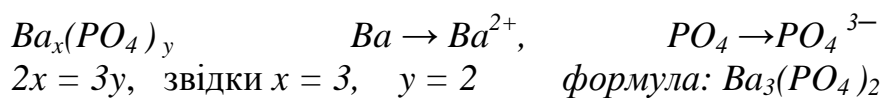


K – катіон, залишок основи,

A – аніон, кислотний залишок,

m, n – заряди,

x, y – кількості.



Назви солей складаються з назви металу та латинської назви кислотного залишку: $MgCl_2$ – хлорид магнію, Na_2S – сульфід натрію. У назві кислих солей до латинської назви аніона додають числівник, що відповідає числу атомів Гідрогену у молекулі і слово *гідроген-*.

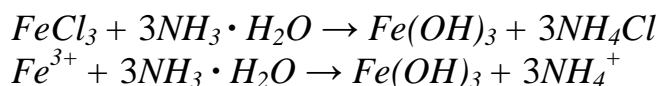
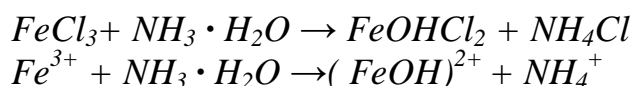
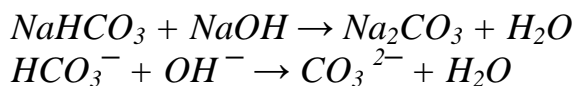
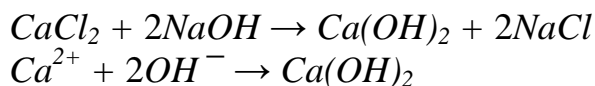
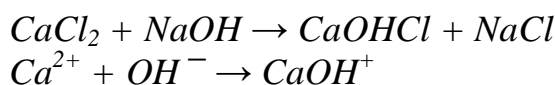
Наприклад: $Ca(HS)_2$ – гідрогенсульфід кальцію, Na_2HPO_4 – гідрогенфосфат натрію, NaH_2PO_4 – дигідрогенфосфат натрію.

Аналогічно до назви катіона основної солі додають слово *гідроксо-*. Наприклад: $(MgOH)_2SO_4$ – сульфат гідроксомагнію, $Fe(OH)_2CH_3COO$ – ацетат дигідроксозаліза (III), $Bi(OH)(NO_3)_2$ – нітрат гідроксобісмуту (III), $Bi(OH)_2NO_3$ – нітрат дигідроксобісмуту (III) тощо. Подвійні і змішані солі слід називати так, щоб за назвою можна було встановити їхній склад, тобто потрібно зазначати всі прості йони: $KAl(SO_4)_2$ – сульфат алюмінію-калію, $KNaSO_4$ – сульфат калію-натрію, $Ca(OCl)Cl$ – хлорид-гіпохлорит кальцію.

Солі – це тверді кристалічні речовини. Залишки основ і кислот у солях зв'язані між собою, як правило, йонним зв'язком. Солі мають різноманітні кольори і неоднакову розчинність у воді. Маємо користуватися таблицею розчинності солей у воді.

Хімічні властивості

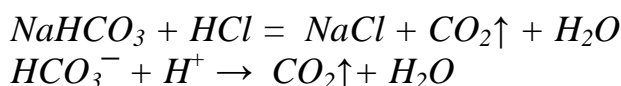
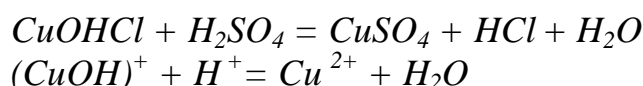
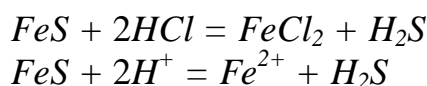
1. Взаємодія з лугами або з гідроксидом амонію.



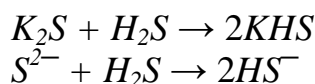
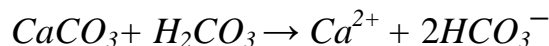
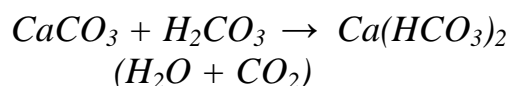
За реакцією утворюються нові солі (середні, основні) та гідроксид або основна сіль (залежно від молярних співвідношень реагентів).

2. Взаємодія з кислотами. При цьому утворюються різні сполуки (залежно від молярних співвідношень).

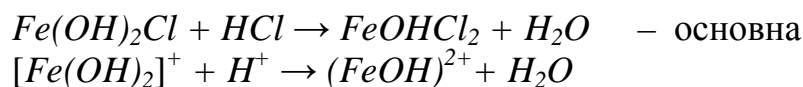
а) За реакціями утворюються нова кислота та середня сіль

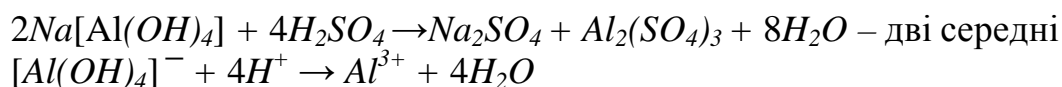
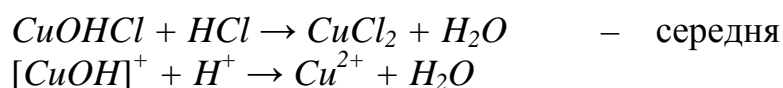


б) Утворюється кисла сіль.

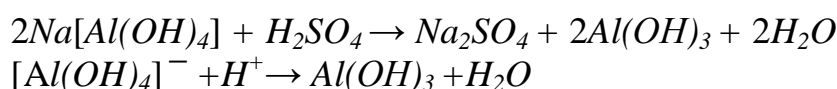


в) Утворюється одна або дві середні солі, основна сіль:

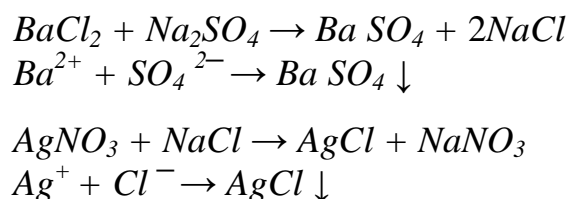




У разі відсутності надлишку кислоти в реакції з $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ може утворитися амфотерний гідроксид:

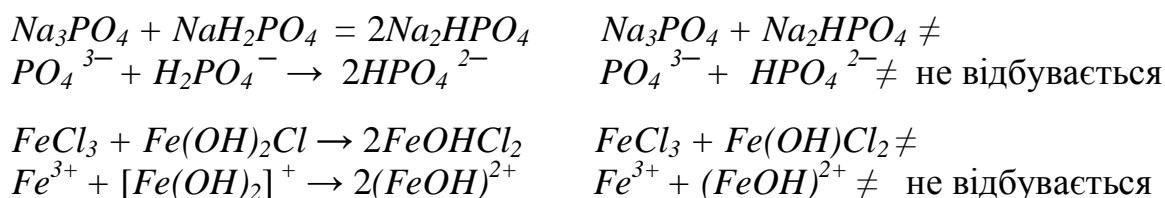


3. Взаємодія солей між собою:

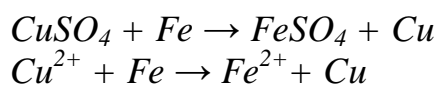


Утворюються нові солі. Реакції обміну між розчинами солей протікають до кінця, якщо утворюється нерозчинна сіль.

Середня сіль може реагувати з кислотою або основною сіллю того ж металу, якщо між реагентами існує проміжна за складом кисла чи основна сіль, яка і буде продуктом реакції:



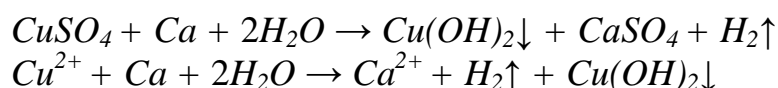
4. Взаємодія з металами.



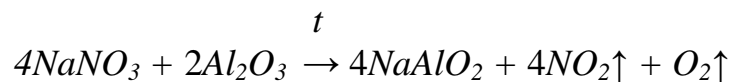
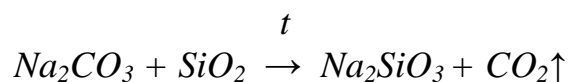
Кожен метал може витиснути з розчинів солей метали, які знаходяться в ряду стандартних електричних потенціалів після нього і не витискує метали, що стоять перед ним:



Метали, які розташовані зліва від магнію (K , Ba , Ca , Na та інші), не використовують для витіснення металів з розчинів їх солей, оскільки вони реагують з водою з утворенням луку, який далі взаємодіє з сіллю з утворенням нерозчинного гідроксиду.

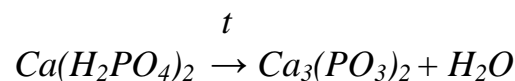
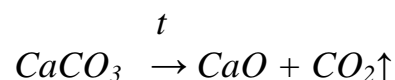


5. Взаємодія з оксидами (кислотними або амфотерними) при нагріванні.



За реакцією утворюється нова сіль та кислотний оксид, якщо він (новий оксид) легше ніж реагент-оксид.

6. Розкладання під час нагрівання. Залежно від природи металу та кислотного залишку утворюються різні продукти:



Не розкладаються Na_2CO_3 , $Ca_3(PO_4)_2$.

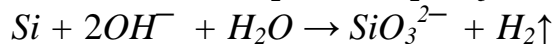
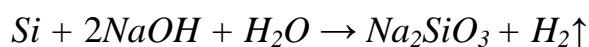
Способи одержання солей

При взаємодії:

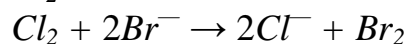
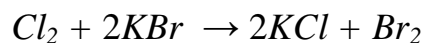
а) металів з неметалами



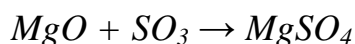
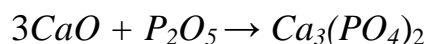
б) неметалу з основою (лугами)



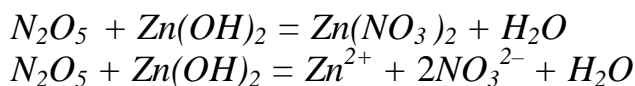
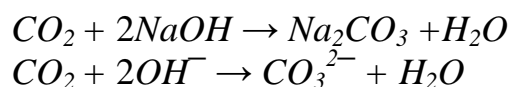
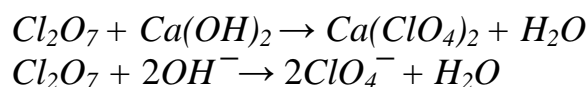
в) неметалу з сіллю-галогенідом



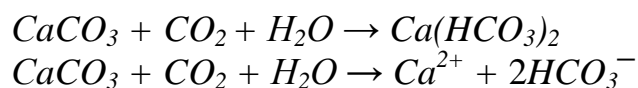
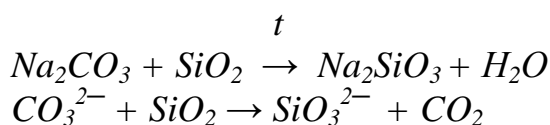
г) основного та кислотного оксидів



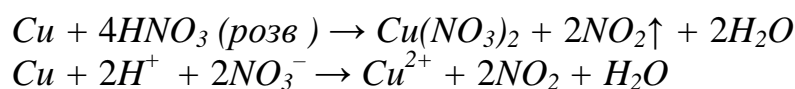
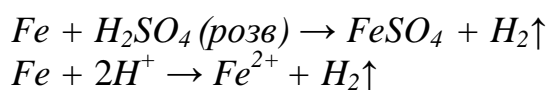
д) кислотного оксиду з основами



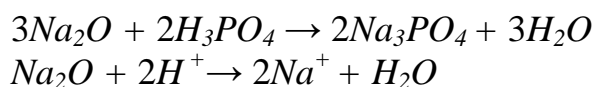
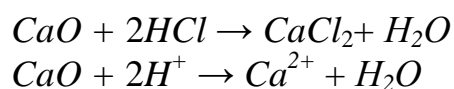
е) солі з кислотним оксидом



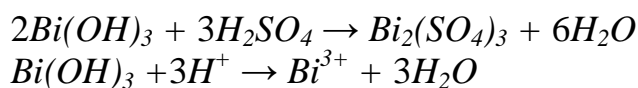
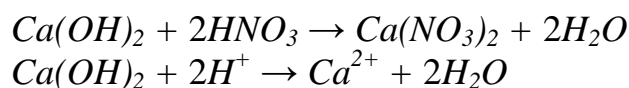
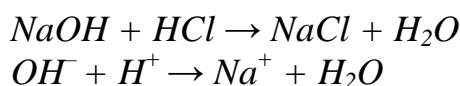
ж) метала з кислотою. Кислоти-неокисники взаємодіють лише з активними металами з виділенням водню, кислоти-окисники – з активними і неактивними металами, крім золота і деяких платинових металів, без виділення водню.



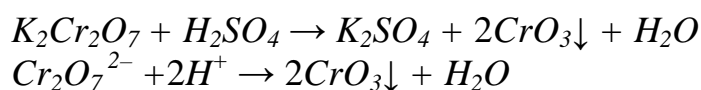
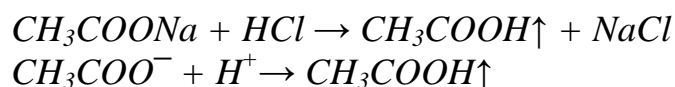
з) основного оксиду з кислотою:



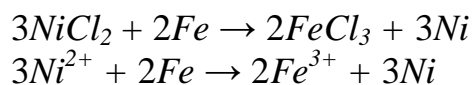
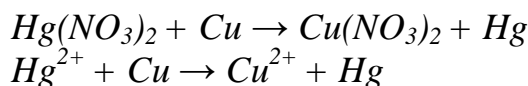
и) основи з кислотою – реакція нейтралізації:



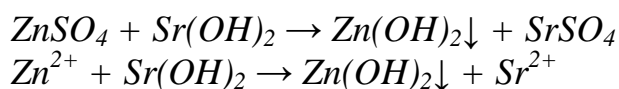
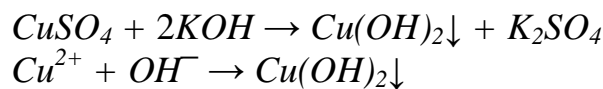
к) солі з кислотою



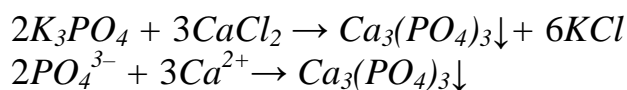
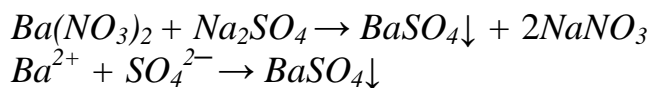
л) солі з металом



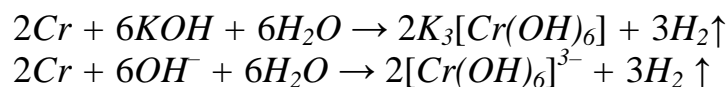
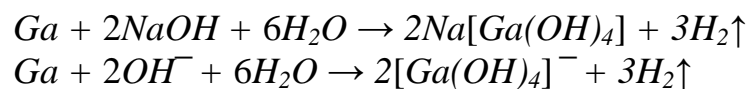
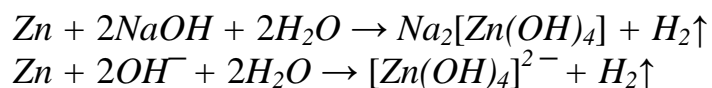
л) солі з основою



м) солі з сіллю



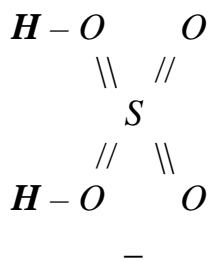
н) металу з основою



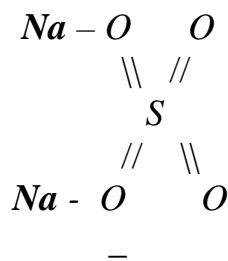
1.3.1 Графічні формули солей

При запису графічних формул солей починають з кислоти, потім атоми Гідрогену замінюють на метал:

Кислота H_2SO_4

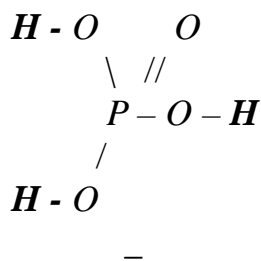


сіль Na_2SO_4

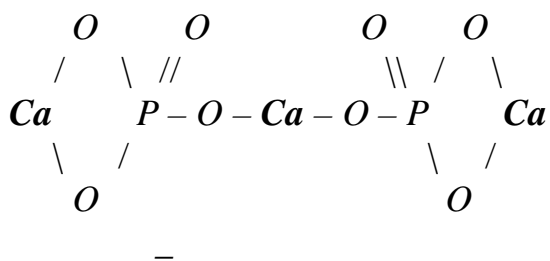


Кислота H_3PO_4 ,

Записують дві формули кислоти та Гідрогенні пари замінюють на метал

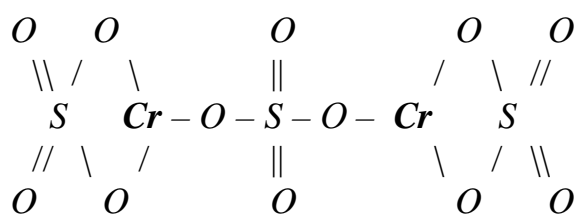
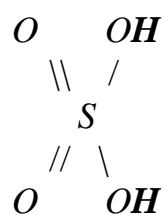


сіль $Ca_3(PO_4)_2$



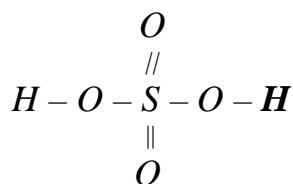
Кислота H_2SO_4

Записують три формули кислоти в дзеркальному відображенні від центру та дві Гідрогенні трійки замінюють на метал Cr .

