

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Методичні вказівки

для підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання
слухачів підготовчого відділення
з курсу «Неорганічна хімія»

Одеса 2012

Методичні вказівки для підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання слухачів підготовчого відділення з курсу «Неорганічна хімія».

/Чокан Л.О. – Одеса: ОДЕКУ, 2012 – с.64/

ЗМІСТ

| | |
|-------------------------------------------------------------------------------------|----|
| Передмова..... | 5 |
| 1. Основні класи неорганічних сполук..... | 6 |
| 1.1 Оксиди..... | 8 |
| 1.2 Кислоти..... | 9 |
| 1.3 Основи..... | 13 |
| 1.4 Солі..... | 15 |
| 2. Гідроген..... | 20 |
| 2.1 Характеристика хімічного елемента Гідроген..... | 20 |
| 2.2 Проста речовина водень H_2 | 20 |
| 2.3 Вода (гідроген оксид) H_2O | 22 |
| 3. Хлор..... | 24 |
| 3.1 Характеристика хімічних елементів VII групи головної підгрупи (галогенів)..... | 24 |
| 3.2 Проста речовина хлор Cl_2 | 25 |
| 3.3 Гідроген хлорид та хлоридна кислота, HCl | 27 |
| 3.4 Оксигеновмісні кислоти Хлору та їх солі..... | 28 |
| 4. Оксиген..... | 28 |
| 4.1 Характеристика хімічних елементів головної підгрупи VI групи (халькогенів)..... | 28 |
| 4.2 Проста речовина кисень O_2 | 29 |
| 5. Сульфур..... | 31 |
| 5.1 Проста речовина сірка S | 32 |
| 5.2 Гідроген сульфід та сульфідна кислота H_2S | 34 |
| 5.3 Оксиди Сульфуру..... | 35 |
| 5.4 Сульфатна кислота H_2SO_4 | 37 |
| 6. Нітроген..... | 39 |
| 6.1 Характеристика хімічного елемента Нітроген..... | 39 |
| 6.2 Проста речовина азот N_2 | 41 |
| 6.3 Амоніак NH_3 | 42 |
| 6.4 Солі амонію..... | 43 |
| 6.5 Характеристика оксидів Нітрогену..... | 44 |
| 6.6 Нітратна кислота HNO_3 | 46 |
| 6.7 Солі нітратної кислоти..... | 49 |
| 7. Фосфор..... | 49 |
| 7.1 Характеристика хімічного елемента Фосфору..... | 49 |
| 7.2 Проста речовина Фосфор P | 50 |
| 7.3 Оксиди Фосфору..... | 52 |
| 7.4 Ортофосфатна кислота H_3PO_4 | 53 |
| 8. Карбон і Силіцій..... | 55 |
| 8.1 Характеристика хімічних елементів Карбон C і Силіцій Si | 55 |
| 8.2 Прості речовини вуглець і силіцій..... | 57 |

| | |
|-----------------------------|----|
| 8.3 Оксиди..... | 59 |
| 8.4 Кислоти та їх солі..... | 61 |
| Література..... | 64 |

Передмова

Дані методичні вказівки призначені для слухачів підготовчого відділення та випускників загальноосвітніх навчальних закладів, які готуються до вступу до вищих навчальних закладів та братимуть участь у зовнішньому незалежному оцінюванні, вони допоможуть слухачам швидко й ефективно повторити вивчений матеріал з тематичного блоку «Неорганічна хімія».

Збірник методичних вказівок складається з наступних розділів: «Основні класи неорганічних сполук», «Гідроген», «Хлор та Гідроген хлорид», «Оксиген», «Сульфур», «Нітроген», «Фосфор», «Карбон і Силіцій».

Після засвоєння необхідних розділів слухачі повинні знати:

- класифікацію, хімічні властивості, способи добування оксидів, гідроксидів, кислот, солей;
- фізичні та хімічні властивості водню, способи його добування;
- фізичні та хімічні властивості галогенів;
- фізичні та хімічні властивості кисню, способи його добування;
- фізичні та хімічні властивості сірки, оксидів сульфуру, сульфатної кислоти, сульфатів;
- фізичні та хімічні властивості азоту, амоніаку, оксидів Нітрогену, нітратної кислоти;
- фізичні та хімічні властивості фосфору, фосфор (V) оксиду, ортофосфатної кислоти;
- фізичні та хімічні властивості вуглецю, силіцію, оксидів Карбону, силіцій (IV) оксиду; карбонатів; силікатної кислоти, силікатів.

На основі одержаних знань слухачі повинні вміти:

- складати рівняння реакцій, характерних для водню, кисню, галогенів, сірки, азоту, амоніаку, нітратної кислоти, фосфору та ортофосфатної кислоти; вуглецю; силіцію та силікатної кислоти;
- порівнювати хімічну активність галогенів; кисню та озону; азоту та червоного і білого фосфору;
- характеризувати найважливіші галузі застосування кисню, водню, хлору, хлоридної кислоти, сульфатної кислоти, ортофосфатної кислоти, нітратної кислоти; гідрогенкарбонатів Кальцію та Натрію;
- застосувати знання для вибору способу виявлення хлорид-іонів; сульфат-іонів у розчинах; йонів амонію, ортофосфат-іонів, карбонат- і силікат-іонів у розчині.

1 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



Таблиця 1

| Ознаки порівняння | Металічні елементи | Неметалічні елементи |
|---------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Особливості будови атомів | 1. На зовнішньому енергетичному рівні містять 1 – 3 електрони (більше трьох електронів містять атоми металічних елементів побічних підгруп, а також атоми Стануму, Плюмбуму, Вісмуту. 2. Мають значні радіуси атомів. 3. Відносна електронегативність менше 2 | 1. На зовнішньому енергетичному рівні містять 4 та більше електронів (3 електрони містяться на зовнішньому енергетичному рівні атома Бору). 2. Мають незначні радіуси атомів. 3. Відносна електронегативність більше 2. |
| Тип хімічного зв'язку | Металічний | Ковалентний |
| Тип кристалічної ґратки | Металічна | Атомна та молекулярна |

Продовження таблиці 1

| | | |
|-----------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Фізичні властивості простих речовин | Тверді (крім ртуті, яка є рідкою); ковкі; пластичні; мають металічний блиск; характеризуються високою тепло- та електропровідністю | Тверді (сірка, йод та ін.); рідкі (бром), газоподібні (хлор, азот, водень, кисень та ін.); крихкі; більшість не мають металічного блиску; не проводять електричний струм або є напівпровідниками. |
| Хімічні властивості простих речовин | Виявляють тільки відновні властивості, що визначаються положенням в електрохімічному ряді напруг; йони металів виявляють окисні властивості, що використовують в металотермії | Залежно від положення елементів в ряді відносної електронегативності виявляють як окисні, так і відновні властивості |
| Хімічний характер оксидів та гідроксидів елементів: | Сполуки більшості елементів виявляють основний характер (основні оксиди, яким відповідають основи). Оксиди та гідроксиди деяких металічних елементів (Zn, Al, Be) є амфотерними. Елементи зі змінним ступенем окиснення (Mn, Cr) здатні утворювати декілька оксидів та гідроксидів, серед яких є, поряд з основними, кислотні та амфотерні. | Виявляють кислотний характер (кислотні оксиди, яким відповідають кислоти) |

| | |
|-------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Електрохімічний ряд напруг металів | |
| $-\bar{e}$ | Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H ₂) Cu Hg Ag Pt Au |
| | Зменшення відновних властивостей → |
| $+\bar{e}$ | Li ⁺ K ⁺ Ba ⁺ Sr ²⁺ Ca ²⁺ Na ⁺ Mg ²⁺ Al ³⁺ Mn ²⁺ Zn ²⁺ Cr ³⁺ Fe ²⁺ Cd ²⁺ Co ²⁺ Ni ²⁺ Sn ²⁺ Pb ²⁺ (2H ⁺) Cu ²⁺ Hg ₂ ²⁺ Ag ⁺ Pt ²⁺ Au ³⁺ |
| | Підсилення окисних властивостей → |