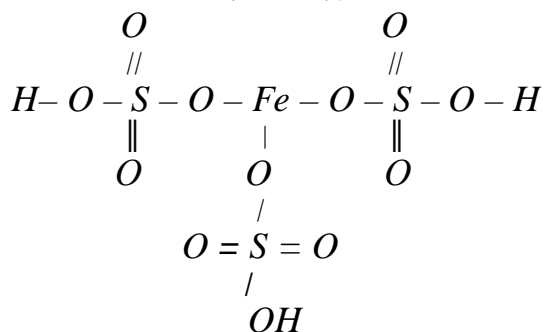


Кислі солі записують аналогічно, починаючи з кислоти, три атоми Гідрогену (по одному з кожної кислоти) змінюють на атом Me (Fe)

Кислота H_2SO_4

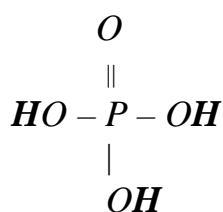


сіль $Fe(HSO_4)_3$

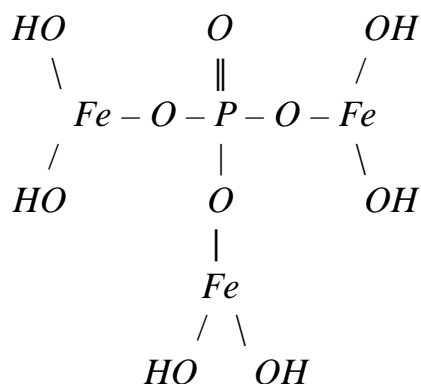


При складанні графічних формул основних солей, атоми Гідрогену кислоти змінюють на основний йон солі : $[Fe(OH)_2]^+$

Кислота H_3PO_4



сіль $[Fe(OH)_2]_3PO_4$



Контрольні питання

1. Який існує генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук?
2. Як класифікують оксиди?
3. Які оксиди називають солетворні, несолетворні?
4. Які є способи отримання оксидів?
5. Які оксиди називаються основними?
6. Які оксиди називаються кислотними?
7. Які оксиди називаються амфотерними?
8. Дати визначення пероксидам.
9. Які сполуки відносять до гідроксидів, як їх класифікують?
10. Дати визначення гідроксидам з точки зору атомно-молекулярного вчення та за теорією Бренстеда.
11. Вказати хімічні властивості основ.
12. Обґрунтувати різницю у властивостях розчинних та нерозчинних основ.
13. Вказати способи отримання основ.
14. За якими ознаками поділяють кислоти?
15. Записати дисоціацію кислот різної основності, обґрунтувати поняття K_d .
16. Вказати способи отримання кислот.
17. Як поведуться кислоти під час нагрівання?
18. Вказати хімічні властивості кислот.
19. Поясніть, як класифікують кислоти елементів, які можуть виявляти більш ніж два ступені окиснення.
20. Як розрізняють кислоти елемента з певним ступенем окиснення, який здатний утворювати кілька кислот, різних за числом молекул води?
21. Вкажіть різницю хімічних властивостей кислот, які утворює елемент Cl .
22. Вкажіть різницю хімічних властивостей кислот, які утворює елемент S .

23. Вкажіть різницю хімічних властивостей кислот, які утворює елемент *N*.
24. Вкажіть різницю хімічних властивостей кислот, які утворює елемент *P*.
25. Що таке амфотерні сполуки, за якими ознаками їх відрізняють?
26. Вказати хімічні властивості амфотерних оксидів.
27. Вказати хімічні властивості амфотерних гідроксидів.
28. Дати визначення солей з точки зору атомно-молекулярного вчення та за теорією Бренстеда.
29. Як класифікують солі?
30. Вказати способи отримання нормальних солей.
31. Вказати способи отримання кислих солей.
32. Вказати способи отримання основних солей.
33. Пояснить, що таке подвійні, змішані солі?
34. Вказати хімічні властивості нормальних солей.
35. Вказати хімічні властивості кислих солей.
36. Вказати хімічні властивості основних солей.
37. Які солі мають назву подвійних, які – змішаних?
38. Навести приклади отримання комплексних солей.
39. Скласти структурні формули декілька кислих солей.
40. Скласти структурні формули декілька основних солей.

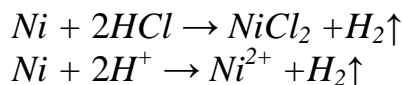
1.4 Приклади розв'язання завдань

Завдання I. Виконати схему перетворення.

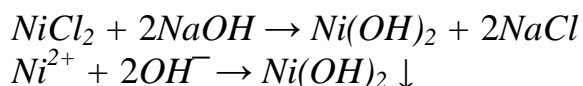
Приклад. Виконати схему перетворення:



Розв'язання. Щоб здійснити перетворення $Ni \rightarrow NiCl_2$, слід пам'ятати способи добування солей, де одним з компонентів є метал – це взаємодія з кислотами, вибираємо HCl :

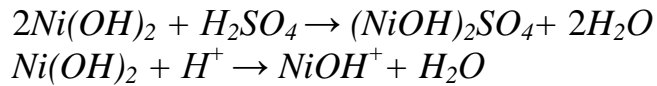


Перетворення солі $NiCl_2$ до гідроксиду $Ni(OH)_2$ слід виконувати при взаємодії з лугами:

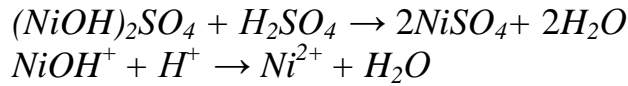


Перетворення $Ni(OH)_2$ до основної солі $(NiOH)_2SO_4$ можна здійснити при взаємодії з кислотою H_2SO_4 але додержуючи співвідношення:

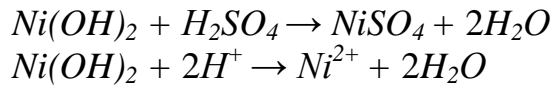
2 молекули $Ni(OH)_2$, та 1 молекула H_2SO_4 :



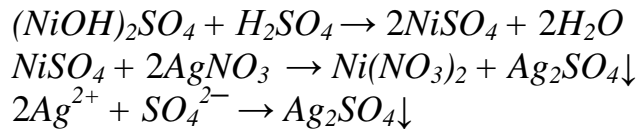
При більшій кількості кислоти отримаємо:



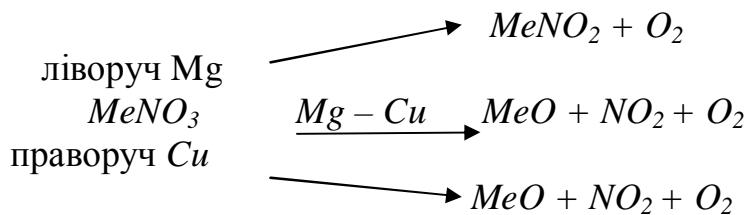
або



Ці перетворення слід виконувати при переході від основної солі $(NiOH)_2SO_4$ до середньої $Ni(NO_3)_2$ за допомогою нітрату срібла $AgNO_3$. Утворення солі $Ni(NO_3)_2$ можливе, оскільки друга сполука Ag_2SO_4 - нерозчинна у воді.



Перетворення до оксиду виконується згідно до схеми:



Солі азотної кислоти утворюють різні продукти (залежно від металу в ряду стандартних потенціалів). Оскільки Ni перебуває в ряду стандартних електродних потенціалів між Mg та Cu розклад піде з утворенням оксиду.



Це термічний розклад (під дією високої температури).

Завдання II. Вказати до якого класу неорганічних сполук відноситься речовина.

Приклад. Вказати, до якого класу неорганічних сполук відносяться речовини в схемі



Розв'язання. В схемі маємо такі речовини: прості та складні. Прості – це метал Ni (нікель).

Складні – оксид, гідроксид, солі.

NiO – оксид нікелю.

$Ni(OH)_2$ – гідроксид нікелю, основа, нерозчинна у воді.

$(NiOH)_2SO_4$ – основна сіль, гідроксосульфат нікелю.

$NiCl_2$ та $Ni(NO_3)_2$ – середні солі; хлорид та нітрат нікелю.

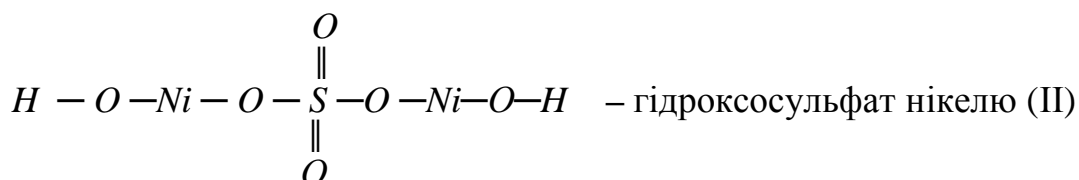
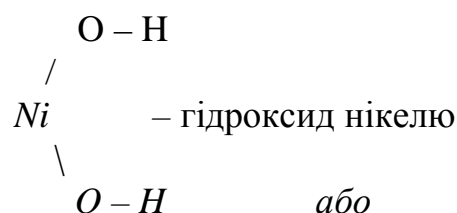
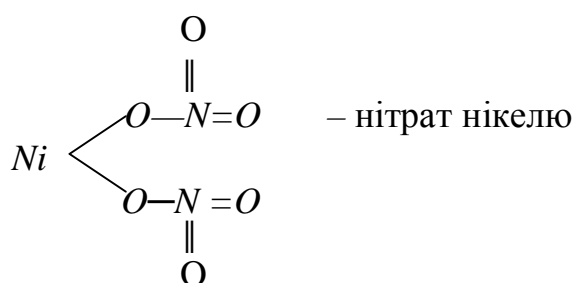
Завдання III. Дати назви речовинам, скласти графічні формули.

Приклад. Дати назви речовинам, скласти графічні формули $NiCl_2$, $Ni(OH)_2$, $(NiOH)_2SO_4$, $Ni(NO_3)_2$, NiO .

Розв'язання.

$Cl - Ni - Cl$ – хлорид нікелю (II).

$Ni = O$ – оксид нікелю

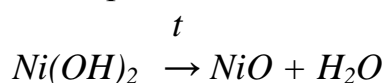


Завдання IV. Вказати гідроксиди, дати їм характеристику.

Приклад. Вказати гідроксиди у схемі



Розв'язання. Відповідно до варіантів такою речовиною є $Ni(OH)_2$ – гідроксид нікелю (II), нерозчинний у воді, має світло-зелений колір. Ступінь окислення нікелю дорівнює +2, нижча з можливих, це вказує на більш основний характер сполуки. Нерозчинна у воді основа є слабким електролітом, дуже слабо дисоціює на йони, тому не змінює колір індикаторів, не взаємодіє з кислотними та амфотерними оксидами, а також солями. Взаємодіє з кислотами, розкладається під час нагрівання.



$Ni(OH)_2$ – не взаємодіє з киснем повітря.

$Ni(OH)_2$ – двокислотна основа – число гідроксильних груп, зв'язаних з атомом металу, визначає кислотність основи.

1.5 Індивідуальні завдання

Індивідуальні завдання «Схеми перетворень речовин»

1. Складіть схему перетворень в молекулярному, йонному виді.
2. Вказати до якого класу неорганічних сполук відносяться речовини у схемі (прості, складні, таке інше)
3. Дати назви речовинам, скласти графічні формули представникам кожного класу, якщо таких представників одного класу багато, то вибирати за бажанням.
4. Вказати оксиди, гідроксиди, дати їм характеристику.

1. $CdO \rightarrow Cd \rightarrow Cd(NO_3)_2 \rightarrow Cd(OH)_2 \rightarrow [Cd(NH_3)_6](OH)_2$
2. $B \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7 \rightarrow H_3BO_3$
3. $Mg_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3$
4. $Cu \rightarrow CuCl_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow (CuOH)_2SO_4$
5. $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_4[Al(OH)_6]$
6. $ZnO \rightarrow Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow [Zn(NH_3)_4]SO_4$
7. $HgS \rightarrow Hg \rightarrow Hg(NO_3)_2 \rightarrow HgI_2 \rightarrow K_2[HgI_4]$
8. $CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu_3(PO_4)_2 \rightarrow Cu(H_2PO_4)_2$
9. $AgNO_3 \rightarrow Ag \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag_2S \rightarrow Ag \rightarrow Ag_2SO_4$
10. $Co_2O_3 \rightarrow Co \rightarrow Co(NO_3)_2 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow Co(OH)_3 \rightarrow CoCl_2$
11. $FeS \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(CN)_2$
12. $NiO \rightarrow Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow Ni(OH)_3$
13. $H_3PO_4 \rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow P_2O_5$
14. $P_2O_3 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 \rightarrow Ba(H_2PO_4)_2$
15. $Zn(OH)_2 \rightarrow ZnOHNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2$
16. $Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow AlCl_3$
17. $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4$
18. $SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow KHSO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow Ca(HSO_3)_2$
19. $Sn(OH)_2 \rightarrow Na_2SnO_2 \rightarrow SnSO_4 \rightarrow Sn(HSO_4)_2 \rightarrow SnS$
20. $Be \rightarrow BeO \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(HSO_4)_2 \rightarrow BeSO_4$
21. $Be(OH)_2 \rightarrow BeOHNO_3 \rightarrow Be(NO_3)_2 \rightarrow BeO$
22. $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHNO_3$
23. $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO$
24. $CaO \rightarrow Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHCl \rightarrow CaCl_2$
25. $FeS \rightarrow Fe(HS)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe_2O_3$
26. $N_2 \rightarrow NO \rightarrow HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbSO_4 \rightarrow Pb(HSO_4)_2$
27. $CuS \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(HSO_4)_2 \rightarrow Cu(OH)_2$
28. $KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KOH \rightarrow PbOHNO_3 \rightarrow Pb(OH)_2$
29. $Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgOHNO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow Mg(HCO_3)_2$
30. $Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Na_2ZnO_2$

Індивідуальні завдання «Гідроксиди»

1. Скласти формули можливих гідроксидів, дати назву сполукам.
 2. Записати графічні формули гідроксидів, вказати ступені окиснення елементів.
 3. Довести, як розподіляються гідроксиди, вказати їх основність чи кислотність, відношення до води.
 4. За допомогою рівнянь хімічних реакцій довести хімічні властивості гідроксидів.
 5. Вказати способи отримання гідроксидів, розрахувати їх склад (%).
- (Усі рівняння писати у молекулярній, йонно-молекулярній, скороченій йонній формі).

Варіант	Елементи			Варіант	Елементи		
1	<i>Li</i>	<i>Mn</i>	<i>S</i>	16	<i>Fe</i>	<i>Be</i>	<i>Br</i>
2	<i>Be</i>	<i>P</i>	<i>Co</i>	17	<i>Hf</i>	<i>I</i>	<i>C</i>
3	<i>B</i>	<i>Fe</i>	<i>As</i>	18	<i>Bi</i>	<i>Cr</i>	<i>Cs</i>
4	<i>Na</i>	<i>N</i>	<i>F</i>	19	<i>Ba</i>	<i>F</i>	<i>Cl</i>
5	<i>K</i>	<i>V</i>	<i>Si</i>	20	<i>Zn</i>	<i>V</i>	<i>Ni</i>
6	<i>Cu</i>	<i>C</i>	<i>Co</i>	21	<i>Pt</i>	<i>Al</i>	<i>Ge</i>
7	<i>Zn</i>	<i>Se</i>	<i>Al</i>	22	<i>Sb</i>	<i>I</i>	<i>Os</i>
8	<i>Sn</i>	<i>Mg</i>	<i>Cl</i>	23	<i>Mg</i>	<i>Se</i>	<i>Cl</i>
9	<i>S</i>	<i>Cu</i>	<i>Sr</i>	24	<i>Na</i>	<i>Li</i>	<i>Tc</i>
10	<i>Ge</i>	<i>Al</i>	<i>Ni</i>	25	<i>Zn</i>	<i>B</i>	<i>Br</i>
11	<i>Ag</i>	<i>C</i>	<i>Te</i>	26	<i>Pb</i>	<i>Cl</i>	<i>Cu</i>
12	<i>Cd</i>	<i>Rb</i>	<i>P</i>	27	<i>Sn</i>	<i>Ca</i>	<i>Cl</i>
13	<i>Te</i>	<i>W</i>	<i>Co</i>	28	<i>Te</i>	<i>Cl</i>	<i>Rb</i>
14	<i>B</i>	<i>Hg</i>	<i>Cl</i>	29	<i>Co</i>	<i>Re</i>	<i>S</i>
15	<i>Al</i>	<i>N</i>	<i>Os</i>	30	<i>Ba</i>	<i>Rb</i>	<i>As</i>

Індивідуальні завдання «Соли»

1. Скласти формули середніх, кислих, основних солей.
2. Записати графічні формули та дати назви (запис пояснювати порівнюючи з формулою відповідної кислоти)
3. Вказати способи отримання цих солей (рівняння хімічних реакцій писати у молекулярній, йонній формі).
4. Обчислити масові частки елементів у цих солях.
5. Довести основні хімічні властивості солей та їх відношення до води (рівняння хімічних реакцій писати у молекулярній, йонній формі).

Варіант	Елементи		Варіант	Елементи	
<i>1</i>	<i>Al</i>	<i>Mn</i>	<i>16</i>	<i>N</i>	<i>Ba</i>
<i>2</i>	<i>Mg</i>	<i>Sb</i>	<i>17</i>	<i>Ga</i>	<i>S</i>
<i>3</i>	<i>Ag</i>	<i>V</i>	<i>18</i>	<i>Au</i>	<i>As</i>
<i>4</i>	<i>Be</i>	<i>Cl</i>	<i>19</i>	<i>Cr</i>	<i>Mg</i>
<i>5</i>	<i>I</i>	<i>Zn</i>	<i>20</i>	<i>Fe</i>	<i>Cu</i>
<i>6</i>	<i>Cd</i>	<i>Co</i>	<i>21</i>	<i>Co</i>	<i>Sb</i>
<i>7</i>	<i>Sn</i>	<i>Br</i>	<i>22</i>	<i>Ni</i>	<i>Ce</i>
<i>8</i>	<i>F</i>	<i>La</i>	<i>23</i>	<i>As</i>	<i>Na</i>
<i>9</i>	<i>Li</i>	<i>W</i>	<i>24</i>	<i>Ge</i>	<i>Ba</i>
<i>10</i>	<i>K</i>	<i>S</i>	<i>25</i>	<i>Pb</i>	<i>Hg</i>
<i>11</i>	<i>Si</i>	<i>Rb</i>	<i>26</i>	<i>Bi</i>	<i>S</i>
<i>12</i>	<i>C</i>	<i>Cs</i>	<i>27</i>	<i>Nb</i>	<i>Ca</i>
<i>13</i>	<i>Hg</i>	<i>F</i>	<i>28</i>	<i>Tc</i>	<i>Si</i>
<i>14</i>	<i>P</i>	<i>Zn</i>	<i>29</i>	<i>Al</i>	<i>Tl</i>
<i>15</i>	<i>I</i>	<i>Ti</i>	<i>30</i>	<i>I</i>	<i>Sc</i>

2 НЕМЕТАЛИ ТА ЇХ СПОЛУКИ

Хімічні елементи звичайно поділяють на дві великі групи – метали та неметали. До металів належать прості речовини, які в конденсованому стані мають не зв'язані з певними атомами електрони, які вільно переміщуються по всьому об'єму тіла. Для *металів* характерна їх здатність виявляти *відновні* властивості.

До *неметалів* належать прості речовини, для яких характерні окиснювальні властивості. Така класифікація досить умовна, тому що залишає осторонь ряд хімічних елементів – водень та інертні (благородні) гази.

Серед хімічних елементів неметалів тільки 15. Вони займають в періодичній таблиці Д.І. Менделєєва верхній правий кут, вершиною якого є Флуор, а основою – діагональ $B - Si - As - Te - At$. Хоча неметалів небагато, виділити їх загальні характерні ознаки неможливо, вони досить сильно відрізняються один від одного. Частина з них при стандартних умовах тверді речовини ($B, C, Si, P, As, S, Se, Te, I, At$), інші – гази (N_2, O_2, F_2, Cl_2), а бром – рідина. Таке ж різноманіття спостерігається в їх кольорі – від червоного (Br_2, P) до фіолетового (I_2). Два неметали – вуглець та сірка – відомі з давнини, а астат штучно отриман лише у 1940 році.

Найбільш загальні властивості неметалів

1. Всі неметали належать до *p*-елементів, вони мають не повністю забудовані *p*-орбіталі (але не кожен *p*-елемент – неметал).

2. Всі неметали характеризуються високим значенням електронегативності в межах від 2 до 4 (у *F*). Вони мають характерну здатність притягувати електрони від інших елементів при утворенні молекул.

3. Вищі оксиди неметалів є кислотними. Сила відповідних їм кислот посилюється від IV до VII групи.

4. Водневі сполуки неметалів – газоподібні речовини при звичайних умовах.

5. Сполуки неметалів між собою характеризуються ковалентним або слабко полярним зв'язком, тоді як для сполук неметалів з металами є типовим йонний зв'язок.

2.1 Інертні елементи

Благородні гази – гелій, неон, аргон, криптон та ксенон відносять до неметалів формально, за фізичною ознакою. Подібно до типових неметалів, інертні гази зберігають газоподібний стан до дуже низьких температур. Але електронна конфігурація атомів інертних елементів – ns^2np^6 – не дозволяє їх віднести ні до металів, ні до неметалів. Крім того, вони є тими елементами, які чітко поділяють елементи на метали та неметали. Якщо розглянути хімічні елементи в порядку зростання їх

атомного номера, то в межах кожного періоду спостерігається закономірно послаблення металевих властивостей та посилення неметалевих. Стрибокподібний перебіг від активного неметалу в цьому періоді до найбільш активного металу наступного періоду відбувається саме через інертний елемент. Метали та неметали прагнуть мати електронну конфігурацію інертного елемента, але відбувається це по-різному. Неметали для завершення електронного *p*-підрівня приймають недостатні електрони – відновлюються, а метали віддають електрони зовнішнього шару – окиснюються. Тобто, інертні елементи займають проміжне положення між металами та неметалами. Про це свідчить наявність у них як неметалевих властивостей (агрегатний стан, низька електропровідність та інше), так й металевих властивостей. Наприклад, для інертних елементів Криптон та Ксенон відомі сполуки зі Флуором та Оксигеном. В цих сполуках інертні елементи поведуть себе як відновники, подібно до металів.

2.2 Сполуки Гідрогену – гідриди

Гідроген – перший елемент періодичної системи елементів. Електронна конфігурація атома – $1s^1$. Навколо ядра атома Гідрогену обертається один електрон, тому гідроген здатний утворювати лише двоатомні молекули. Молекули водню відрізняються великою міцністю, малими поляризованістю і масою, незначними розмірами. Атом Гідрогену може приєднувати електрон, як неметали, і може втрачати електрон, як метали. Неметалічні властивості у Гідрогену виражені сильніше, ніж металічні. З лужними металами він утворює гідриди – речовини, подібні до галогенідів. Тому Гідроген розташовують у головній підгрупі сьомої групи, але він має і такі властивості, що його можна розмістити і в першій групі. Гідроген поєднує в собі властивості як лужних металів, так і галогенів. Подібно до лужних металів, Гідроген має на зовнішній електронній оболонці один електрон, який він здатен віддавати, утворюючи протон. Однак радіус протона (10^{-6} нм) різко відрізняється від радіусів лужних металів (0,06 – 0,17 нм). Спектр Гідрогену дуже подібний до спектрів лужних металів. Так, як лужні метали, Гідроген є сильним відновником.

Гідроген найпоширеніший елемент космосу. На землі у вигляді простої речовини трапляється рідко, він поширений у вигляді сполук. Гідроген входить до складу води (11%), всіх тваринних і рослинних організмів, кам'яного і бурого вугілля, нафти, природного газу, багатьох мінералів.

Гідроген може мати ступень окиснення «+1» та «-1». Бінарні сполуки з воднем у ступені окиснення «+1» ($HGal$, H_2O) відносяться до основних класів неорганічних речовин.

Бінарні сполуки Гідрогену з менш електронегативними елементами – гідриди. Водень в них має ступень окиснення «-1». Гідриди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Таблиця 2.1 Гідриди елементів I – VII груп та їх властивості.

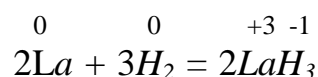
I гр.	II гр.	III гр.	VI гр.	V гр.	VI гр.	VII гр.
<i>LiH</i>	<i>BeH₂</i>	<i>B₂H₆</i>	<i>CH₄</i>	<i>H₃N</i>	<i>H₂O</i>	<i>HF</i>
<i>NaH</i>	<i>MgH₂</i>	<i>AlH₃</i>	<i>SiH₄</i>	<i>H₃P</i>	<i>H₂S</i>	<i>HCl</i>
<i>KH</i>	<i>CaH₂</i>	<i>GaH₃</i>	<i>GeH₄</i>	<i>AsH₃</i>	<i>H₂Se</i>	<i>HBr</i>
<i>RbH</i>	<i>SrH₂</i>	<i>InH₃</i>	<i>SnH₄</i>	<i>SbH₃</i>	<i>H₂Te</i>	<i>HI</i>
<i>CsH</i>	<i>BaH₂</i>					

Типові гідриди–
основні (H^{-1})

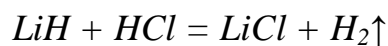
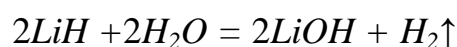
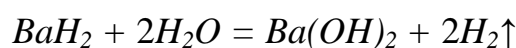
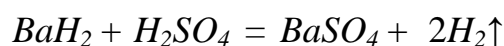
Проміжні гідриди–
амфотерні.

Кислотні гідриди–
(H^{+1})

Основні гідриди – йонні кристалічні безбарвні сполуки типу солей. Вони утворюються внаслідок нагрівання лужних, лужноземельних металів та деяких інших у атмосфері водню. Поводяться як основні сполуки.



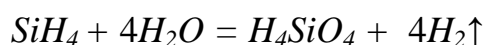
Вони легко розкладаються під дією води або кислоти.



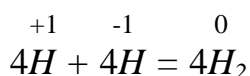
Кислотні гідриди – ковалентні газоподібні сполуки водню з неметалами з меншою електронегативністю (ЕН): *BH₃*, *AlH₃*, *SiH₄*.

Електронегативність $EN_H = 2,1$ $EN_{Si} = 1,8$
 $EN_B = 2,0$ $EN_{Al} = 1,6$

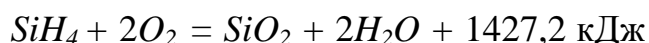
При таких близьких значеннях електронегативності позитивна або негативна поляризація водню у речовині визначається гідролізом (тобто взаємодією з водою).



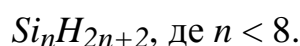
Виділення $H_2 \uparrow$ відбувається тому що в речовині SiH_4 (силан) є водень у ступені окислення «-1» (SiH_4), він окиснюється за допомогою H у H_2



Силан –безбарвний газ, сильний відновник, самозаймається на повітрі :



Крім SiH_4 відомі також інші кремневодні. Загальна формула силанів:



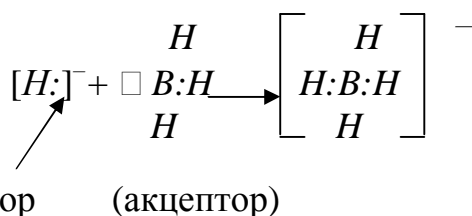
Силани схожі на сполуки Карбону ряду метану, а відрізняються від них більшою реакційною здатністю. Це пояснюється нестійкістю зв'язків $Si-H$ ($E = 323 \text{ кДж}$) та $Si-Si$ ($E = 226 \text{ кДж}$) в молекулах внаслідок послаблення у кремнію неметалічних властивостей порівняно з вуглецем $C-H$ ($E = 416 \text{ кДж}$) і $C-C$ ($E = 356 \text{ кДж}$) тому силанів є значно менше порівняно з вуглеводнями.

До ковалентних гідридів відносять також BH_3 – боран.

Кислотні та основні гідриди можна бачити взаємодіють між собою



↑ ↑
основний кислотний



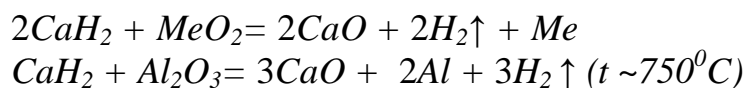
До **амфотерної** сполуки можна віднести AlH_3 – гідрид алюмінію, який може бути як донором (віддає неподілену електронну пару водню) так і акцептором (надає вільну орбіталь алюмінію).

Залежно від умов утворюються:

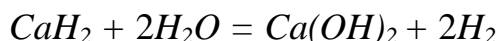


Стандартний електродний потенціал системи $\frac{1}{2} H_2 / H^- = -2,23V$, тобто, йон H^- –один з самих сильних відновників, тому йонні а також комплексні гідриди – відновники.

При відсутності вологи гідриди лужноземельних металів стійки на повітрі. Якщо підвищити температуру, їхня хімічна активність дуже зростає. Це використовують для виділення деяких металів (*Ti*, *W*, *Nb* та інших) з їхніх оксидів:



Гідриди *Ca*, *Sr*, *Ba* використовують для висушування рідин та газів, *CaH₂* використовують для отримання водню:

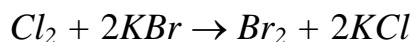


Так, 1 кг *CaH₂* дає приблизно 1м³ газу *H₂*.

2.3 Сполуки елементів сьомої групи

Елементи головної підгрупи сьомої групи мають назву «галогени» (солероди), що зумовлено властивістю аналогів Флуору утворювати солі під час безпосередньої взаємодії з металами. Вони мають таку будову зовнішнього електронного шару: $..ns^2np^5$. Це – *p*-елементи з одним неспареним електроном на зовнішньому *p*-підрівні. Всі вони (крім Флуору) мають на попередньому до зовнішнього шару вакантні *d*-орбіталі, тому атоми цих елементів під час сполучення між собою утворюють крім σ -з'язку за участю *p_x*-орбіталей додаткові π -з'язки за донорно-акцепторним механізмом. Їх найнижчий ступень окиснення – «-1», (для Флуору тільки «-1»), найвищий (окрім Флуору) ступень окиснення буде «+7». Всі галогени у вільному стані – сильні окисники, але їхня окиснювальна здатність зменшується від Флуору до Йоду.

В кристалевому, рідкому та газоподібному станах галогени існують у вигляді двохатомних молекул, стійкість яких зменшується від Хлору до Йоду. У відповідності до значень електронегативностей будь-який вільний галоген витискає наступний за ним, який знаходиться в розчині в стані однозарядних аніонів (*Gal⁻*)



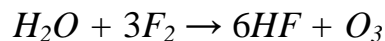
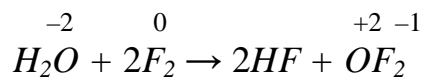
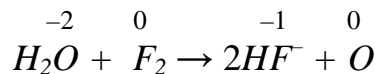
Всі галогени енергійно взаємодіють з воднем з утворенням галогеноводнів. Їхні водні розчини, за виключенням *HF*, є сильними електролітами. Водні розчини галогеноводнів – сильні кислоти. Сила цих кислот зростає відповідно зростанню радіуса галогена (*HCl* > *HBr* > *HI*).

2.3.1 Сполуки Флуору – фториди

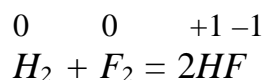
На Землі Флуор досить поширений елемент, але у вільному стані не трапляється. Важливі такі мінерали: CaF_2 – плавиковий шпат (флюорит), Na_3AlF_6 – кріоліт, $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ – фторапатит. Фтор – проста речовина (F_2), газ зеленого кольору з різким неприємним запахом. Це надзвичайно хімічно активна речовина, вона є найсильнішим окисником. Фтор енергійно взаємодіє з усіма простими речовинами, за винятком O_2 , He , Ne , Ar . В середовищі фтору горять навіть такі речовини, як азбест і вода. У сполуках з Флуором елементи дуже часто виявляють свої найвищі ступені окиснення, Флуор – навпаки – виявляє ступінь окиснення -1. Максимальна ковалентність Флуору, як і всіх елементів 2-го періоду, дорівнює чотирьом. Азбест згорає з утворенням кисню та фторидів:



З водою фтор взаємодіє надзвичайно енергійно. Внаслідок утворюються фтороводень і кисень, крім яких можуть утворюватись також озон та OF_2 .



Фтор взаємодіє з воднем з вибухом навіть за низьких температур і в темряві (на відміну від хлору) – з утворенням HF (фтороводню):



Фтороводень – безбарвний газ, надзвичайно отруйний. Він добре розчинюється у воді, утворюючи кислоту, яку називають фторидною, або плавиковою, солі якої – фториди.

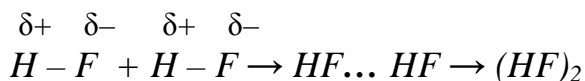
Фториди, як і фтороводень, отруйні. Сам фтороводень дуже небезпечний ще й тому, що не має різкого запаху, такого як HCl . При попаданні HF на шкіру виникає тяжке ураження, тому що останній розчинює білки та проникає усередину тканин.