1.1 Оксиди

Сполуки, які складаються з двох елементів, одним з яких є Оксиген у ступені окиснення -2. Крім оксидів, Оксиген здатний утворювати пероксида. В пероксидах Оксиген має ступінь окиснення -1; атоми Оксигену зв'язані один з одним.

Наприклад: гідроген пероксид $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ (H – O – O – H), натрій пероксид $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$ (Na – O – O – Na).

Оксиди бувають *несолетворні* та *солетворні*.

Несолетворні (байдужі) оксиди не виявляють ні кислотних, ні основних властивостей, тобто не утворюють солей, кількість таких оксидів незначна. Наприклад, N_2O (нітроген (I) оксид); CO (карбон (II) оксид) та ін.

Солетворні оксиди поділяються на *основні*, *кислотні*, та *амфотерні*.

Основні оксиди – це оксиди металічних елементів у ступені окиснення +1, +2, яким відповідають основи. Приклади: Na_2O (натрій оксид), BaO (барій оксид); CrO (хром (II) оксид) та ін.

Кислотні оксиди – це оксиди неметалічних елементів та оксиди металічних елементів у вищому ступені окиснення, яким відповідають кислоти. Приклади: SO_2 (сульфур (IV) оксид); CO_2 (карбон (IV) оксид); CrO_3 (хром (IV) оксид) та ін.

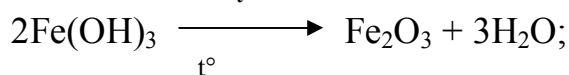
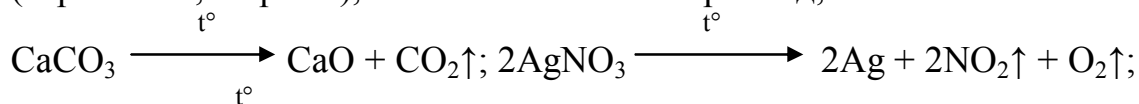
Амфотерні оксиди – це оксиди металічних елементів, яким відповідають амфотерні гідроксиди; здатні виявляти як кислотні, так і основні властивості. Приклади: ZnO (цинк оксид); BeO (берилій оксид); Al_2O_3 (алюміній оксид); Cr_2O_3 (хром (III) оксид); Fe_2O_3 (ферум (III) оксид) та ін.

Способи добування оксидів. Визначають декілька способів добування оксидів:

1. Взаємодія простих речовин із киснем (горіння); безпосередньо з киснем не реагують благородні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), галогени (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), золото, платина. Наприклад, $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2\uparrow$; $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$.

2. Взаємодія складних речовин із киснем (горіння). Наприклад, $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

3. Розклад при нагріванні складних оксигеновмісних сполук: солей (карбонатів, нітратів), основ та кислот. Наприклад,



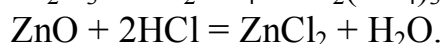
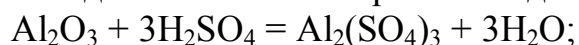
Фізичні властивості оксидів дуже різноманітні. За звичайних умов вони можуть бути газоподібними (CO_2 , SO_2 , NO_2 та ін.), рідкими (Cl_2O_7 , Mn_2O_7 та ін.) та твердими (CaO , Al_2O_3 та ін.). Газоподібні оксиди, як

правило, безбарвні (NO, CO та ін.), тверді оксиди найчастіше мають білий колір (K₂O, ZnO, SiO₂). Деякі оксиди мають забарвлення, наприклад: NO₂ - буре; Mn₂O₇ – зеленувато-буре; CrO – чорне.

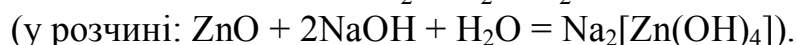
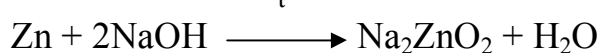
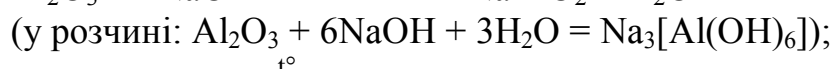
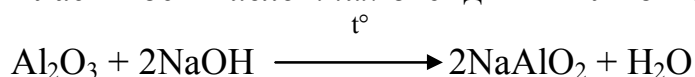
Таблиця 2

| Хімічні властивості оксидів | |
|------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| основних | кислотних |
| Взаємодія з водою | |
| Утворюються розчинні у воді основи (луги): K ₂ O + H ₂ O = 2KOH | Утворюються кислоти (з водою реагує більшість кислотних оксидів): SO ₃ + H ₂ O = H ₂ SO ₄ |
| Взаємодія з кислотними оксидами | |
| Утворюються солі: CaO + SO ₃ = CaSO ₄ | - |
| Взаємодія з кислотами | |
| Утворюються сіль та вода: MgO + 2HCl = MgCl ₂ + H ₂ O | - |
| Взаємодія з основними оксидами | |
| - | Утворюються солі: CaO + CO ₂ = CaCO ₃ |
| Взаємодія з основами | |
| - | Утворюються сіль та вода: SO ₂ + 2NaOH = Na ₂ SO ₃ + H ₂ O |

Хімічні властивості амфотерних оксидів. Властивості *основних* оксидів виявляються при взаємодії з кислотами:



Властивості *кислотних* оксидів виявляються при взаємодії з основами:



1.2 Кислоти

Сполуки, які складаються з атомів Гідрогену, здатних зміщуватись на атоми металічного елемента, та кислотного залишку. З погляду теорії електролітичної дисоціації *кислоти* являють собою електроліти, при дисоціації яких утворюється лише один вид катіонів – катіони Гідрогену H⁺.

Основність кислоти визначається кількістю йонів H^+ , здатних зміщуватись на йони металічного елемента.



Найважливіші неорганічні кислоти

Таблиця 3

| Формула кислоти | Назва кислоти за систематичною номенклатурою (традиційна назва) | Аніони кислотного залишку | Назва аніона |
|-----------------|-----------------------------------------------------------------|---------------------------|--------------|
| HF | фторидна (фтороводнева, плавикова) | F | фторид |
| HCl | хлоридна (хлороводнева, соляна) | Cl ⁻ | хлорид |

Продовження таблиці 3

| | | | |
|---------------------------------|--------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------|
| HBr | бромідна (бромоводнева) | Br ⁻ | бромід |
| HI | йодидна (йодоводнева) | I ⁻ | йодид |
| H ₂ S | сульфідна (сірководнева) | S ²⁻ HS ⁻ | сульфід гідросульфід |
| H ₂ SO ₃ | сульфітна (сірчаста) | SO ₃ ²⁻ HSO ₃ ⁻ | Сульфит гідрогенсульфіт |
| H ₂ SO ₄ | сульфатна (сірчана) | SO ₄ ²⁻ HSO ₄ ⁻ | сульфат гідрогенсульфат |
| HNO ₃ | нітратна (азотна) | NO ₃ ⁻ | нітрат |
| HNO ₂ | нітритна (азотиста) | NO ₂ ⁻ | нітрит |
| H ₃ PO ₄ | ортофосфатна (ортофосфорна) | PO ₄ ³⁻ HPO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻ | ортофосфат гідрогенортофосфат дегідрогенортофосфат |
| HPO ₃ | метафосфатна (метафосфорна) | PO ₃ ⁻ | метафосфат |
| H ₂ CO ₃ | карбонатна (вугільна) | CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻ | карбонат гідрогенкарбонат |
| H ₂ SiO ₃ | силікатна (кремнієва) | SiO ₃ ²⁻ | силікат |

Таблиця 4

| Способи добування кислот | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| оксигеновмісних | безоксигенових |
| Взаємодія оксиду неметалічного елемента з водою | |
| $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{H}_3\text{PO}_4$ | - |
| Взаємодія неметалу з воднем з подальшим розчиненням продукту реакції у воді | |
| - | $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ |
| Взаємодія кислот із солями | |
| $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$ | $\text{NaCl (крисст.)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ |

Фізичні властивості кислот. Багато які з кислот є безбарвними рідинами (HNO₃, HCl, H₂SO₄); відомі також тверді кислоти (H₃PO₄, HPO₃). Майже усі кислоти розчинні у воді, прикладом нерозчинної у воді кислоти є H₂SiO₃.

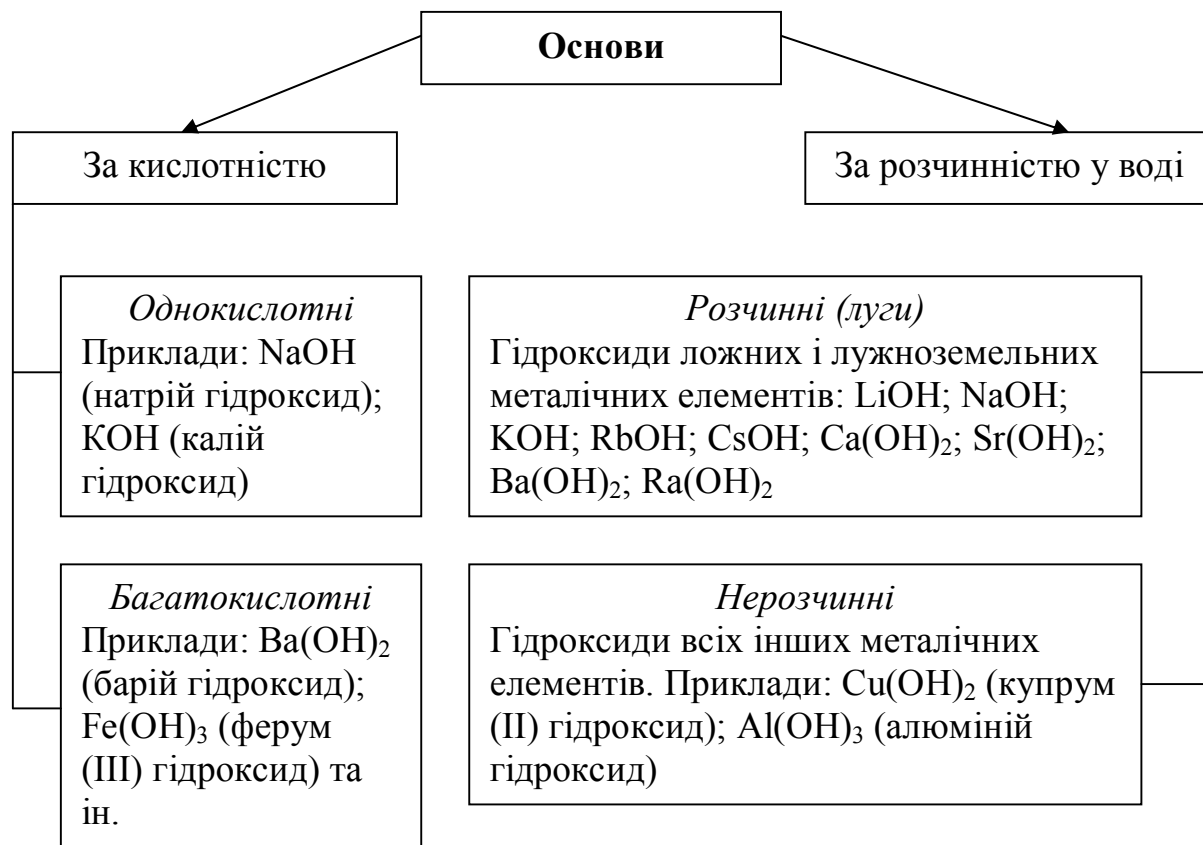
Хімічні властивості кислот

Таблиця 5

| Умови перебігу реакції | Продукт реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Дія на індикатори <i>Індикатори</i> (речовини, які змінюють своє забарвлення під дією кислот або лугів) указують наявність у розчині йонів H^+. Метилловий оранжевий та лакмус набувають у кислому середовищі червоного забарвлення; фенолфталеїн – не матиме забарвлення.</p> | | $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$ |
| <p>Взаємодія з металами Кислоти-неокисники взаємодіють тільки із металами, розташованими в електрохімічному ряді напруг зліва від водню H_2</p> | Сіль і водень | $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ |
| <p>Кислоти-окисники (H_2SO_4 (конц.), HNO_3) взаємодіють із металами, розташованими як зліва, так і справа від водню H_2.</p> | Сіль і продукт відновлення кислотного залишку | $Cu + 2H_2SO_4$ (конц.) = $= CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$ $3Ag + 4HNO_3$ (розв.) = $= 3AgNO_3 + NO \uparrow + 2H_2O$ |
| <p>Взаємодія з основними та амфотерними оксидами</p> | Сіль і вода | $CaO + 2HNO_3 =$ $= Ca(NO_3)_2 + H_2O$ $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$ |
| <p>Взаємодія з основними та амфотерними гідроксидами</p> | Сіль і вода | $2NaOH + H_2SO_4 =$ $= Na_2SO_4 + 2H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2HBr =$ $= ZnBr_2 + 2H_2O$ |
| <p>Взаємодія з солями</p> | Сіль та летка кислота; сіль і нерозчинна кислота | $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S \uparrow$ $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 =$ $H_2SiO_3 \downarrow + Na_2SO_4$ |
| <p>Деякі кислоти розкладаються при нагріванні</p> | Кислотний оксид і вода | $H_2SiO_3 \xrightarrow{t^\circ} SiO_2 + H_2O$ |

1.3 Основи

Сполуки, які складаються з йонів металу та гідроксогруп. З погляду теорії електролітичної дисоціації *основи* являють собою електроліти, при дисоціації яких утворюється лише один вид аніонів – гідроксид-аніони OH^- .