Він здатний роз'їдати кварц і скло, борати і силікати. Тому фтороводень та його водні розчини зберігають у поліетиленовому посуді.

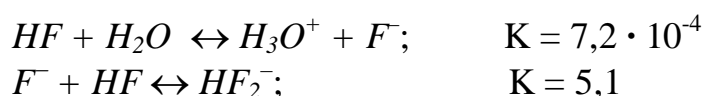


Фтороводень має найбільший дипольний момент з усіх галогеноводнів ($\mu = 0,6 \cdot 10^{-31}$ Кл·м). Це свідчить про велику полярність зв'язку $H - F$.

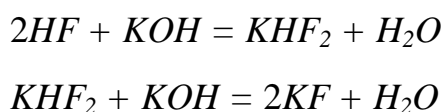
Фтороводень має і найвищу температуру кипіння порівняно з іншими галогеноводнями. Ці властивості зумовлені наявністю водневих зв'язків, які спричиняють асоціацію молекул $H-F$. У кристалічному стані має ланцюгову структуру:



З водою фтороводень змішується в будь-яких співвідношеннях. Через підвищену здатність до утворення водневих зв'язків, розчини фтороводню у воді мають слабкішу кислотність ніж розчини інших галогеноводнів. У розбавлених водних розчинах встановлюється рівновага:



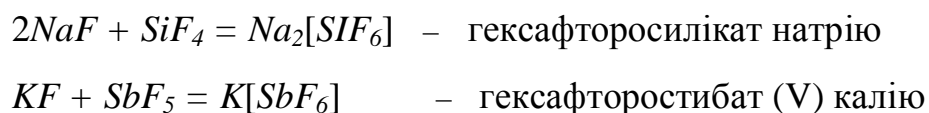
Отже, у водному розчині це кислота середньої сили, у слабо розбавлених розчинах (HF – плавикова, фторидна кислота) міститься більше аніонів HF_2^- ($F \cdots H - F$), ніж F^- . Під час нейтралізації лугом KOH утворюється гідрогенфторид калію KHF_2 ($KF \cdot HF$), потім, фторид:



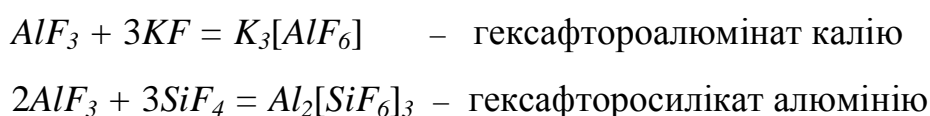
Солі фтороводню називаються фторидами. Більшість фторидів мало розчинні у воді. Добре розчинними є: KF , RbF , CsF , NH_4F , AgF , SnF_2 , HgF_2 .

Фториди, як і фтороводень, отруйні.

Фториди з елементами в вищих ступенях окиснення, сильно гідролізуються. Вони поділяються на основні, кислотні й амфотерні. Під час взаємодії кислотних фторидів з основними утворюються комплексні сполуки. При цьому елемент кислотного фториду входить до складу комплексного аніона:



Амфотерні фториди здатні взаємодіяти як з основами, так і з кислотними фторидами:



Відомо декілька сполук Флуору з Оксигеном; стійким за кімнатної температури є лише фторид оксигену OF_2 . Оксиген виявляє ступінь окиснення +2, а Флуор -1.

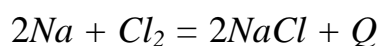
Флуор і його сполуки знаходять широке застосування. Плавикову (фторидну) кислоту використовують для травлення скла і видалення піску з металічного литва, для розкладання різних силікатів, у хімічному аналізі. В багатьох органічних синтезах як активний каталізатор використовують фторид бору BF_3 (активна кислота Льюїса).

2.3.2 Сполуки Хлору – хлориди

Хлор належить до досить поширених елементів, у зв'язаному стані він трапляється у вигляді хлоридів – солей хлоридної кислоти. Найпоширенішими мінералами Хлору є кам'яна сіль $NaCl$ (галіт), сильвін KCl , сильвініт $KCl \cdot NaCl$, карналіт $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Велика кількість хлоридів міститься в морській воді, входить до складу живих організмів. Хлор – елемент, необхідний для підтримки життєдіяльності живих організмів. Хлорид натрію входить до складу плазми крові, хлоридна кислота є складовою частиною шлункового соку.

Хлор – проста речовина (Cl_2), жовто-зелений газ з різким запахом, отруйний. Хлор – активний окисник. Він енергійно взаємодіє з металами і більшістю неметалів (за винятком C , O_2 , N_2 та інертних газів), легко окиснює різні складні сполуки. Відновні властивості виявляє лише під час взаємодії з фтором. Реакція сполучення з металами супроводжується виділенням теплоти:



Сухий хлор не взаємодіє з залізом, тому його зберігають у сталевих балонах. Білий фосфор, стибій, в середовищі хлору самозаймаються за звичайної температури. За кімнатної температури без освітлення хлор з воднем не взаємодіє, а в разі освітлення чи нагрівання хлор реагує з воднем з вибухом.



Хлороводень за звичайних умов – це безбарвний газ, з різким запахом, добре розчинюється у воді (1 об'єм води за температурою $20^\circ C$ поглинає близько 450 об'ємів хлороводню). Водний розчин HCl – сильна кислота, яка називається хлоридною (соляною) кислотою, солі цієї кислоти називаються хлоридами. Вони добре розчиняються у воді, за винятком солей аргентуму $AgCl$, купрум(І) $CuCl$, плумбуму $PbCl_2$, талію (І) $TlCl$, меркурію (І) Hg_2Cl_2 .

Концентрована хлоридна кислота містить близько 37% HCl , густина її становить $1,19 \text{ г/см}^3$. Таку кислоту інакше називають димучою хлоридною кислотою, транспортують її у великих скляних бутлях.

Хлориди з йонним зв'язком між атомами – це кристалічні речовини з високими температурами плавлення, з ковалентним – гази, рідини або легкоплавкі тверді речовини, хлориди з йонно-ковалентним зв'язком займають проміжне положення

Властивості хлоридів залежно від характеру хімічного зв'язку закономірно змінюються за групами і періодами, наприклад:

I гр.	II гр.	III гр.	IV гр.	V гр.	VI гр.
$NaCl$	$MgCl_2$	$AlCl_3$	$SiCl_4$	PCl_5	SCl_4
основні		амфотерні		кислотні	

Основні хлориди не гідролізуються на відміну від кислотних, які гідролізуються практично повністю:



Кислотні хлориди називаються хлорангідами (PCl_5 , PCl_3). Основні і кислотні хлориди здатні взаємодіяти між собою; основні хлориди є донорами пар електронів за рахунок йонів Cl^- , кислотні хлориди – акцепторами пар електронів.

Наприклад:



Амфотерні хлориди взаємодіють як з кислотними, так і з основними хлоридами:

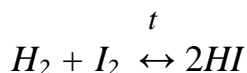


2.3.3 Сполуки Броду, Йоду – броміди, йодиди

Бром і Йод – повні аналоги, вони досить поширені на Землі. Вони трапляються у морській воді, у водах деяких озер у вигляді бромідів калію, магнію, натрію. Йод здебільшого нагромаджується у тканинах деяких водоростей. Значна кількість Йоду є в підземних бурових водах, він міститься у покладах селітри в Чилі і Болівії.

Розчинність простих речовин броду і йоду у воді порівняно невелика. Краще вони розчиняються в органічних розчинниках. Бром і йод досить сильні окисники, але слабкіші ніж Флуор та Хлор. Це яскраво виявляється під час взаємодії галогенів з воднем: HBr може утворюватись із простих речовин лише в разі достатнього нагрівання, а HI – в разі такого

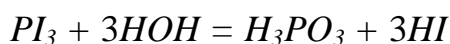
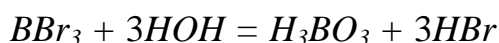
сильного нагрівання, що значна його частина піддається термічному розкладу:



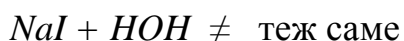
Бром і йод здатні безпосередньо сполучатися з металами і неметалами, але менш активно, ніж хлор і фтор. Вони активно взаємодіють з фосфором, бором, силіцієм; з фтором і хлором утворюють сполуки BrF_3 , IF_5 , IF_7 , ICl , ICl_3 , які виявляють властивості чистих галогенів

Бромоводень і йодоводень – гази, які добре розчиняються у воді. Їхні водні розчини є сильними кислотами – бромідна і йодидна кислоти. Солі називаються – бромідами та йодидами.

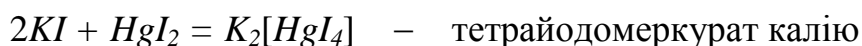
Вони, подібно до фторидів і хлоридів, можуть бути основними, амфотерними і кислотними. Кислотні броміди і йодиди здатні гідролізувати повністю:



Основні броміди і йодиди не гідролізуються:

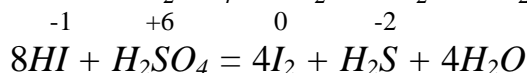
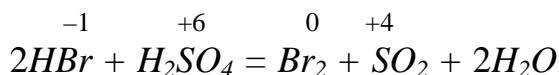


Різниця у хімічних властивостях бромідів і йодидів виявляється у реакціях типа:

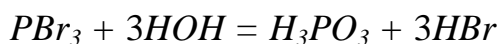
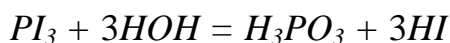


Більшість бромідів та йодидів добре розчиняється у воді, винятком є $AgBr$, AgI , $CuBr$, CuI , $PbBr_2$, PbI_2 і деякі інші.

У ряді $HF - HCl - HBr - HI$ сила кислот зростає. У такий самій послідовності зменшується стійкість молекул кислот і збільшується їхня відновна активність. Наприклад, HF і HCl з концентрованою сульфатною кислотою не взаємодіють, HBr відновлює H_2SO_4 до SO_2 , а HI навіть до H_2S :



Тому на відміну від HF і HCl бромоводень і йодоводень добувають гідролітичним розкладанням бромідів і йодидів фосфору, а не взаємодією бромідів і йодидів калію з концентрованою H_2SO_4 .



2.3.4 Кисневі сполуки галогенів

Для галогенів характерно утворення більшої кількості оксидів, які відповідають різним ступеням окиснення

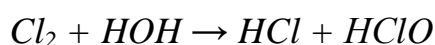
Таблиця 2.2 – Оксиди галогенів та відповідні їм кислоти

Галогени	Сполуки	Сполуки галогенів зі ступенем окиснення						
		+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Cl_2	Оксид	Cl_2O	—	—	ClO_2	—	Cl_2O_6	Cl_2O_7
	Кислота	$HClO$	—	$HClO_2$	—	ClO_3	—	$HClO_4$
Br_2	Оксид	Br_2O	—	—	BrO_2	—	BrO_3	—
	Кислота	$HBrO$	—	$HBrO_2^*$	—	$HBrO_3$	—	$HBrO_4$
I_2	Оксид	—	—	—	IO_2	I_2O_5	—	—
	Кислота	HIO	—	HIO_2^*	—	HIO_3	—	HIO_4

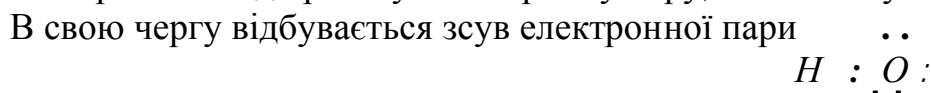
* Йони BrO_2^- та IO_2^- - дуже нестійкі.

Як показує таблиця більше стійких оксидів утворює Хлор та лише два – Йод.

Усі галогени, крім Флуора, диспропорціонують у воді. При цьому утворюються дві кислоти – безкиснева $HGal$ та кисневовмісна $HGalO$,



Хлорнуватиста кислота $HClO$ та її бромний та йодний аналоги – дуже слабкі кислоти, їх сила зменшується від $HClO > HBrO > HIO$. Це пояснюється тим, що Хлор має більшу електронегативність та сильніше ніж Бром та Йод притягує електронну пару, яка пов'язує його з Оксигеном.



до Оксигену та у Гідрогену збільшується здатність до відщеплення.

Хлориста кислота $HClO_2$ середньої сили. Вона малостійка в водних розчинах, а бромиста – $HBrO_2$ та йодиста HIO_2 – дуже нестійкі.

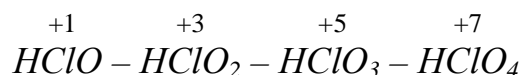
Кислоти типу $HGalO_3$ отримують з кислот типу $HGalO$ внаслідок їхнього диспропорціонування:



Їхні розчини – сильні кислоти, а солі – сильні окисники. Наприклад, бертолетова сіль $KClO_3$. В ряду $HClO_3 - HBrO_3 - HIO_3$ сила кислот та їх окиснювальна здатність зменшується.

Кислоти хлорна $HClO_4$ та йодна HIO_4 відомі давно, а бромна кислота $HBrO_4$ синтезована недавно. Хлорна кислота $HClO_4$ є найсильнішою з

відомих кислот. В концентрованих розчинах вона є дуже сильним окисником.



Порівняння кислот з різним ступенем окиснення Хлору вказує, що зі збільшенням ступеня окиснення зростають кислотні властивості, а окисна здатність (у розведених розчинах) знижується.

2.4 Сполуки елементів шостої групи

Елементи головної підгрупи шостої групи – *O, S, Se, Te* – мають назву *халькогени*. Будова їхнього зовнішнього енергетичного рівня $\dots ns^2 np^4$. Більшість з них, виявляють виражені неметалічні властивості. Це – *p*-елементи з двома неспареними електронами на зовнішньому *p*-підрівні. Таки елементи (крім кисню) мають на внутрішньому шарі вільні *d*-орбіталі, які під час збудження атома можуть займати розпаровані електрони зовнішніх *s*- і *p*- орбіталей. Їх найнижчий ступень окислення – «–2», найвищий (для більшості) – «+6».

Сполуки Оксигену – оксиди розглянуто у першій частині – вони віднесені до основних класів неорганічних сполук.

Неметалічні властивості халькогенів слабшають від кисню до телуру. Це позначається як на фізичних, так і на хімічних властивостях. *Кисень* – газ, *сірка* – тверда речовина, яка не має металевих ознак. *Селен* лише декілька схож на метали, а *телур* по зовнішньому вигляду – типовий метал сріблястого кольору, хоч подібно до неметалів крихкий та має низьку електропровідність. По хімічним властивостям кисень – сильний окисник, електронегативність якого (ЕН = 3,5) поступається лише фтору (ЕН = 4). Окисна здатність останніх трьох елементів поступається кисню та монотонно падає від сірки (ЕН = 2,5) до селену (ЕН = 2,4) та телуру (ЕН = 2,1). Всі елементи підгрупи кисню та сірки енергійно взаємодіють з металами, утворюючи відповідно оксиди, сульфіді, селеніді, телуриди. Характер хімічного зв'язку при переході від кисню до телуру змінюється від йонного до ковалентного. Всі елементи, крім телуру, безпосередньо взаємодіють з воднем, утворюючи водневі сполуки, стійкість яких зменшується при зростанні атомного номеру.

$\Delta H_{\text{утв}}$, кДж/моль			
H_2O	- 246	$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$
H_2S	- 20	$\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$K_{\text{д}} = 1,1 \cdot 10^{-7}$
H_2Se	+ 86	$\text{H}_2\text{Se} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSe}^-$	$K_{\text{д}} = 2 \cdot 10^{-4}$
H_2Te	+ 155	$\text{H}_2\text{Te} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HTe}^-$	$K_{\text{д}} = 2,3 \cdot 10^{-3}$

Водні розчини водневих сполук халькогенів – слабкі кислоти. Здатність їх до дисоціації зростає зі збільшенням розміру атома елемента.

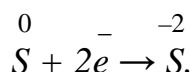
Таким чином, телуроводнева кислота – найсильніша, а разом з тим найменш стійка.

2.4.1 Сполуки Сульфуру – сульфідни

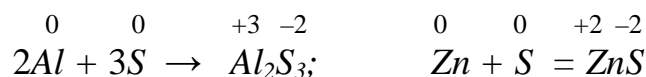
Сульфідни – сполуки Сульфуру –широко розповсюджені у природі. Сульфур трапляється у вільному стані (самородна сірка), а також у вигляді різних мінералів: FeS_2 – залізний колчедан, або пірит; PbS – свинцевий блиск; ZnS – цинкова обманка; Cu_2S – мідний блиск; HgS – кіновар та ін. Усі ці мінерали – сульфідни. Сульфур входить до складу білкових речовин. Виявлено Сульфур також в метеоритах у вигляді сульфідну феруму. Найлегше добувати просту речовину Сульфуру – сірку з підземних покладів шахтним способом або виплавляти її з породи під дією гарячої водяної пари. Сірку добувають також із газів, що містять H_2S і SO_2 (природний, коксовий, тощо)

Сульфур може мати такі ступені окислення: «-2»; «0»; «+4»; «+6». Сірка є типовим активним неметалом. Вона здатна сполучатися з лужними металами за кімнатної температури. За високих температур взаємодіє з усіма елементами, за винятком азоту, золота, платини, іридію, виявляючи залежно від умов властивості окисника чи відновника. Такі метали, як мідь, срібло, свинець, бісмут, кадмій, ртуть тощо, мають підвищену спорідненість до сірки, тому всі вони трапляються у природі переважно у вигляді сульфідних мінералів.