Таблиця 6

| Способи добування основ | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| розчинних у воді (лугів) | нерозчинних у воді |
| Взаємодія лужних і лужноземельних металів із водою: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$; $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ | Взаємодія лугів з розчинами солей металічних елементів, здатних утворювати нерозчинну основу: $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{NaCl}$ |
| Взаємодія оксидів лужних і лужноземельних металічних елементів з водою: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$; $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ | |

Фізичні властивості основ. Тверді речовини з різною розчинністю у воді, найчастіше основи мають білий колір. Деякі з основ забарвлені в інші кольори, наприклад: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ має бурий колір, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – блакитний, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ – світло-зелений.

| Хімічні властивості основ | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| розчинних у воді (лугів) | нерозчинних у воді |
| Дія на індикатори | |
| Індикатори вказують наявність у розчині йонів OH^- . Метиловий орнжевий набуває в лужному середовищі жовтого забарвлення; лакмус - синього; фенолфталеїн – малинового. $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ | - |
| Хімічні властивості основ | |
| розчинних у воді (лугів) | нерозчинних у воді |
| Взаємодія з кислотами | |
| Реакція між кислотою та основою, внаслідок якої утворюється сіль та вода, називається <i>реакцією нейтралізації</i> : | |
| $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ | $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Взаємодія з кислотними оксидами | |
| Утворюються сіль та вода: $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | - |
| Взаємодія з розчинами солей | |
| Якщо до складу солі входить металічний елемент, якому відповідає нерозчинна основа, утворюються нова сіль та нерозчинна основа: $3\text{KOH} + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl}$ | - |
| Розклад при нагріванні | |
| - | Утворюються відповідний оксид і вода: $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ |
| Хімічні властивості амфотерних гідроксидів | |
| Властивості основ виявляються при взаємодії з кислотами: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HBr} = \text{ZnBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | Властивості кислот виявляються при взаємодії з лугами: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (у розчині: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$); $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (у розчині: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$) |

1.4 Солі

Сполуки, які розглядають як продукти повного або часткового зміщення атомів Гідрогену у кислотах атомами металічних елементів (чи групами атомів) або як продукти повного або часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки. З погляду теорії електролітичної дисоціації *солі* – це електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони, відмінні від йону Гідрогену H^+ , та аніони, відмінні від гідроксид-йонів OH^- .

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

Середні (нормальні) солі – продукти повного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на йони металічного елемента. Приклади: Na_2SO_4 (натрій сульфат); $CaCl_2$ (кальцій хлорид) та ін.

Кислі солі – продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на йони металічного елемента. Приклади: $NaHSO_4$ (натрій гідрогенсульфат); KH_2PO_4 (калій дигідрогенортофосфат) та ін.

Основні солі – продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулі основи на кислотні залишки. Приклади: $CaOHCl$ (кальцій гідроксохлорид); $(CuOH)_2SO_4$ (купрум (II) гідрокосульфат) та ін.

Комплексні солі – сполуки, в яких принаймні один зв'язок утворений за донорно-акцепторним механізмом. Приклади: $K_3[Fe(CN)_6]$ (калій гексаціаноферат (II), або жовта кров'яна сіль) та ін.

Подвійні солі – сполуки, що містять один вид аніона та декілька видів катіонів. Приклади: $KAl(SO_4)_2$ (калій-алюміній сульфат); $KCl \cdot NaCl$ (калій-натрій хлорид, або сильвініт) та ін.

Змішані солі – солі, в яких гідроксид-йони багатокислотних основ заміщені на різні кислотні залишки. Приклади: $CaOCl_2$ (кальцій хлорид-гіпохлорит, або хлорне вапно) та ін.

Формули солей

Таблиця 8

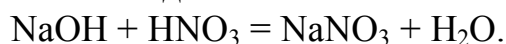
| Назва солі | Формула і заряд кислотного залишку | Формула солі, утвореної катіоном | | |
|-----------------|------------------------------------|----------------------------------|------------|----------------|
| | | Me^+ | Me^{2+} | Me^{3+} |
| Фторид | F^- | MeF | MeF_2 | MeF_3 |
| Хлорид | Cl^- | $MeCl$ | $MeCl_2$ | $MeCl_3$ |
| Бромід | Br^- | $MeBr$ | $MeBr_2$ | $MeBr_3$ |
| Йодид | I^- | MeI | MeI_2 | MeI_3 |
| Сульфід | S^{2-} | Me_2S | MeS | Me_2S_3 |
| Гідрогенсульфід | HS^- | $MeHS$ | $Me(HS)_2$ | $Me(HS)_3$ |
| Сульфіт | SO_3^{2-} | Me_2SO_3 | $MeSO_3$ | $Me_2(SO_3)_3$ |

Продовження таблиці 8

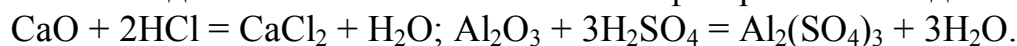
| | | | | |
|-----------------------|---------------------------|---------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|
| Гідрогенсульфіт | HSO_3^- | MeHSO_3 | $\text{Me}(\text{HSO}_3)_2$ | $\text{Me}(\text{HSO}_3)_3$ |
| Сульфат | SO_4^{2-} | Me_2SO_4 | MeSO_4 | $\text{Me}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| Гідрогенсульфат | HSO_4^- | MeHSO_4 | $\text{Me}(\text{HSO}_4)_2$ | $\text{Me}(\text{HSO}_4)_3$ |
| Нітрит | NO_2^- | MeNO_2 | $\text{Me}(\text{NO}_2)_2$ | $\text{Me}(\text{NO}_2)_3$ |
| Нітрат | NO_3^- | MeNO_3 | $\text{Me}(\text{NO}_3)_2$ | $\text{Me}(\text{NO}_3)_3$ |
| Ортофосфат | PO_4^{3-} | Me_3PO_4 | $\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2$ | MePO_4 |
| Гідрогенортофосфат | HPO_4^{2-} | Me_2HPO_4 | MeHPO_4 | $\text{Me}_2(\text{HPO}_4)_3$ |
| Дигідроген-ортофосфат | H_2PO_4^- | MeH_2PO_4 | $\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ | $\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ |
| Карбонат | CO_3^{2-} | Me_2CO_3 | MeCO_3 | $\text{Me}_2(\text{CO}_3)_3$ |
| Гідрогенкарбонат | HCO_3^- | MeHCO_3 | $\text{Me}(\text{HCO}_3)_2$ | $\text{Me}(\text{HCO}_3)_3$ |
| Силікат | SiO_3^{2-} | Me_2SiO_3 | MeSiO_3 | $\text{Me}_2(\text{SiO}_3)_3$ |

Способи добування середніх (нормальних) солей:

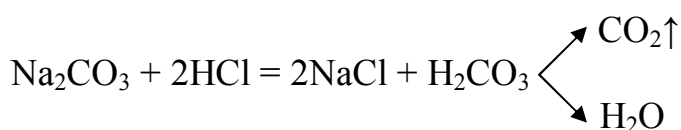
1. Взаємодія кислот з основами (реакція нейтралізації). Наприклад:



2. Взаємодія кислот з основними та амфотерними оксидами. Наприклад:

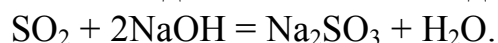


3. Взаємодія кислот із солями. Наприклад:

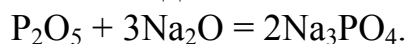


4. Взаємодія кислот із металами. Наприклад: $\text{Mg} + 2\text{HBr} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2 \uparrow$.

5. Взаємодія кислотних оксидів з лугами. Наприклад:



6. Взаємодія кислотних оксидів з основними. Наприклад:



7. Взаємодія солей із солями. Реакції обміну відбуваються за умови, якщо один із продуктів реакції: а) виділяється у вигляді газу; б) випадає в осад; в) малодисоційованою речовиною (слабким електролітом), наприклад водою. Наприклад: $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$.

8. Взаємодія неметалу з металом. Наприклад: $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$.

Фізичні властивості солей. За звичайних умов всі солі є твердими розчинами, багато які з них безбарвні, проте деякі йони металу або кислотного залишку надають солям характерне забарвлення, наприклад: йони Купруму Cu^{2+} - блакитне; перманганат-іони MnO_4^- - червоно-фіолетове; дихромат-іони Cr_2O_7 – оранжево-червоне.

Розчинність солей різноманітна: майже всі нітрати добре розчинні у воді; серед сульфідів і ортофосфатів розчинні лише ті, що утворені лужними металічними елементами.

Хімічні властивості середніх (нормальних) солей

Таблиця 9

| Умови перебігу реакції | Продукт реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Взаємодія з металами:</p> <ul style="list-style-type: none"> • більш активні метали витискують менш активні із розчинів їх солей; • лужні (Li, Na, K, Rb, Cs) та лужноземельні метали (Ca, Sr, Ba) спочатку реагують із водою, яка присутня у розчині | <p>Менш активний метал і сіль більш активного металу;</p> <p>Луг і водень; нерозчинна основа і сіль</p> | $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$ $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{KOH} + \text{ZnSO}_4 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ |
| Взаємодія із кислотами | Сіль і нерозчинна кислота; сіль і летка кислота | $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \begin{cases} \nearrow \text{CO}_2\uparrow \\ \searrow \text{H}_2\text{O} \end{cases}$ |
| Взаємодія із лугами | Сіль і нерозчинна основа | $\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ |
| Взаємодія із солями | Нерозчинна сіль і розчинна сіль | $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ |
| Солі летких кислот розкладаються при нагріванні | Газоподібні та тверді речовини | $2\text{NaNO}_3 \longrightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ |

Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук

Генетичний зв'язок між речовинами полягає в тому, що хімічні речовини являють собою різні форми існування хімічних елементів та зв'язані між собою взаємоперетвореннями.

Генетичний ряд складається з речовин, утворених одним хімічним елементом, які належать до різних класів. Усі речовини цього ряду пов'язані між собою взаємоперетвореннями.

Таблиця 10

| | Метал | Основний оксид |
|------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Неметал | Утворюються різні бінарні продукти: 1) солі безокисенових кислот: $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$; 2) оксиди: $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$; 3) нітриди: $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$; 4) карбіди: $\text{Ca} + 2\text{C} = \text{CaC}_2$ та ін. | Деякі неметали (H_2 , C , Si) відновлюють метали з їх оксидів $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ |
| Кислотний оксид | Взаємодіють лише в окремих випадках: $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{C} + 2\text{MgO}$ | Утворюється сіль $\text{BaO} + \text{SO}_3 = \text{BaSO}_4$ |
| Кислота | Утворюються сіль і продукт відновлення кислоти: 1) кислоти-неокисника $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ 2) кислоти-окисника $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) =$ $= \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Pb} + 8\text{HNO}_3(\text{конц.}) =$ $= 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3(\text{дуже розв.}) =$ $4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ | Утворюються сіль і вода $2\text{HCl} + \text{CaO} =$ $= \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| Сіль | Утворюється нова сіль того металу, який є активнішим за метал, що входить до складу солі $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ | - |
| Вода | Лужні та лужноземельні метали утворюють луги $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ | Оксиди лужних та лужноземельних металів утворюють луги $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$ |

Таблиця 11

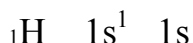
| Основа | Сіль | Вода |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Деякі неметали (Cl ₂ , Br ₂ , I ₂ , P, S) диспропорціонують в розчинах лугів $3S + 6NaOH \xrightarrow{t^\circ} 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$ | Хлор здатний витіснити менш активні галогени (Br ₂ та I ₂) з їх солей $Cl_2 + NaI = 2NaCl + I_2$ | Галогени (Cl ₂ , Br ₂ та I ₂) зворотно реагують з водою $Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$ |
| Утворюються сіль і вода $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$ | Нелеткі оксиди витісняють леткі з їх солей $Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2\uparrow + Na_2SiO_3$ | Утворюється кислота (виняток SiO ₂) $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$ |
| Утворюються сіль і вода (реакція нейтралізації) $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$ | Утворюються нова сіль і нова кислота. Реакції обміну можливі у тому випадку, коли один з продуктів реакції: а) виділяється у вигляді газу; б) випадає в осад; в) є малодисоційованою речовиною (слабким електролітом), наприклад водою. $Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$ | - |
| Утворюються нова сіль і нова основа (обидві вихідні речовини повинні бути розчинними): $ZnCl_2 + 2KOH = Zn(OH)_2\downarrow + 2KCl$ | Утворюються дві нові солі (обидві вихідні солі повинні бути розчинними) $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$ | Відбувається процес гідролізу: 1) $CuCl_2 + H_2O = CuOHCl + HCl$ 2) $K_2CO_3 + H_2O = KHCO_3 + KOH$ 3) $CH_3COONH_4 + H_2O = CH_3COOH + NH_3 \cdot H_2O$ 4) NaCl, KNO ₃ , Na ₂ SO ₄ не гідролізуються |
| - | Відбувається процес гідролізу | - |

2. ГІДРОГЕН

2.1 Характеристика хімічного елемента гідроген

Гідроген – це єдиний елемент періодичної системи Д.І. Менделєєва, хімічний символ якого записаний двічі: в головній підгрупі I групи і в головній підгрупі VII групи, що пояснюється наявністю у Гідрогену ряду властивостей, які поєднують його як з лужними металічними елементами, так і з галогенами. Подібно лужним металічним елементам атом Гідрогену на зовнішньому (єдиному для Гідрогену) енергетичному рівні містить один електрон і належить до *s*-елементів. Подібно галогенам атому Гідрогену не вистачає до завершення зовнішнього (єдиного для Гідрогену) рівня одного електрона.

Електронна будова атома:



Для Гідрогену характерна стала валентність I; ступені окиснення $+1$ (HCl , H_2O) та -1 (NaH , CaH_2).

Поширення в природі. Гідроген трапляється у вигляді трьох ізотопів: Протій ${}_1^1\text{H}$; Дейтерий ${}_1^2\text{H}$ (D) та Тритій ${}_1^3\text{H}$ (T) (перші два є стабільними, третій - радіоактивний). Гідроген належить до найпоширеніших хімічних елементів; масова частка Гідрогену в земній корі становить 0,15 %. На Землі головними джерелами Гідрогену є вода, органічні сполуки (нафта, природний газ). У Всесвіті Гідроген є найпоширенішим елементом; він становить більш ніж половину маси Сонця та інших зірок.