Сірка відрізняється від кисню. Під час взаємодії з менш електронегативними елементами (металами, галогенами (крім I_2), воднем, вуглецем, фосфором) сірка має властивості окисника. Вона відновлюється до ступеня окиснення «-2».

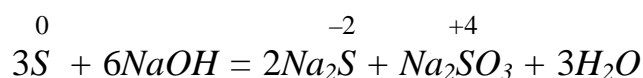


Під час нагрівання утворюються солі – сульфідни:

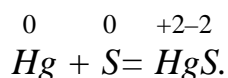


Сірка може бути і відновником : $\overset{0}{S} + \overset{0}{O}_2 = \overset{+4}{S}\overset{-2}{O}_2$

також брати участь у реакціях диспропорціонування:

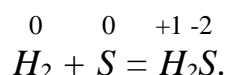


Зі ртуттю сірка взаємодіє за кімнатної температури. Розтираючи в ступці рідку ртуть з сірчаним порошком, одержують сульфід ртуті (II). Саме тому ртуть знешкоджують, засипаючи сіркою.

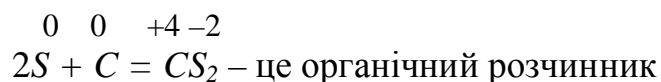


Сульфіди металів характеризуються різною розчинністю у воді – розчинні тільки сульфіди лужних та лужноземельних металів та сульфід амонію, останні – нерозчинні.

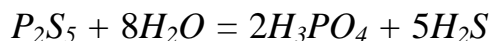
Нагріванням сірки з неметалами добувають: сірководень, сірковуглець, сульфіди фосфору різного складу



За температурами 900-1000⁰С:



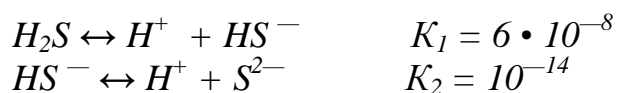
Це сполука з ковалентним зв'язком, яка належить до складу тіоангідридів, та розкладається водою



З позначених сполук дуже важливе місце займає сірководень. H_2S у природі утворюється внаслідок гниття органічних решток, яєчного білка, міститься у вулканічних газах і водах мінеральних джерел. Це безбарвний газ з характерним неприємним запахом тухлих яєць. На повітрі горить голубуватим полум'ям. Це надзвичайно отруйний газ. Молекула сірководню має кутову форму, кут $\text{H-S-H} = 92^\circ$, при довжині зв'язку $d(\text{H-S}) = 0,133$ нм. Здатність молекул сірководню утворювати водневі зв'язки значно слабша, ніж у молекул води, тому сірководень за звичайних умов – газ. Він добре розчинюється у воді. За температури 20⁰С в одному об'ємі води розчиняється 2,5 об'єму H_2S . Йонізація H_2S , що перебуває у рідкому стані, мізерно мала. Значно краще він піддається йонізації у воді:

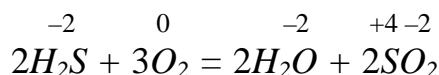


Водний розчин його – слабка двоосновна кислота, яка дисоціює за двома ступенями та виявляє звичайні властивості кислот.

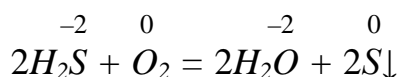


За першою константою дисоціації – це слабка кислота. В йонних рівняннях сірководень записують, як і воду, у молекулярній формі – H_2S . Солі сірководню називаються сульфідами. Завдяки двохосновності сірководню в разі пропускання його в розчин луку він здатний утворювати два типи солей: кислі (гідрогенсульфіди $NaHS$) та середні (сульфіди Na_2S).

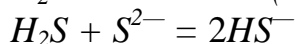
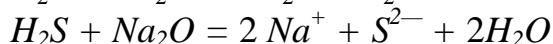
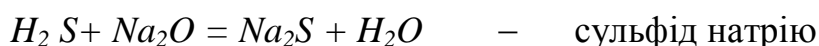
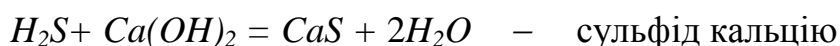
Сірководень – сильний відновник. На повітрі він горить з утворенням оксиду сульфуру (IV) і води:



У водному розчині H_2S повільно окиснюється киснем повітря:

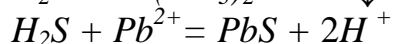
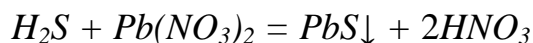


Деякі реакції сірководню:



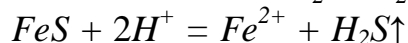
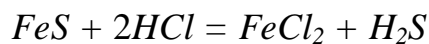
Гідрогенсульфіди відомі тільки для лужних і лужноземельних металів. Гідрогенсульфіди кальцію і стронцію дуже нестійкі.

Під час взаємодії нітрату свинцю з розчином сірководню утворюється чорний осад сульфиду свинцю PbS .

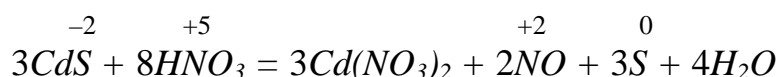


Цю реакцію використовують для виявлення сірководню або розчинних солей сірководневої кислоти.

Деякі сульфіди (MnS , FeS , CoS , NiS , ZnS) нерозчинні у воді, розчиняються у соляній або розведеній сірчаній кислотах (кислотах-неокисниках):



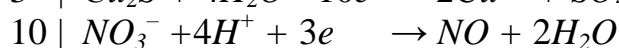
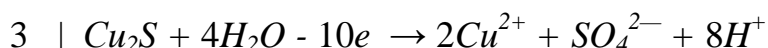
Такі сульфіди, як CdS , CuS , PbS , Sb_2S_3 , As_2S_3 , SnS , SnS_2 , мають дуже малі добутки розчинності і не розчиняються у сильних кислотах-неокисниках. Останні можна перевести у розчин нагріванням з царською горілкою або нітратною кислотою:



Під дією на сульфід металів або неметалів азотної кислоти (розведеної або концентрованої) утворюється не H_2S , а сполуки сірки у вищих ступенях окислення: «0», «+4», «+6».



Йонно–молекулярні напівреакції записують таким чином:

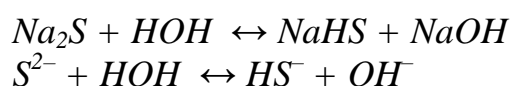


Здатність сульфідів по-різному взаємодіяти з водою, розчинами кислот, розчином сульфиду амонію, який утворює з сульфідами Sn (IV), As (III), Sb (V), Sb (III) розчинні тіосполуки, використовують у хімічному аналізі.

Деякі сульфідні мають характерне забарвлення: CuS і PbS – чорне, CdS – жовте, ZnS – біле, MnS – рожеве, SnS – коричневе, Sb_2S_3 – оранжеве. На різній розчинності сульфідів і різному забарвленні багатьох з них базується якісний аналіз катіонів.

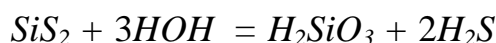
Залежно від природи електропозитивного елемента сульфідні можуть виявляти основні, кислотні або амфотерні властивості, що яскраво простежується на прикладі реакцій гідролізу і комплексоутворення.

Так, сульфідні s -елементів 1 групи періодичної системи розчинні у воді і під час гідролізу зумовлюють лужну реакцію середовища:



Отже, Na_2S , K_2S , Li_2S – основні сульфідні.

Сульфідні неметалів називаються тіоангідрідами, оскільки вони гідролізуються з утворенням відповідних кислот:



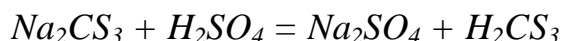
Амфотерні сульфідні не розчиняються у воді, проте деякі з них (Al_2S_3 , Cr_2S_3 , Fe_2S_3) повністю гідролізують:



Основні і кислотні сульфідні взаємодіють між собою з утворенням так званих тіосолей:



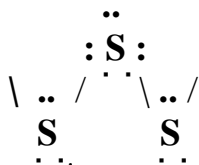
Це дуже нестійкі сполуки і розкладаються на сірководень і відповідний сульфід:



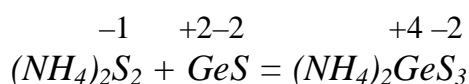
Крім сульфідів існують сульфуровмісні сполуки металів – полісульфіди. Полісульфіди лужних металів утворюються під час взаємодії сірки з відповідним сульфідом (у разі спалювання або в концентрованому розчині):



У молекулах полісульфідів число атомів Сульфуру досягає 2–8, але найчастіше воно дорівнює 2. Утворення полісульфідів можна пояснити здатністю сульфуру до утворення гомеоланцюгів. У структурі полісульфідів є ланцюги атомів:

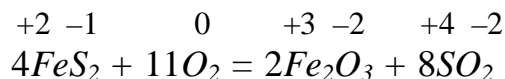


Полісульфіди можна розглядати як аналоги відповідних пероксидів, для них характерні окиснювальні і відновні властивості.



У цій реакції Сульфур із ступенем окиснення –1 окиснює Германій до ступеня окиснення +4, а сам відновлюється до ступеня окиснення –2.

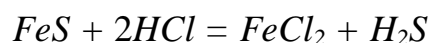
У реакції



Сульфур із ступенем окиснення –1 (FeS_2) є відновником.

Особливості роботи із сірководнем та сульфідами.

У лабораторіях (H_2S) сірководень добувають дією соляної кислоти на сульфід заліза (II)

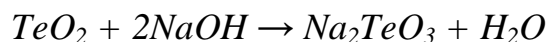


Реакція виділення сірководню відбувається без нагрівання в апараті Кіппа або в аналогічних приладах. Добутий сірководень очищують від сторонніх речовин, пропускаючи крізь промивну склянку з водою. Усі роботи з сірководнем проводяться під тягою. Недодержання цього правила може привести до отруєння. При осадженні сірководнем активно діє лише та частина його, яка встигає розчинитись у рідині. Тому струмінь H_2S повинен бути таким, щоб бульбашки можна було легко лічити.

2.4.2 Кисневі сполуки халькогенів

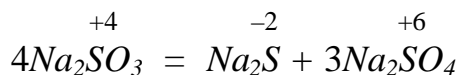
Сірка, селен та телур здатні утворювати два типи стійких оксидів EO_2 та EO_3 . Оксиди елементів зі ступенем окиснення +4 утворюються безпосередньо з простих речовин SO_2 – газ, SeO_2 , TeO_2 – тверді речовини.

Оксид телуру (IV) в воді нерозчинний і відповідна йому кислота невідома. Однак телурити, які містять йон TeO_3^{2-} , можуть бути отримані дією лугів на оксид телуру (IV):



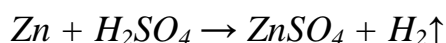
В ряду $H_2SO_3 \rightarrow H_2SeO_3 \rightarrow H_2TeO_3$ сила кислот слабшає.

Для сполук сірки зі ступенем окиснення +4 (на відміну від селену та телуру) характерні реакції диспропорціонування, тобто реакції, які супроводжуються одночасним збільшенням та зменшенням ступеня окиснення одного з елементів

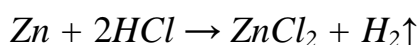


Сірка в молекулі сульфїту натрію виступає одночасно як окисник так і відновник. Здатність оксидів елементів (IV) к окисненню падає в напрямку $SO_2 \rightarrow SeO_2 \rightarrow TeO_2$.

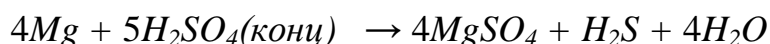
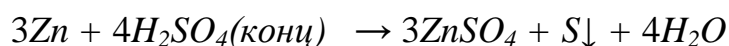
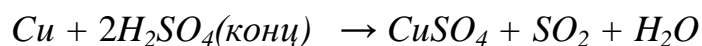
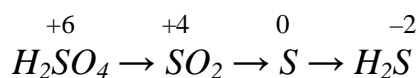
Вищі солетворні оксиди сірки та селену добре розчиняються у воді з утворенням відповідних кислот – сульфатної та селенатної (H_2SO_4 , H_2SeO_4). Це сильні кислоти та виключно сильні окисники, при цьому окисні властивості селенатної кислоти більше ніж у сульфатної. Телуратну кислоту отримують непрямим способом, вона є слабкою кислотою. Коли говорять про окисні властивості кислот, то мають на увазі не йони водню, а атоми того елемента, від якого кислота отримала назву. В *розведений* сульфатній кислоті, як в інших, окисником є йони водню, які окиснюють метали в ряду напруги металів до йонів водню.



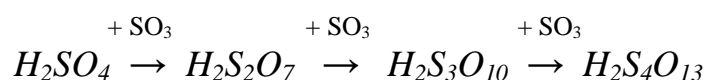
Так само йони водню інших кислот приєднують електрони:



Але в концентрованій сульфатній кислоті сірка в ступені окиснення – «+6» – сильний окисник, який в залежності від умов (активності металу, температури) може відновлюватися до більш низьких ступеней окиснення.



Крім сульфитної та сульфатної кислот для сірки характерно утворення полісульфатних кислот, які можна розглядати як продукти послідовного приєднання 1, 2, 3 молекул SO_3 до молекули кислоти



Селен та телур таких кислот не утворюють, що свідчить про зменшення у них неметалевих властивостей порівняно з сіркою.

2.5 Сполуки неметалів п'ятої групи

Важливі представники цієї групи – Нітроген, Фосфор, Миш'як. Вони мають будову зовнішнього енергетичного рівня $...ns^2 np^3$. Маючи по п'ять електронів у зовнішньому електронному шарі атомів, ці елементи в цілому виявляють неметалічні властивості. Це – *p*-елементи, що мають по три неспарених електрони на зовнішньому *p*-підрівні, проте здатність до приєднання електронів виявлена у них значно слабкіше, ніж у галогенів і елементів головної підгрупи VI групи. Фосфор та Миш'як ще мають вільну *d*-орбіталь, на яку під час збудження атома можуть переходити розпаровані електрони зовнішнього *s*-підрівня. Найнижчий ступінь окиснення становить «– 3», найвищий «+5», максимальна валентність Нітрогену – чотири. У ряду *N – P – As* посилюється здатність до утворення позитивно заряджених йонів, і навпаки, зі збільшенням електронегативності елементів посилюється їх здатність до утворення сполук з Гідрогеном і металами. Сполуки з Гідрогеном найлегше утворює Нітроген. Здатність до утворення сполуки зі ступенем окиснення +5 послаблюється від Нітрогену до Бісмуту. Взаємодія Нітрогену, Фосфору, Арсену з металами призводить до утворення нітридів, фосфідів, арсенідів. Здатність утворення сполук з металами падає від Нітрогену до Фосфору та далі до Арсену. На відміну від Нітрогену та Фосфору, Арсен утворює з Гідрогеном лише одну сполуку AsH_3 (арсін). Стійкість водневих сполук неметалів V групи зменшується від Нітрогену до Арсену, що вказує на послаблення їхньої окиснювальної властивості.

2.5.1 Сполуки Нітрогену - нітриди

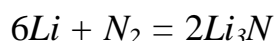
Молекулярна формула простої речовини азоту – N_2 , електронна – $:N:::N:$, структурна $N \equiv N$. Лінійні молекули N_2 складається з двох атомів Нітрогену, з'єднаних ковалентним неполярним потрійним зв'язком. Молекулярний азот N_2 – головна складова частина повітря. Чистий азот безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді. Об'ємна частка азоту в повітрі становить 78%.

Нітроген міститься в природних органічних речовинах (білках та ін.), селітрах- $NaNO_3$, KNO_3 , NH_4NO_3 , $Ca(NO_3)_2$. Нітроген – необхідний елемент для життєдіяльності тваринного і рослинного світу.

Потрійний зв'язок між атомами Нітрогену (один σ -зв'язок і два π -зв'язки) дуже міцний. Для його розриву необхідно витратити енергію $N_2 + 945 \text{ кДж} \equiv 2N$, тому за звичайних умов азот малоактивний.

У разі активації молекул азоту (нагрівання, наявність каталізатора, дія електричного розряду) азот виступає як окисник і лише у разі взаємодії з фтором і киснем – як відновник.

За кімнатної температури він взаємодіє тільки з літієм, утворюючи нітрид:



З іншими металами азот сполучається за високої температури, також з утворенням нітридів:



з неметалами за цих же умов:

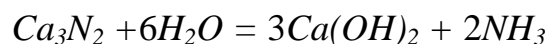
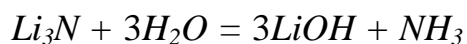


Ступінь окиснення азоту найнижчий – «-3».