2.2 Проста речовина водень H_2

Таблиця 12

| Способи добування водню | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| в промисловості | в лабораторії |
| Конверсія водяної пари з розжареним коксом: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}\uparrow + \text{H}_2\uparrow;$ $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$ | Взаємодія металів (магнію, цинку, заліза) з хлоридною або розбавленою сульфатною кислотами: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ |

| | |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Конверсія метану з водяною парою: $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\uparrow$ | Взаємодія алюмінію з розчинами лугів $2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\uparrow$ |
| Електроліз води: $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ <i>Електролізом</i> називають окисно-відновні реакції, що відбуваються на електродах при ропусканні електричного струму крізь розчин або розплав електролізу. | |

Фізичні властивості водню. Є найлегшим з відомих газом, без запаху, кольору та смаку. Температура плавлення дорівнює 259°C, температура кипіння 253°C, у воді практично не розчиняється.

Таблиця 13

| Хімічні властивості водню | | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Зв'язок у молекулі водню – ковалентний неполярний, утворений за допомогою однієї спільної електронної пари (H - H). Достатня міцність зв'язку зумовлює малу хімічну активність водню, внаслідок чого більшість реакцій за його участю відбувається тільки при нагріванні. | | |
| Умови перебігу реакції | Продукт реакції | Приклади рівнянь реакції |
| Взаємодія водню з простими речовинами | | |
| Виявляє відновні властивості при взаємодії з неметалами | Гідроген флуорид | $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{+1}{\text{F}_2} = 2\overset{+1}{\text{H F}}$ (з вибухом); |
| | Гідроген хлорид | $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{+1}{\text{Cl}_2} \xrightarrow{\text{освітлення}} 2\overset{+1}{\text{HCl}}$ |
| | Гідроген сульфід | $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{+1}{\text{S}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+1}{\text{H}_2\text{S}}$ |
| | Амоніак | $\overset{0}{3\text{H}_2} + \overset{+1}{\text{N}_2} \xrightleftharpoons[t^\circ, \rho, \text{кат.}]{} 2\overset{+1}{\text{NH}_3}$ |
| Виявляє окисні властивості при взаємодії з металами | Гідриди металічних елементів | $\overset{0}{2\text{Na}} + \overset{t^\circ}{\text{H}_2} \xrightarrow{\quad} 2\overset{-1}{\text{NaH}}$ $\overset{0}{\text{Ca}} + \overset{t^\circ}{\text{H}_2} \xrightarrow{\quad} \overset{-1}{\text{CaH}_2}$ |

| Взаємодія водню зі складними речовинами | | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Виявляє відновні властивості при взаємодії з оксидами металів. Ця властивість водню використовуються для добування металів у промисловості та лабораторії | Метал і вода | $\overset{0}{\text{CuO}} + \overset{0}{\text{H}_2} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+1}{\text{Cu}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$ |
| | | $\overset{0}{\text{WO}_3} + 3\overset{0}{\text{H}_2} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+1}{\text{W}} + 3\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$ |
| | | $\overset{0}{\text{FeO}} + \overset{0}{\text{H}_2} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+1}{\text{Fe}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$ |

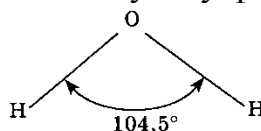
Застосування. Водень широко застосовується:

- для синтезу амоніаку та гідроген хлориду у промисловості;
- для синтезу багатьох органічних сполук (метанолу);
- для гідрування рідких жирів;
- для зварювання та різання металів;
- для наповнення аеростатів;
- як складова частина промислових газових сумішей (коксового, водяного газів).

2.3 Вода (гідроген оксид) H_2O

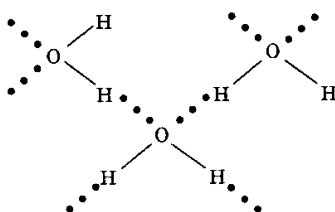
Будова молекули

Молекула води є диполем та має кутову форму:



У природі вода є найважливішою і найпоширенішою сполукою; поверхня земної кори на $\frac{3}{4}$ вкрита водою. Вода утворює 65 – 70 % маси тіла людини та входить до складу всіх живих організмів, де вона є середовищем перебігу біохімічних реакцій.

Фізичні властивості води. За звичайних умов чиста вода є прозорою рідиною без запаху, кольору та смаку; вона замерзає за температури 0°C , а закипає за температури 100°C (за нормального тиску). Полярні молекули води за звичайних умов утворюють міжмолекулярні водневі зв'язки:



Наявністю водневих зв'язків пояснюються певні аномальні властивості води, а саме:

- температури кипіння та плавлення води значно вищі, ніж у її хімічних аналогів (H₂S та ін.);
- лід легший за рідку воду;
- найбільшу густину вода має не за 0°C, а за 4°C.

Таблиця 14

| Хімічні властивості води | | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Для хімічних цілей природну воду, яка містить певну кількість неорганічних та органічних домішок, очищують перегонкою (дистиляцією). | | |
| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклад рівняння реакції |
| Взаємодія з металами: | | |
| - з лужними та лужноземельними металами – за звичайних умов; | Луг і водень | $2\overset{+1}{\text{K}} + \overset{0}{\text{H}_2\text{O}} = 2\overset{0}{\text{KOH}} + \overset{0}{\text{H}_2} \uparrow$ $\overset{+1}{\text{Ca}} + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} = \overset{0}{\text{Ca(OH)}_2} + \overset{0}{\text{H}_2} \uparrow$ |
| - з менш активними металами (Zn, Fe) – вода при нагріванні | Оксид металічного елемента і водень | $3\overset{+1}{\text{Fe}} + 4\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{0}{\text{Fe}_3\text{O}_4} + 4\overset{0}{\text{H}_2} \uparrow$ |
| Взаємодіє з оксидами: | | |
| - кислотними | Кислоти | $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ |
| - основними | Основи | $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ |
| Взаємодія з гідридами металічних елементів | Основи і водень | $\overset{-1}{\text{CaH}_2} + 2\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} = \overset{+1}{\text{Ca(OH)}_2} + 2\overset{0}{\text{H}_2} \uparrow$ |
| Взаємодія з солями, основами та кислотами | Гідрати та кристалогідрати | $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ |
| | Продукти реакцій гідролізу солей | $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{ZnOHCl} + \text{HCl}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHSO}_3 + \text{NaOH}$ $\text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCN}$ |

Застосування. Вода широко застосовується:

- для добування ряду сполук у хімічній промисловості (водню, основ, кислот);
- як розчинник у різних галузях господарства;
- в побуті.

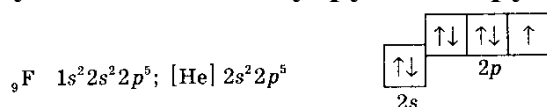
3. ХЛОР

3.1 Характеристика хімічних елементів VII групи головної підгрупи (галогенів)

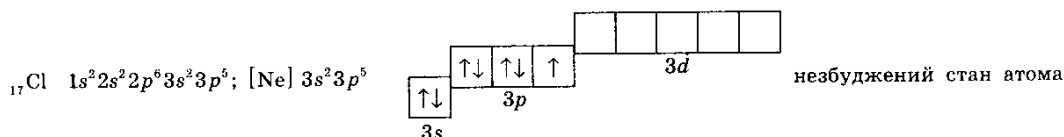
До галогенів (в перекладі з грецької - «ті, що народжують солі») належать елементи VII групи головної підгрупи: Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, йод I та стат At, який не має стабільних ізотопів.

Електронна конфігурація валентного шару ns^2np^5 . Від F до I радіуси атомів зростають; енергія йонізації та електронегативності зменшуються, неметалічні властивості послаблюються.

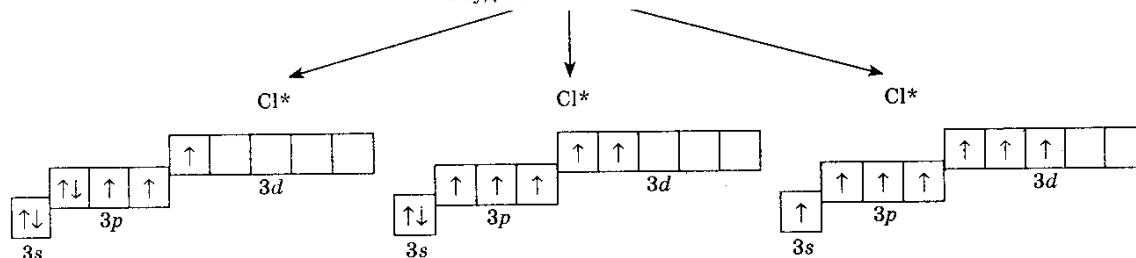
Електронна будова атомів Флуору та Хлору:



Для Флуору характерна стала валентність I; ступінь окиснення -1 (HF^{-1}).

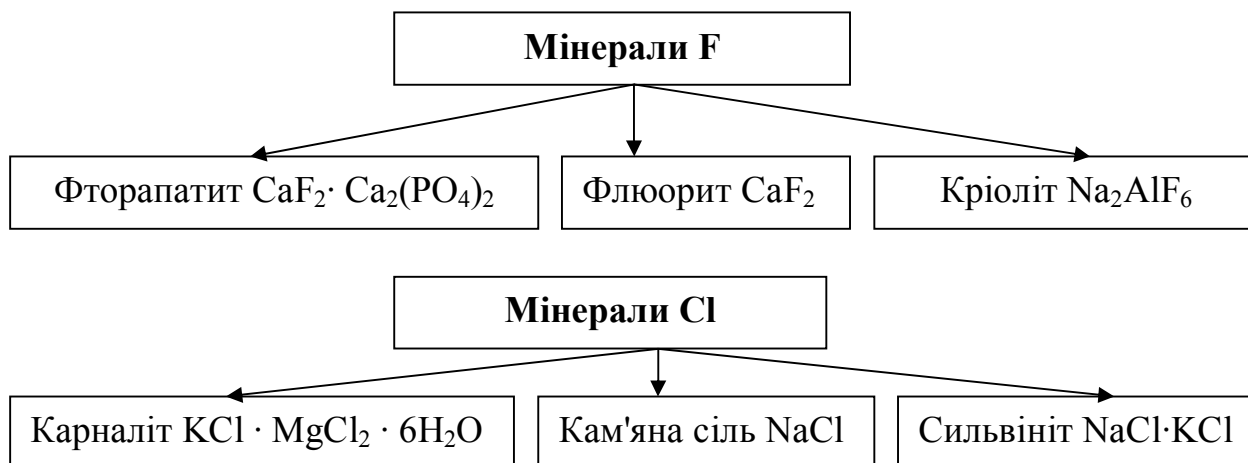


Збуджені стани атома



Для Хлору характерні валентності I, III, V, VII; ступені окиснення -1 (HCl^{-1}); $+1$ (HClO^{+1}); $+3$ (HClO_2^{+3}); $+5$ (HClO_3^{+5}) та $+7$ (HClO_4^{+7}).

Поширення в природі. Найпоширенішим із галогенів є Хлор ($w_{\text{в земній корі}} = 0,045 \%$) та Флуор ($w_{\text{в земній корі}} = 0,027 \%$).



Бром та Йод у природі в основному містяться в морській воді у вигляді натрієвих та калієвих солей; сполуки Йоду виявлено також у бурових водах, що супроводжують нафту.

3.2 Проста речовина хлор Cl₂

Таблиця 15

| Способи добування хлору | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| в промисловості | в лабораторії |
| <p>Електроліз розплаву натрій хлориду $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$</p> <p>катод (-): $\overset{0}{\text{Na}^+} + 1\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{Na}}$ 1 2</p> <p>анод (+): $2\overset{0}{\text{Cl}^-} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2}$ 2 1</p> <p style="text-align: center;"> $2\overset{0}{\text{Na}^+} + 2\overset{0}{\text{Cl}^-} \xrightarrow[\text{розплаву}]{\text{електроліз}} 2\overset{0}{\text{Na}} + \overset{0}{\text{Cl}_2}\uparrow$ </p> <p style="text-align: center;"> $2\text{NaCl} \xrightarrow[\text{розплаву}]{\text{електроліз}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2\uparrow$ </p> | <p>Дія окисників на хлоридну кислоту:</p> <p style="text-align: center;"> $\text{MnO}_2 + 4\text{Cl} \xrightarrow{t^\circ} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ </p> <p> $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 5\text{Cl}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ </p> <p style="text-align: center;"> $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$ </p> |
| <p>Електроліз розчину натрій хлориду: $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$</p> <p>катод (-): $2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{H}_2} + 2\text{OH}^-$ 2 2</p> <p>анод (+): $2\overset{0}{\text{Cl}^-} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2}$ 2 1</p> <p style="text-align: center;"> $2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} + 2\overset{0}{\text{Cl}^-} \xrightarrow[\text{розчину}]{\text{електроліз}} \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow + 2\overset{0}{\text{Na}} + \overset{0}{\text{Cl}_2}\uparrow$ </p> <p style="text-align: center;"> $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{розчину}]{\text{електроліз}} \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow + \overset{0}{\text{Cl}_2}\uparrow + 2\text{NaOH}$ </p> | |

Фізичні властивості елементів VII групи

Таблиця 16

| Властивість | Галоген | | | |
|-----------------------------------|---------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| | Фтор F ₂ | Хлор Cl ₂ | Бром Br ₂ | Йод I ₂ |
| Агрегатний стан за звичайних умов | газ | газ | рідина | кристалічна речовина |
| Колір | світло-жовтий | жовто-зелений | червоно-бурий | чорно-фіолетовий |
| Температура кипіння °С | -187,5 | -34,1 | +58,8 | +185,2 |

Галогени є отруйними речовинами, вдихання їхньої пари спричиняє подразнення органів дихання; тому при роботі з галогенами слід дотримуватись правил техніки безпеки.