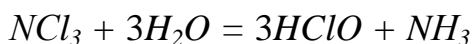
Властивості нітридів більш менш закономірно змінюються відносно періодів та груп періодичної системи елементів. Наприклад, у малих періодах відбувається перебіг від основних нітридів до кислотних:



Нітриди s -елементів I і II груп періодичної системи, лужних та лужноземельних – йонні кристалічні, досить активні сполуки, які належать до класу солей, при температурі більш 300°C розкладаються. Вони зазнають гідролізу, утворюючи гідроксид металу та аміак – NH_3



Нітриди галогенів – ендотермічні сполуки. У вільному стані можна одержати лише рідкий NCl_3 ($\Delta H = 229 \text{ кДж/моль}$), розкладається дуже легко та супроводжується вибухом. Це кислотна сполука.

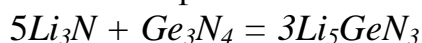


Нітриди BN , AlN , N_4Si_3 , Ge_3N_4 – тверді полімерні сполуки з високими температурами плавлення ($2000\text{--}3000^\circ\text{C}$), вони діелектрики чи напівпровідники.

Дуже різноманітні нітриди d -елементів. Це кристалічні сполуки змінного складу. Частіше трапляються у вигляді MeN (TiN , VN , CrN) та Me_2N (Nb_2N , Cr_2N , Mo_2N). Вони мають металеві властивості: металевий блиск та електропровідність. Вони відрізняються високою твердістю та тугоплавкістю. Більшість з них хімічно стійкі сполуки: не реагують з водою, розчинами кислот, розплавами металів, не окиснюються на повітрі. Ці властивості дозволяють використовувати нітриди у якості високоміцних матеріалів. При взаємодії основного та кислотного нітридів можна отримати змішані нітриди:



осн. амф.

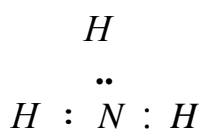


осн. кислотн.

З ковалентних нітридів більше значення має нітрид водню – NH_3 – аміак. Молекулярна формула аміаку: (історична) – NH_3 ,

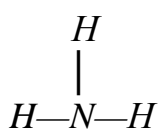
електронна

↓



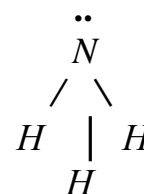
структурна

↓



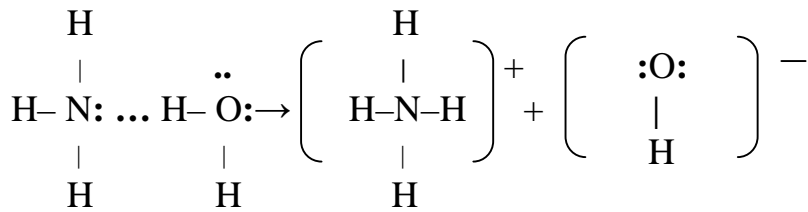
просторова

↓



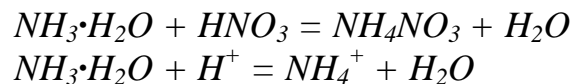
Молекула має форму піраміди з атомом Нітрогену у вершині та кутом 107° між ковалентними полярними σ - зв'язками, внаслідок чого вона полярна. Ступінь окиснення Нітрогену становить «– 3».

У природі аміак утворюється під час гниття органічних решток. Це безбарвний газ з різким запахом, майже вдвічі легший за повітря. Легко розчиняється у воді: в одному об'єму води розчиняється близько 700 об'ємів аміаку. Його розчин у воді називають аміачною водою або нашатирним спиртом. У насиченому водному розчині масова частка аміаку становить 25%. Велика розчинність аміаку у воді пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами цих сполук та йонізацією:

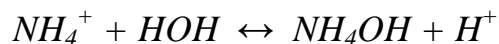


$K_{\text{дис.}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ ($t = 25^\circ\text{C}$), водний розчин аміаку проводить електричний струм, має слабколужну реакцію, забарвлює фенолфталеїн у малиновий колір. Амоній – йон NH_4^+ – це комплексний йон. Він утворюється в результаті приєднання молекулою аміаку протона (йона водню), що відщеплюється від молекули води. Нітроген має ступінь окиснення «– 3», валентність (IV), усі чотири ковалентні зв'язки в ньому – рівноцінні. Йон амонію має форму тетраедра.

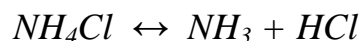
Водний розчин аміаку виявляє властивості, які є характерними для основ: взаємодіє з кислотами, утворюючи солі амонію та воду.



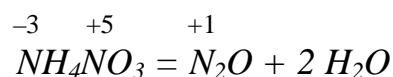
Оскільки водний розчин аміаку є слабкою основою, то солі амонію в розчинах гідролізують. Розчини солей, утворених аміаком і сильними кислотами, мають слабкокислоу реакцію:



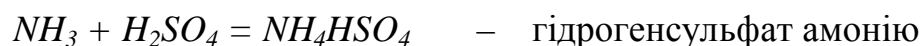
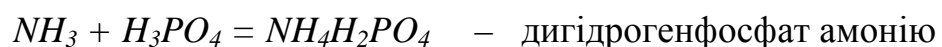
Солі амонію відрізняються від солей лужних металів леткістю в разі нагрівання. Солі амонію можуть розкладатися оборотно і необоротно. Оборотно розкладаються солі, аніон яких не є окисником або виявляє слабкі окиснювальні властивості:



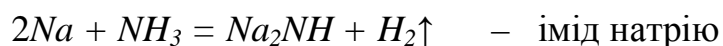
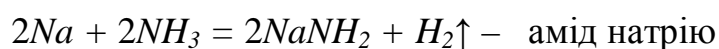
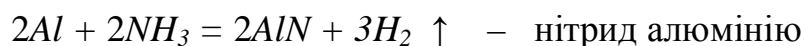
Солі амонію, аніони яких є окисниками, розкладаються необоротно – відбувається окисно-відновна реакція:



Безпосередня взаємодія сухого аміаку з кислотами дає солі – середні та кислі:



За високими температурами аміак виявляє кислотні властивості. Аміак взаємодіє з металами, утворюючи нітрид металу та водень:



Рідкий аміак, як і вода – сильний йонізуючий розчинник. Похідні NH_4^+ у рідкому аміаку (подібно до похідних H_3O^+ у воді) поведуться як кислоти (амоніоокислоти), а похідні NH_2^- (подібно OH^- у воді) – як основи – амоніооснови. Наприклад, сильними кислотами у рідкому аміаку будуть NH_4Cl , NH_4NO_3 , а основами – KNH_2 ; $Ba(NH_2)_2$ – амідні або гідронітриди. Гідронітриди $Zn(NH_2)_2$ та $Al(NH_2)_3$ – амфотерні сполуки.

2.5.2 Сполуки Фосфору – фосфіди

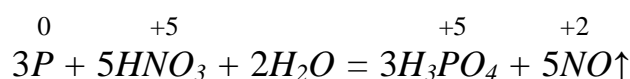
Відомо декілька алотропних модифікацій простої речовини фосфору. Це білий, червоний та чорний фосфор. Усі модифікації – тверді речовини, мають молекулярну (білий), атомну (червоний та чорний) або кристалічну ґратку. Зі зміною температури відбувається взаємні перетворення алотропних модифікацій Фосфору. У вільному стані Фосфор у природі не трапляється. У мінералах і в ґрунті він міститься у вигляді солей фосфорної кислоти. Головні мінерали – апатит – $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$, або $Ca_5(PO_4)_3F$ і фосфорит $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2$, або $Ca_5(PO_4)_3OH$.

Фосфор – необхідний елемент для життєдіяльності рослин.

Фосфор є компонентом білків, входить до складу кісток, речовини мозку. У вигляді кислотного залишку фосфатної кислоти Фосфор входить до складу нуклеїнових кислот, які є в усіх живих організмах.

Фосфор хімічно активніший за Нітроген. Це пояснюється тим, що прості зв'язки між атомами фосфору в кристалічних ґратках простої речовини слабші за потрійні зв'язки між атомами в молекулах азоту. Ще цьому сприяє наявність вільних d -орбіталей у зовнішньому електронному шарі атома Фосфору.

Фосфор виявляє відновні властивості, він окиснюється більш електронегативними елементами: киснем, галогенами, сіркою, також кислотами або солями – окисниками до ступенів окиснення – «+3», «+5».



Фосфор виявляє і окисні властивості, відновлюючись до ступеня окиснення – «-3». Так при нагріванні з металами утворюються фосфіди (взаємодіє більша кількість Me - металів)

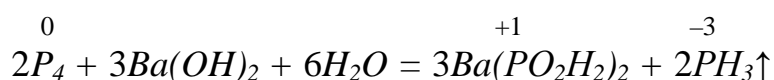


У залежності від природи металів змінюються типи зв'язків у фосфідах.

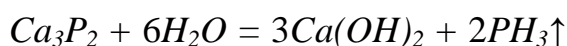
Фосфіди *s*-елементів II групи складу Me_3P_2 – це йонні ковалентні сполуки, солеподібні, розкладаються водою (гідроліз) з утворенням фосфіну PH_3 (подібно до аміаку NH_3).



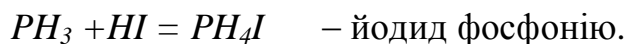
Фосфіди *d*-елементів (типу NbP , CuP_2 , Cd_3P_2) мають сірий або чорний колір, металевий блиск та електропровідність. Таки фосфіди хімічно менш активні. Ковалентним фосфідом є фосфід водню PH_3 – фосфін. З воднем фосфор не взаємодіє. Фосфін добувають непрямими способами. Наприклад, при нагріванні у лужному середовищі



гідролізом фосфіду кальцію:



Молекула фосфіну, як і аміаку, має форму піраміди, але водневих зв'язків не утворює. Основні властивості фосфіну слабкіші за властивості аміаку. Солі утворює тільки з найбільш сильними кислотами ($HClO_4$, HI , HCl):



Солі фосфонію розкладаються водою з утворенням фосфіну:



На відміну від аміаку фосфін дуже мало розчиняється у воді. Водний розчин не виявляє кислотних і основних властивостей. Водневі сполуки фосфору не такі міцні, як сполуки азоту. Це пояснюється тим, що атом Фосфору, має більший радіус ніж Нітроген, слабше притягує до себе спільні електронні пари.

Фосфін – безбарвний газ з неприємним запахом гнилої риби, дуже токсичний. Усі роботи з фосфіном, аміаком проводять під тягою, виконуючи усі правила техніки безпеки щодо роботи з небезпечними речовинами.

2.5.3 Кисневі сполуки неметалів V групи

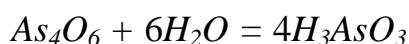
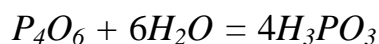
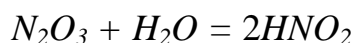
Характерною властивістю неметалів V групи є їхня здатність утворювати сполуки з багатьма ступенями окиснення. Ця здатність найсильніше виявляється у Нітрогену.

Таблиця 2.3–Сполуки неметалів V групи з різними ступенями окиснення

Неметали	С т у п е н і о к и с н е н н я								
	- 3	- 2	- 1	0	+ 1	+ 2	+ 3	+ 4	+ 5
Нітроген	NH_3	N_2H_4	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Фосфор	PH_3	P_2H_4	—	P_4	—	—	P_4O_6	$(PO_2)_n$	P_4O_{10}
Арсен	AsH_3	—	—	As	—	—	As_4O_6	—	As_2O_5

Кисневі сполуки Нітрогену найбільш відомі. Одні з них (NO) можна отримати прямою взаємодією з Оксигеном, інші – N_2O_3 , N_2O_5 – лише непрямым способом.

Оксиди Фосфору та Арсену зі ступенем окиснення +3 є димерами: P_4O_6 та As_4O_6 . Вони взаємодіють з водою



Нітритна (азотиста) HNO_2 та фосфітна (фосфориста) H_3PO_3 є кислотами середньої сили, а арсенітна (миш'яковиста) H_3AsO_3 кислота має амфотерні властивості.

Солевим оксидам зі ступенем окиснення +5 - N_2O_5 , P_4O_{10} , As_2O_5 – відповідають кислоти: нітратна (азотна) HNO_3 , ортофосфатна (фосфатна) H_3PO_4 , арсенатна (миш'якова) H_3AsO_4 кислоти, які відрізняються як ступенем дисоціації, так і окиснювальною властивістю.

В ряду HNO_3 - H_3PO_4 - H_3AsO_4 сила кислот різко падає. Щодо окиснювальних властивостей, то нітратна кислота HNO_3 – один з найсильніших окисників, арсенатна H_3AsO_4 кислота виявляє досить значні окиснювальні властивості, тоді як у фосфатної кислоти H_3PO_4 вони відсутні.

2.6 Сполуки неметалів четвертої групи

Елементи головної підгрупи четвертої групи – $\dots ns^2 np^2$ – елементи. Вони мають на p -підрівні зовнішнього рівня два неспарених електрони та вільну p -орбіталь, на яку під час збудження атома може переходити розпарований електрон s -підрівня, а ступені окиснення: «- 4», «0», «+2», «+4». Елементи цієї групи займають проміжне положення в періодах між металами і неметалами, спостерігається зміна властивостей по групі, два верхніх – Карбон і Силіцій – типові неметали, і тільки атоми Карбону утворюють кратні π – зв'язки та ланцюги.

2.6.1 Сполуки Карбону – карбіди

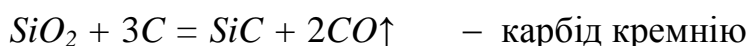
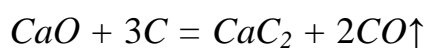
Відомо кілька алотропних модифікацій простої речовини Карбону. До них належать алмаз, графіт, карбін і букибол. Це тверді речовини з атомною кристалічною ґраткою, які різняться будовою кристалів і фізичними властивостями. У природі Карбон трапляється у зв'язаному та вільному станах (алмаз, графіт, карбін). Солі вугільної кислоти є в мінералах: кальциті $CaCO_3$, доломіті $CaCO_3 \cdot MgCO_3$. У повітрі міститься оксид карбону (IV) CO_2 . Карбон – складова частина рослинних і тваринних організмів, вугілля, нафти, торфу.

Аморфний вуглець (вугілля) утворюється внаслідок нагрівання сполук Карбону без доступу повітря і має приховану кристалічну будову графіту. Бувають такі види вугілля: деревне, кісткове, кокс, сажа.

На відміну від інших елементів, число валентних електронів атома Карбону дорівнює числу валентних орбіталей. Атом Карбону у збудженому стані $1s^2 2s^2 2p_x 2p_y 2p_z$ містить чотири неспарених електрони і не має ні вільних орбіталей, ні неподілених пар електронів. Така електронна будова атома Карбону і положення його на шкалі електронегативностей (середина) зумовлюють унікальні властивості цього елемента. Він може утворювати *ковалентні зв'язки з усіма реакційноздатними елементами*.

За звичайної температури графіт хімічно малоактивний. Під час нагрівання він взаємодіє з багатьма речовинами – киснем, сіркою, азотом, металами, оксидами металів – проявляє відновні властивості та утворює сполуки з ступенями окиснення – «+2», «+4».

Не менш цікаві окисні властивості Карбону, де утворюються сполуки з ступеням окиснення «-4» (органічні сполуки). З менш електронегативними елементами вуглець утворює карбіди. Карбіди утворюються під час сильного нагрівання простих речовин елементів або їхніх оксидів з вуглецем.

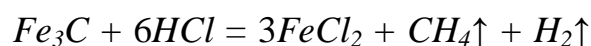
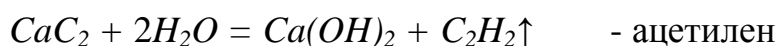
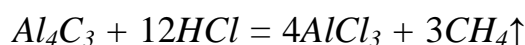
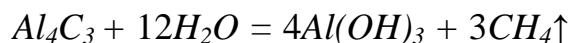


За хімічним зв'язком їх поділяють на ковалентні, йонно–ковалентні та металеві карбіди.

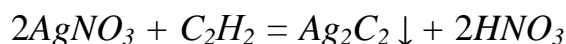
Ковалентні карбіди Силіцію SiC та Бору B_4C – полімерні сполуки. Це дуже тверді, тугоплавкі та хімічно стійкі речовини. Хімічний зв'язок у цих сполуках наближається до суто ковалентного, оскільки Бор і Силіцій є сусідами Карбону в періодичній системі елементів, розміри атомів і

електронегативність цих елементів близькі до аналогічних характеристик Карбону. До найпростішого ковалентного карбїду відносять метан – CH_4 .

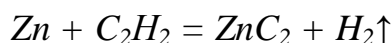
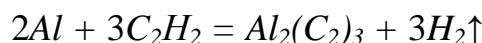
Йонно–ковалентні карбїди або солеподібні карбїди – це безкольорові прозорі кристалеві сполуки (Be_2C , Mg_2C_3 , CaC_2 , Al_4C_3). Внаслідок взаємодії цих карбїдів з водою або кислотою утворюється вуглеводень – метан або ацетилен. Тому їх поділяють як похідні метану – це карбїд алюмінію Al_4C_3 , карбїд берилію; похідні ацетилену – карбїд кальцію CaC_2 ; та типу Fe_3C , у випадку якого утворюється суміш газоподібних сполук метану та водню:



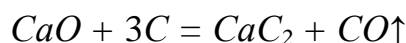
Похідні ацетилену – ацетиленїди характерні для *s*- і *d*-елементів I і II груп, а також для алюмінію. Вони утворюються у розчинах:



та при взаємодії C_2H_2 з деякими металами при нагріванні:



Дуже важливе значення має ацетиленїд кальцію CaC_2 (карбїд), який утворюється у електропечах:



Ацетеленїди реагують з водою:



Похідні *s*-елементів I групи здатні до вибуху. Ацетиленїди *d*-елементів I та II груп (Cu_2C_2 , Ag_2C_2 , Au_2C_2 , HgC_2) здатні до вибуху і в сухому стані.

Металевими є карбїди *d*-елементів IV- VIII груп. У карбїдах вкорінення (металоподібні карбїди) атоми Карбону займають октаедричні порожнини в щільноупакованих структурах перехідних металів (титану, вольфраму, заліза, нікелю та ін.). Ці сполуки мають цінні властивості: електричну провідність, високу твердість, тугоплавкість, жаро – та хімічну стійкість.

2.6.2 Сполуки Силіцію – силіциди

Силіцій після Оксигену – найпоширеніший елемент земної кори. Він є основою мінеральної оболонки нашої планети. Земна кора більш ніж наполовину складається з SiO_2 , силікатних і алюмосилікатних порід. SiO_2 трапляється як у кристалічній формі (кварц), так і у вигляді аморфних прихованокристалічних мінералів (яшма, агат, опал, кремій)

Силіцій ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^0$) за числом валентних електронів є повним аналогом Карбону. Максимальна ковалентність Силіцію як елемента третього періоду дорівнює шести, а стійкий валентний стан відповідає sp^3 -гібридації валентних орбіталей. На відміну від Карбону, sp^2 -, sp -гібризовані стани Силіцію нестійкі. У своїх сполуках атом Силіцію виявляє ступені окиснення $-4, 0, +4$.

Проста речовина силіцій за будовою схожа на алмаз. У кристалі кожний атом зв'язаний з іншими чотирма ковалентними зв'язками, які направлені до вершин тетраедра. Ці зв'язки слабкіші, ніж у алмаза, частина їх зруйнована за звичайних умов, що обумовлює наявність вільних електронів та напівпровідникові властивості силіцію.

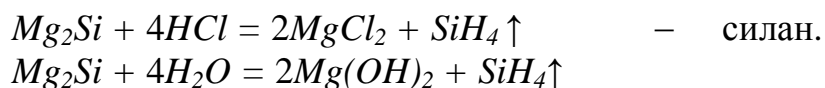
За зовнішнім виглядом силіцій більше схожий на метал, ніж на Карбон. Кристалічний силіцій – крихка речовина сіро-стального кольору з металевим блиском. Силіцій має слабші неметалічні властивості ніж Карбон, виявляє відновні властивості при сильному нагріванні.

Під час нагрівання силіцій взаємодіє з багатьма металами утворюючи силіциди, ступінь окиснення його « -4 ».



У залежності від типу менш електронегативного елемента зв'язки у силіцидах змінюються від йонно-ковалентних до металевих. Силіциди s - і d -елементів I та II груп, наприклад Ca_2Si , $CaSi$, $CaSi_2$ – напівпровідники. З хімічної точки зору ці сполуки нестійкі.

Вони реагують з водою та кислотами.



Силіциди d - і f -елементів мають складний вміст, наприклад, Mo_3Si , Mo_5Si_3 , $MoSi$, $MoSi_2$. Дуже часто вони не мають цілих ступенів окиснення. Вони виявляють властивості як металеві так і напівпровідників. Силіциди з високою масовою часткою кремнію виявляють властивості кислотоупорні та стійкі проти окислення при нагріванні. Наприклад, $MoSi_2$ не розчиняється у кислотах, включно HF та царську горілку, і розкладається у розчинах лугів та суміші $HF + HNO_3$.

Силіциди малоактивних і перехідних металів, наприклад V_5Si_3 , Nb_2Si , WSi_2 , стійкі проти дії кислот, мають високі температури плавлення.

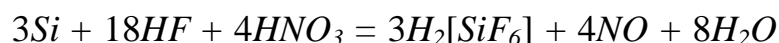
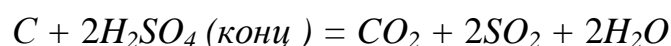
	Ti_5Si_3	V_5Si_3	$MoSi_2$	WSi_2
Т.пл., С°	2120	2150	2050	2165

Силіциди використовують як жаростійкі кислотостійкі сплави, та високотемпературні напівпровідникові матеріали. Ряд силіцидів *f*-елементів застосовується у атомній енергетиці як поглиначі нейтронів.

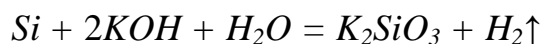
Силіциди найактивніших металів є сировиною для добування силанів.

2.6.3 Кисневі сполуки неметалів IV групи

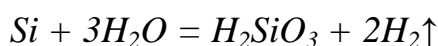
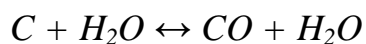
Карбон та Силіцій взаємодіють лише з деякими кислотами. Вуглець розчиняється в концентрованих нітратній та сульфатній кислотах при нагріванні. Силіцій розчиняється лише в суміші нітратної та плавикової (фторидної) кислот.



Луги переводять Силіцій в солі силікатної (кремнієвої) H_2SiO_3 кислоти з виділенням водню:

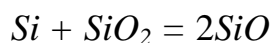


З водою вуглець та силіцій реагують лише при високих температурах:



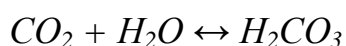
За першою реакцією відбувається процес газифікації твердого палива.

При нагріванні на повітрі Карбон та Силіцій згоряють з утворенням оксидів. При нестачі кисню вуглець утворює оксид вуглецю (II) CO , при надлишку – оксид вуглецю (IV) CO_2 . Силіцій з киснем завжди утворює оксид силіцію (IV) SiO_2 . Оксид силіцію (II) може бути отриманий непрямим способом:

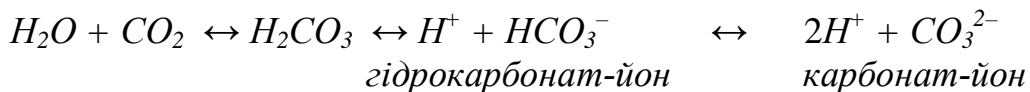


Оксид вуглецю (IV) – газ, який конденсується при сильному охолодженні до кристалічної маси, а оксид силіцію (IV) – кристалічна речовина, яка зустрічається в вигляді мінералу кварцу.

Оксид вуглецю (IV) розчиняється в воді (1:120 об'єму) та частково взаємодіє з нею, утворюючи карбонатну (вугільну) кислоту

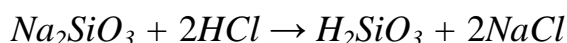


Карбонатна кислота двоосновна, рівновагу між різними формами її можна записати за допомогою рівнянь



При нагріванні CO_2 виділяється в повітря й рівновага зсувається вліво. Додання лугу зв'язує йони водню та відбувається зсув рівноваги вправо.

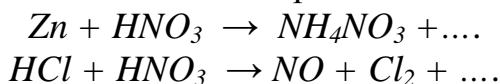
Оксид силіцію (IV) нерозчинний у воді. Силікатну кислоту отримують витисканням з розчинів її солі іншими кислотами, навіть карбонатною, бо силікатна кислота слабкіша за карбонатну



Силікатна кислота має складну формулу ($xSiO_2 \cdot yH_2O$), де x та y залежать від умов одержання.

Контрольні питання

1. Дати загальну характеристику галогенів
2. Що таке гідриди, як їх отримують?
3. Вказати хімічні властивості основних гідридів.
4. Вказати хімічні властивості кислотних гідридів.
5. Вказати хімічні властивості амфотерних гідридів.
6. Зіставити хімічні властивості елементів сьомої групи (галогенів).
7. Зіставити хімічні властивості кисневих сполук галогенів.
8. Зіставити хімічні властивості безкисневих кислот галогенів.
9. Дати загальну характеристику халькогенів.
10. Вказати хімічні властивості халькогенів
11. Зіставити хімічні властивості Сульфуру та інших елементів групи.
12. Вказати хімічні властивості сульфідів.
13. Навести приклади окісно-відновних реакцій сульфідів.
14. Дати загальну характеристику неметалів п`ятої групи.
15. Вказати хімічні властивості нітридів.
16. Дати характеристику аміаку, його будові, хімічним властивостям.
17. Дати характеристику фосфідам, будові, хімічним властивостям.
18. Зіставити хімічні властивості аміаку та фосфіну.
19. Дати загальну характеристику неметалів четвертої групи.
20. Зіставити хімічні властивості оксидів Карбону та Силіцію.
21. Записати декілька методів отримання CO_2 .
22. Чим пояснити, що аміак більш розчинен у воді ніж фосфін?
23. Скільки різних натрієвих солей може утворити фосфатна кислота?
24. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій

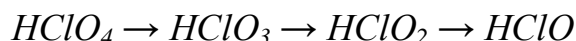


25. Порівняти кислотні властивості різних водневих сполук Оксигену, Сульфуру, Селену, Телуру.

26. Пояснити, чому температура кипіння води значно вище ніж у сірководню?

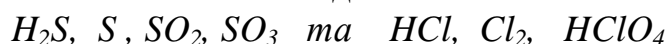
26. Розчин сульфїду кальцію дуже сильно тхне сірководнем. Що відбувається при розчиненні цієї солі у воді?

28. Порівняти кислотні властивості та окиснювальну здатність сполук у ряду:



29. Чому водневі сполуки галогенів в газоподібному стані мають меншу електропровідність ніж в розчині?

30. Вказати, як змінюються окисно-відновні властивості наступних сполук:



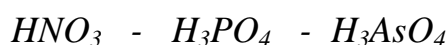
31. Порівняти кислотні властивості та окиснювальну здатність сполук у ряду:



32. Порівняти кислотні властивості та окиснювальну здатність сполук у ряду:



33. Порівняти кислотні властивості та окиснювальну здатність сполук у ряду:



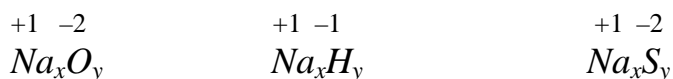
2.7. Приклади розв'язання завдань

Задача I. Визначення формул хімічних сполук.

Приклад. Знайти емпіричні формули оксиду, гідриду, сульфїду натрію враховуючі ступені окиснення.

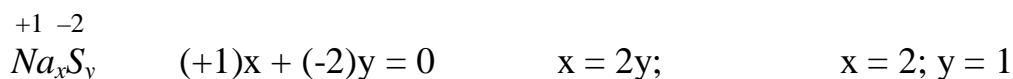
Розв'язок. Ступені окиснення Оксигену в оксидах дорівнює «-2», Гідрогену в гідридах «-1», Сульфуру в сульфїдах «-2».

Записуємо символи хімічних елементів та позначаємо ступені окиснення, x та y – індекси які треба визначити.



Пам'ятаючи, що сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі дорівнює нулю, маємо скласти алгебраїчне рівняння для:

$$\begin{array}{l} \begin{array}{c} +1 \quad -2 \\ \text{Na}_x \text{O}_y \end{array} \quad (+1)x + (-2)y = 0 \quad x = 2y \quad \text{звідси} \quad x = 2; y = 1 \\ \begin{array}{c} +1 \quad -1 \\ \text{Na}_x\text{H}_y \end{array} \quad (+1)x + (-1)y = 0 \quad x = y; \quad x = 1; y = 1 \end{array}$$



Відповідь: емпіричні форми оксиду натрію – Na_2O , гідриду натрію – NaH , сульфїду натрію – Na_2S .

Задача II. *Визначення масової частки хїмічного елемента у сполуці.*

Масова частка речовини - це відношення маси даної речовини в системі до маси всієї системи.

$$\omega(x) = m(x) / m$$

де $\omega(x)$ – масова доля речовини x ;

$m(x)$ – маса речовини, m – маса всієї системи.

Масова частка – безрозмірна величина, яка визначається в долях від одиниці або процентах. Треба пам'ятати, що для сполуки $B_i C_i D_i$

$$\omega B + \omega C + \omega D = 1 \quad \text{або} \quad \%B + \%C + \%D = 100\%$$

Приклад. Розрахувати масову частку телуру в оксиді телуру(IV) TeO_2 .

Розв'язок. Визначаємо молярні маси речовин.

$$M(Te) = 127,6 \text{ г/моль}; \quad M(O) = 16 \text{ г/моль}; \quad M(TeO_2) = 159,6 \text{ г/моль}.$$

Рахуємо масову частку телуру.

$$\omega(Te) = m(Te) / m(TeO_2)$$

враховуємо, що $m(Te) = M(Te)$

$$m(TeO_2) = M(TeO_2)$$

$$\omega(Te) = m(Te) / m(TeO_2) = 127,6 / 159,6 = 0,799 \approx 0,8 \text{ або } 80\%$$

$$\omega(O) = 1 - \omega(Te); \quad \omega(O) = 1 - 0,8 = 0,2 \text{ або } 20\%$$

Відповідь: масова частка телуру в оксиді телуру (IV) дорівнює 0,8 або 80%.

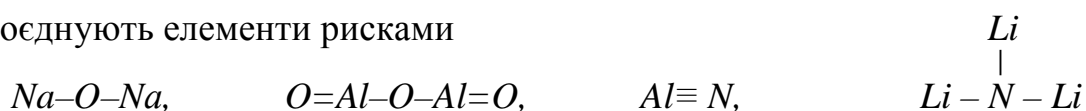
Задача III. *Скласти графічні формули.*

Приклад. Скласти графічні формули оксидів Na_2O , Al_2O_3 , нітридів Li_3N , AlN .

Розв'язок. Записати елементи в одну лінію, чергуючи елемент з Оксигеном, чи неметалом (N), чергування починають з того елемента, кількість якого більша. Слід пам'ятати про двовалентність Оксигену (одиниця валентності умовно позначається рисою). Також записуємо формули нітридів, де Нітроген має валентність три.



Поєднують елементи рисками



Задача IV. Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах, використовуючи таблицю відносних величин електронегативності.

Величину електронегативності (ЕН) визначають за формулою

$$ЕН = (I + E_{en})/2,$$

де I – енергія йонізації, E_{en} – спорідненість до електрона – енергія, яка виділяється при приєднанні електрона.

На практиці використовують відносну електронегативність елемента (ВЕН), тобто ЕН виражену відносно електронегативності атома літію, яку умовно беруть такою, що дорівнює одиниці.

Хімічний зв'язок тим полярніше, чим більше різниця в значеннях електронегативності атомів, між якими утворений цей зв'язок.

Якщо $\Delta ВЕН$ дорівнює нулю, то зв'язок – ковалентнонеполярний.

При $\Delta ВЕН > 1,7$ зв'язок пріоритетно йонний, при значенні $0,7 < \Delta ВЕН < 1,7$ – ковалентний полярний.

Приклад. Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах H_2S , PH_3 , H_2O .

Розв'язання. Міру полярності хімічного зв'язку визначають за різницею значень відносних електронегативностей ($\Delta ВЕН$) атомів, що утворюють зв'язок, позначають ВЕН, а різницю $\Delta ВЕН$.

		ВЕН	ВЕН	$\Delta ВЕН$
Сірководень	H_2S	$H = 2,1$	$S = 2,6$	$2,6 - 2,1 = 0,5$
Фосфін	PH_3	$H = 2,1$	$P = 2,2$	$2,2 - 2,1 = 0,1$
Вода	H_2O	$H = 2,1$	$O = 3,5$	$3,5 - 2,1 = 1,4$

H_2S - $\Delta ВЕН = 0,5$ ($< 0,7$) – це малополярний ковалентний зв'язок.

PH_3 - $\Delta ВЕН = 0,1$ ($< 0,7$) – це малополярний ковалентний зв'язок.

H_2O - $\Delta ВЕН = 1,4$ ($> 0,7$ але $< 1,7$) – це полярний ковалентний зв'язок.

Задача V. Визначити до якого типу (за зв'язками) відносяться сполуки, та вказати їх хімічні властивості.

Приклад. Визначити до якого типу відносяться гідриди LiH , CaH_2 , NH_3 , PH_3 , та вказати їх хімічні властивості.

Розв'язання. Виберемо значення відносних електронегативностей всіх необхідних елементів ВЕН

ВЕН (H) = 2,1 ВЕН (Li) = 0,98 ВЕН (Ca) = 1,04

ВЕН (N) = 3,07 ВЕН (P) = 2,2

Розрахуємо різницю $\Delta ВЕН$ (від більшого значення відняти менше).

LiH $\Delta ВЕН = 2,1 - 0,98 = 1,12$ \

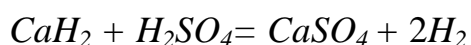
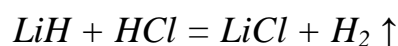
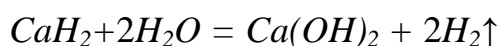
CaH_2 $\Delta ВЕН = 2,1 - 1,04 = 1,06$ - ковалентний полярний зв'язок

NH_3 $\Delta ВЕН = 3,07 - 2,1 = 0,97$ /

PH_3 $\Delta ВЕН = 2,2 - 2,1 = 0,1$ – малополярний ковалентний зв'язок

Значення $\Delta\text{ВЕН}$ для LiH , CaH_2 , NH_3 перебувають у інтервалі між $[0,7-1,4]$ – це ковалентний полярний зв'язок, $\Delta\text{ВЕН}$ для PH_3 менш $0,7$ – малополярний ковалентний зв'язок.

Гідриди металів – йонні кристалічні сполуки типу солей. Вони легко розкладаються під дією води або кислоти.



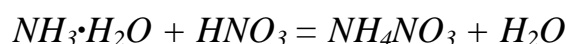
Аміак NH_3 легко розчинний у воді, встановлюється рівновага:



Константа дисоціації $\text{NH}_3 \cdot \text{HOH}$ дорівнює $1,76 \cdot 10^{-5}$.

Водний розчин аміаку проводить електричний струм, має слабо лужну реакцію, забарвлює фенолфталеїн у малиновий колір.

Водний розчин аміаку виявляє властивості характерні для основ: взаємодіє з кислотами, утворюючи солі амонію та воду:



Аміак безпосередньо взаємодіє з кислотами.



Фосфін PH_3 дуже мало розчиняється у воді (зв'язок неполярний).

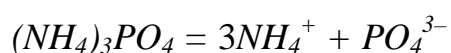
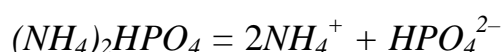
Водний розчин фосфіну не виявляє основних і кислотних властивостей. PH_3 утворює солі тільки з найбільш сильними кислотами (HClO_4 , HI , HCl)



Солі фосфонію розкладаються водою з утворенням фосфіну



Солі амонію за своїми властивостями дуже подібні до солей лужних металів. Ці сполуки – кристалічні речовини з йонним типом зв'язку. Це сильні електроліти, які у водних розчинах практично повністю дисоціюють на йони:



Відповідь: гідриди LiH , CaH_2 , NH_3 – йонні сполуки, PH_3 – ковалентна сполука.

2.8 Індивідуальні завдання

2.8.1 Індивідуальні завдання – Гідриди, галогеніди

Скласти формули можливих сполук (гідридів, галогенідів).

1. Дати назву сполукам та вказати ступені окиснення елементів.
2. Розрахувати склад сполук ($\omega, \%$) та записати їх графічні формули.
3. Вказати тип зв'язку в сполуках (за допомогою електронегативностей елементів).
4. Визначити до якого типу (за зв'язками) відносяться ці сполуки, та вказати їх хімічні властивості (рівняння хімічних реакцій).
5. Вказати способи отримання цих сполук (* усі рівняння писати у молекулярній, йонно-молекулярній, скороченій йонній формі)

Варіант	Елементи		Варіант	Елементи		Варіант	Елементи	
1	<i>F</i>	<i>Ca</i>	11	<i>Se</i>	<i>Mg</i>	21	<i>Ca</i>	<i>P</i>
2	<i>Na</i>	<i>P</i>	12	<i>Li</i>	<i>Zn</i>	22	<i>Te</i>	<i>Be</i>
3	<i>Cs</i>	<i>S</i>	13	<i>Be</i>	<i>P</i>	23	<i>B</i>	<i>P</i>
4	<i>B</i>	<i>Br</i>	14	<i>Te</i>	<i>Sr</i>	24	<i>Si</i>	<i>Cl</i>
5	<i>Ba</i>	<i>Te</i>	15	<i>W</i>	<i>Na</i>	25	<i>Ge</i>	<i>F</i>
6	<i>K</i>	<i>N</i>	16	<i>P</i>	<i>Sr</i>	26	<i>Sn</i>	<i>I</i>
7	<i>Sn</i>	<i>Cl</i>	17	<i>S</i>	<i>Be</i>	27	<i>C</i>	<i>Na</i>
8	<i>Rb</i>	<i>Si</i>	18	<i>Mg</i>	<i>F</i>	28	<i>K</i>	<i>S</i>
9	<i>I</i>	<i>Al</i>	19	<i>Br</i>	<i>Ca</i>	29	<i>As</i>	<i>Cl</i>
10	<i>Ga</i>	<i>S</i>	20	<i>Cs</i>	<i>Si</i>	30	<i>Sb</i>	<i>Br</i>

2.8.2 Індивідуальні завдання – Оксиди, сульфіді

Скласти формули можливих сполук (оксидів, сульфідів).

1. Дати назву сполукам та вказати ступені окиснення елементів.
2. Розрахувати склад сполук ($\omega, \%$) та записати їх графічні формули.
3. Вказати тип зв'язку в сполуках (за допомогою електронегативностей елементів).
4. Визначити до якого типу (за зв'язками) відносяться ці сполуки, та вказати їх хімічні властивості.
5. Вказати способи отримання цих сполук.
(* усі рівняння писати у молекулярній, йонно-молекулярній, скороченій йонній формі)

Варіант	Елементи		Варіант	Елементи		Варіант	Елементи	
1	<i>F</i>	<i>Ca</i>	11	<i>Se</i>	<i>Mg</i>	21	<i>Ca</i>	<i>P</i>
2	<i>Na</i>	<i>P</i>	12	<i>Li</i>	<i>Zn</i>	22	<i>Te</i>	<i>Be</i>
3	<i>Cs</i>	<i>S</i>	13	<i>Be</i>	<i>P</i>	23	<i>B</i>	<i>P</i>
4	<i>B</i>	<i>Br</i>	14	<i>Te</i>	<i>Sr</i>	24	<i>Si</i>	<i>Cl</i>
5	<i>Ba</i>	<i>Te</i>	15	<i>W</i>	<i>Na</i>	25	<i>Ge</i>	<i>F</i>
6	<i>K</i>	<i>N</i>	16	<i>P</i>	<i>Sr</i>	26	<i>Sn</i>	<i>I</i>
7	<i>Sn</i>	<i>Cl</i>	17	<i>S</i>	<i>Be</i>	27	<i>C</i>	<i>Na</i>
8	<i>Rb</i>	<i>Si</i>	18	<i>Mg</i>	<i>F</i>	28	<i>K</i>	<i>S</i>
9	<i>I</i>	<i>Al</i>	19	<i>Br</i>	<i>Ca</i>	29	<i>As</i>	<i>Cl</i>
10	<i>Ga</i>	<i>S</i>	20	<i>Cs</i>	<i>Si</i>	30	<i>Sb</i>	<i>Br</i>

2.8.3 Індивідуальні завдання – Карбіді, силіциди

Скласти формули можливих сполук (карбідів, силіцидів)

1. Записати рівняння хімічних реакцій одержання сполук – карбідів, силіцидів
2. Дати назву сполукам, та вказати ступені окиснення елементів.
3. Вказати тип зв'язку між елементами в сполуках.
4. Визначити хімічні властивості сполук (підтвердити рівняннями хімічних реакцій).
5. Вказати залежність хімічних властивостей від типу зв'язку, визначить ДВЕН.
(* усі рівняння писати у молекулярній, йонно-молекулярній, скороченій йонній формі)

Варіант	Елементи			Варіант	Елементи		
1	<i>H</i>	<i>Li</i>	<i>Ti</i>	16	<i>Si</i>	<i>Cu</i>	<i>Y</i>
2	<i>Si</i>	<i>Be</i>	<i>Zr</i>	17	<i>H</i>	<i>Zn</i>	<i>Te</i>
3	<i>B</i>	<i>Na</i>	<i>Hf</i>	18	<i>B</i>	<i>Ag</i>	<i>Ru</i>
4	<i>Al</i>	<i>Mg</i>	<i>V</i>	19	<i>Al</i>	<i>Cd</i>	<i>Rh</i>
5	<i>Ga</i>	<i>K</i>	<i>Nb</i>	20	<i>Ga</i>	<i>Au</i>	<i>Pd</i>
6	<i>Ge</i>	<i>Ca</i>	<i>Ta</i>	21	<i>Ge</i>	<i>Hg</i>	<i>Ag</i>
7	<i>Zn</i>	<i>Rb</i>	<i>Mo</i>	22	<i>Zn</i>	<i>K</i>	<i>Cd</i>
8	<i>Sn</i>	<i>Sr</i>	<i>W</i>	23	<i>Sn</i>	<i>Ca</i>	<i>Re</i>
9	<i>Tl</i>	<i>Cs</i>	<i>Mn</i>	24	<i>Tl</i>	<i>Na</i>	<i>Os</i>
10	<i>Pb</i>	<i>Ba</i>	<i>Fe</i>	25	<i>Pb</i>	<i>Mg</i>	<i>Ir</i>
11	<i>Si</i>	<i>Li</i>	<i>Cr</i>	26	<i>Si</i>	<i>Be</i>	<i>Pt</i>
12	<i>H</i>	<i>Na</i>	<i>Ni</i>	27	<i>H</i>	<i>Li</i>	<i>Au</i>
13	<i>B</i>	<i>K</i>	<i>Co</i>	28	<i>B</i>	<i>Na</i>	<i>Hg</i>
14	<i>Ga</i>	<i>Ca</i>	<i>Cu</i>	29	<i>Ga</i>	<i>Cd</i>	<i>Ti</i>
15	<i>Ge</i>	<i>Mg</i>	<i>Zn</i>	30	<i>Al</i>	<i>Au</i>	<i>V</i>

2.8.4 Індивідуальні завдання – Нітриди, фосфіди

Скласти формули можливих сполук (нітридів, фосфідів)

1. Навести рівняння хімічних реакцій одержання вказаних сполук.
2. Дати назву сполукам, та вказати її характер (основний, амфотерний, кислотний).
3. Визначити тип зв'язку в сполуках (за допомогою електронегативностей).
4. Визначити хімічні властивості сполук та записати рівняння.

Варіант	Елементи		Вар.	Елементи		Вар.	Елементи	
1	<i>Na</i>	<i>Al</i>	11	<i>In</i>	<i>Li</i>	21	<i>Sc</i>	<i>H</i>
2	<i>Mg</i>	<i>Si</i>	12	<i>Ir</i>	<i>Ca</i>	22	<i>Ti</i>	<i>Mg</i>
3	<i>Be</i>	<i>Cl</i>	13	<i>Pt</i>	<i>K</i>	23	<i>Ni</i>	<i>Ca</i>
4	<i>Ca</i>	<i>S</i>	14	<i>Os</i>	<i>Mg</i>	24	<i>Co</i>	<i>Sr</i>
5	<i>K</i>	<i>F</i>	15	<i>W</i>	<i>Na</i>	25	<i>Pd</i>	<i>Cs</i>
6	<i>Li</i>	<i>Ga</i>	16	<i>Ta</i>	<i>Cl</i>	26	<i>Rh</i>	<i>Ba</i>
7	<i>Rb</i>	<i>As</i>	17	<i>Hf</i>	<i>S</i>	27	<i>Ru</i>	<i>K</i>
8	<i>Sr</i>	<i>Se</i>	18	<i>Pb</i>	<i>P</i>	28	<i>Cu</i>	<i>S</i>
9	<i>Cs</i>	<i>Ge</i>	19	<i>Zr</i>	<i>Si</i>	29	<i>Zn</i>	<i>Si</i>
10	<i>Al</i>	<i>Ca</i>	20	<i>Ca</i>	<i>K</i>	30	<i>Ag</i>	<i>As</i>

Рекомендована література

Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия. –Л.: Химия. 1990. –720 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа. 1981.-678 с.
3. Павлов Н.Н. Неорганическая химия – М.: Высшая школа. 1986. – 335 с.
4. Зубович И.А. Неорганическая химия – М.: Высшая школа. 1989.- 432 с.
5. Кириченко В.І. Загальна хімія – К.:Вища школа. 2005.- 639 с.
6. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії.-К.: Каравела. 2003. – 342 с.

Додаткова

1. Каличак Я.М., Кінжибало В.В. та ін. Хімія.-Львів: Світ. 2001.- 175 с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. - К.:Перун. Ірпень. 1998.- 479с.
3. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. М.: Химия, 1976. –654 с.
4. Кондрашов А.П. Справочник необходимых знаний М.: РИПОЛ-КЛАСЕНК, 2001.-768 с.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																											
ПЕРІОД	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII												
1	H Гідроген Водень 1 1,0079													He Гелій 2 4,0026	Протонне число (порядковий номер) 												
2	Li Літій 3 6,941	Be Берилій 4 9,0122	B Бор 5 10,811	C Карбон Вуглець 6 12,011	N Нітроген Азот 7 14,007	O Оксиген Кисень 8 15,999	F Флуор Фтор 9 18,998	Ne Неон 10 20,179																			
3	Na Натрій 11 22,990	Mg Магній 12 24,305	Al Алюміній 13 26,982	Si Силіцій 14 28,086	P Фосфор 15 30,974	S Сульфур Сірка 16 32,066	Cl Хлор 17 35,453	Ar Аргон 18 39,948																			
4	K Калій 19 39,098	Ca Кальцій 20 40,078	21 44,956	Sc Скандій 22 47,88	Ti Титан 23 50,942	V Ванадій 24 51,996	Cr Хром 25 54,938	Mn Манган 26 55,847	Fe Ферум Залізо 27 58,933	Co Кобальт 28 58,69	Ni Нікел Нікель 29 58,69																
	29 63,546	Cu Купрум Мідь 30 65,39	Zn Цинк 31 69,723	Ga Галій 32 72,59	Ge Германій 33 74,922	As Арсен 34 78,904	Se Селен 35 79,904	Br Бром 36 83,80	Kr Криптон																		
5	Rb Рубідій 37 85,468	Sr Стронцій 38 87,62	39 88,906	Y Ітрій 40 91,224	Zr Цирконій 41 92,906	Nb Ніобій 42 95,94	Mo Молибден 43 [99]	Tc Технецій 44 101,07	Ru Рутеній 45 102,91	Rh Родій 46 106,42	Pd Паладій																
	47 107,87	Ag Аргентум Срібло 48 112,41	Cd Кадмій 49 114,82	In Індій 50 118,71	Sn Станум Олово, цина 51 121,75	Sb Стибій 52 127,60	Te Телур 53 126,90	I Іод Йод 54 131,29	Xe Ксенон																		
6	Cs Цезій 55 132,91	Ba Барій 56 137,33	57 138,91	*La Лантан	Hf Гафній 72 178,49	Ta Тантал 73 180,95	W Вольфрам 74 183,85	Re Реній 75 186,21	Os Осмій 76 190,2	Ir Іридій 77 192,22	Pt Платина 78 195,08																
	79 196,97	Au Аурум Золото 80 200,59	Hg Меркурій Ртуть 81 204,38	Tl Талій 82 207,2	Pb Плюмбум Свинць, оливо 83 208,98	Bi Бісмут 84 [209]	Po Полоній	At Астат 85 [210]	Rn Радон 86 [222]																		
7	Fr Францій 87 [223]	Ra Радій 88 226,03	89 [227]	**Ac Актиній	104 [261]	Db Дубній 105 [262]	Jl Джолотій 106 [263]	Rf Резерфордій 107 [262]	Bh Борій 108 [265]	Hn Ганій 109 [266]	Mt Майтнерій 110 58,69	Uun Унунлій															
* Лантанойди																											
58 140,12	Ce Церій	59 140,91	Pr Празеодин	60 144,24	Nd Неодим	61 [147]	Pm Прометій	62 150,36	Sm Самарій	63 151,96	Eu Європій	64 157,25	Gd Гадоліній	65 158,93	Tb Тербій	66 162,50	Dy Диспрозій	67 164,93	Ho Гольмій	68 167,26	Er Ербій	69 168,93	Tm Тулій	70 173,04	Yb Ітербій	71 174,97	Lu Лютецій
** Актиноїди																											
90 232,04	Th Торій	91 [231]	Pa Протактиній	92 238,03	U Уран	93 [237]	Np Нептуній	94 [244]	Pu Плутоній	95 [243]	Am Америцій	96 [247]	Cm Кюрій	97 [247]	Bk Берклій	98 [251]	Cf Каліфорній	99 [252]	Es Ейнштейній	100 [257]	Fm Фермій	101 [258]	Md Менделєвій	102 [259]	No Нобелій	103 [260]	Lr Лоуренсій

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	P	H	-
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	-	-
SiO ₃ ²⁻	P	P	-	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	-	-	-	-	H	H	H	H	-	-

Примітка: **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Таблиця 2 – Електронегативність елементів (за Полінгом).

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2.1										He -
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0				Ne -
3	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.6	Cl 3.0				Ar -
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	
	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8				Kr -
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	
	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5				Xe -
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.08	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	
	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2				Rn -
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac** 1.1								

*Лантаноїди 1.08-1.14

**Актиноїди 1.11-1.2

Методичні вказівки до виконання практичних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» тема «Неорганічні сполуки. Класифікація.» для студентів I курсу денної форми навчання. Напрямок підготовки екологія, гідрометеорологія за всіма спеціальностями.

Укладачі: доц., к.х.н. Герасименко Г.І., ас. Шепеліна С.І.

Підписано до друку 30.10.2008 р. Формат 60x84/16
Папір офсетний. Ум. друк. арк. 5,58
Наклад 200 прим. Замовлення 376
Видавництво та друкарня «ТЕС»
(Свідоцтво ДК № 771) Одеса, Канатна 81/2

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15