Хімічні властивості хлору

Таблиця 17

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Взаємодія хлору з простими речовинами | | |
| Безпосередньо сполучається з усіма металами, окиснює їх до найвищого ступеня окиснення | Хлорид металічного елемента | $2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{-1}{\text{Cl}}_2 = 2\overset{-1}{\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}}_3$ |
| Окиснює неметали: | | |
| - водень при освітленні | гідроген хлорид | $\text{H}_2 + \overset{0}{\text{Cl}}_2 \xrightarrow{h\nu} 2\overset{-1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ |
| - фосфор при нагріванні | фосфор (III) хлорид | $2\overset{0}{\text{P}} + 3\overset{-1}{\text{Cl}}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\overset{-1}{\text{P}}\overset{-1}{\text{Cl}}_3$ |
| - сірку при нагріванні | сульфур (II) хлорид | $\overset{0}{\text{S}} + \overset{-1}{\text{Cl}}_2 \xrightarrow{t^\circ} \overset{-1}{\text{S}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2$ |
| Взаємодія хлору зі складними речовинами | | |
| Оскільки в ряді F ₂ – Cl ₂ – Br ₂ – I ₂ окисна активність галогенів зменшуватиметься, Хлор може заміщувати Бром та Йод у їхніх сполуках із металами | Хлорид металічного елемента та проста речовина бром або йод | $2\overset{0}{\text{KBr}} + \overset{-1}{\text{Cl}}_2 = 2\overset{-1}{\text{KCl}} + \overset{0}{\text{Br}}_2$ $2\overset{0}{\text{KI}} + \overset{-1}{\text{Cl}}_2 = 2\overset{-1}{\text{KCl}} + \overset{0}{\text{I}}_2$ |

Продовження таблиці 17

| | | |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Взаємодія з водою та розчинами лугів як окисник і відновник водночас (<i>реакції диспропорціонування</i>) | Хлоридна та гіпохлоритна кислоти, хлорид, гіпохлорит і вода | $\begin{array}{ccc} 0 & -1 & +1 \\ \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} & \rightleftharpoons & \text{HCl} + \text{HClO} \\ 0 & -1 & +1 \\ \text{Cl}_2 + 2\text{KOH} & = & \text{KCl} + \text{KClO} + \\ & & + \text{H}_2\text{O} \end{array}$ |
| | Хлорид, хлорат і вода | $\begin{array}{ccc} 0 & & t^\circ \\ 3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} & \xrightarrow{\quad} & \\ -1 & +3 & \\ 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} & & \end{array}$ |

Застосування. Хлор широко застосовується:

- для синтезу хлорорганічних сполук (вінілхлориду та його полімеру, дихлоретену, хлорбензену) та неорганічних хлоридів;
- як дезінфікуючий засіб для питної води, води плавальних басейнів;
- для виготовлення відбілювальних засобів.

3.3 Гідроген хлорид та хлоридна кислота, HCl

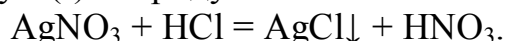
Таблиця 18

| Способи добування | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| в промисловості | в лабораторії |
| Прямий синтез шляхом спалювання водню в хлорі: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ | Взаємодія натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою: <ul style="list-style-type: none"> • при слабкому нагріванні: $\text{NaCl}(\text{крисст.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ • при значному нагріванні: $2\text{NaCl}(\text{крисст.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ |

Фізичні властивості гідроген хлориду. Газ із різким запахом, безбарвний, дуже добре розчинний у воді; на повітрі «димить», оскільки взаємодіє з паром води та утворює краплі хлоридної кислоти. Розчин гідроген хлориду у воді називають *хлоридною кислотою*. Хлоридна кислота – рідина без кольору, димить на повітрі; у продаж надходить із масовою часткою HCl приблизно 38%.

Хімічні властивості гідроген хлориду. Виявляє всі характерні властивості кислот, а саме: взаємодіє з металами, розташованому в електрохімічному ряді напруг до водню; з основними та амфотерними оксидами; основними та амфотерними гідроксидами; солями у разі утворення осаду, газу чи слабого електроліту.

Якісною реакцією на хлоридну кислоту та її солі хлориди є реакція з розчином аргентум (I) нітрату, яка супроводжується утворенням білого сирнистого осаду аргентум (I) хлориду:



Застосування. Хлоридна кислота широко застосовується:

- для добування солей;
- для виробництва фарб і пластмас;
- для виготовлення ліків;
- для травлення металів.

3.4 Оксигеновмісні кислоти Хлору та їх солі

Таблиця 19

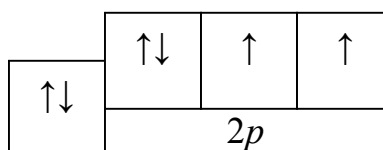
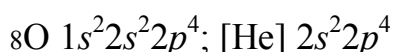
| Кислоти | | Солі лужних металічних елементів | |
|-----------------|------------------------------|----------------------------------|--------------------------------------------------------------------|
| Формула | Назва | Формула | Назва |
| HClO | гіпохлоритна (хлорнуватиста) | MeClO | гіпохлорит |
| HClO_2 | хлоритна (хлориста) | MeClO_2 | хлорит |
| HClO_3 | хлоратна (хлорнувата) | MeClO_3 | Хлорат (для KClO_3 застосовують назву «бертолетова сіль») |
| HClO_4 | перхлоратна (хлорна) | MeClO_4 | перхлорат |

4. ОКСИГЕН

4.1 Характеристика хімічних елементів головної підгрупи VI групи (халькогенів)

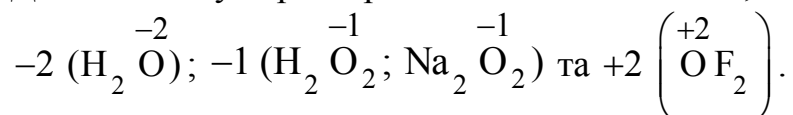
До халькогенів (в перекладі з грецької – «ті, що народжують руди») належать елементи VI А групи: Оксиген O, Сульфур S, Селен Se, Телур Te та радіоактивний металічний елемент Полоній Po. Електронна конфігурація валентного шару: ns^2np^4 . Від O до Te радіуси атомів зростає; енергія йонізації та електронегативності зменшується, неметалічні властивості послаблюються.

Електронна будова атома Оксигену:



$2s$

Для Оксигену характерна стала валентність II; ступені окиснення



Поширення в природі. Оксиген є найпоширенішим з усіх хімічних елементів на Землі. Масова частка Оксигену в земній корі становить 47,2%, в повітрі масова частка газоподібного кисню O_2 дорівнює 23,1% (об'ємна частка – 20,9%). Оксиген входить до складу простих речовин: кисню O_2 та озону O_3 ; багатьох природних сполук: води, оксидів, гідроксидів, солей; відомо близько 1400 мінералів, які містять зв'язаний Оксиген. Частка Оксигену в масі тіла рослин і тварин складає близько 85%; він входить до складу білків, жирів і вуглеводів, які утворюють живі організми. Природний Оксиген є сумішшю трьох ізотопів: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ та $^{18}_8\text{O}$.

В атмосфері Землі озоновий шар (на висоті 20 – 30 км) захищає все живе від дії космічного ультрафіолетового випромінювання.

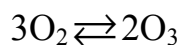
4.2 Проста речовина кисень O_2

Таблиця 20

| Способи добування кисню | |
|------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| в промисловості | в лабораторії |
| Фракційна перегонка рідкого повітря | Термічне або каталітичне розкладання оксигеновмісних сполук: |
| Електроліз води: електроліз | |
| $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ | $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ калій перманганат |
| | $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ калій хлорат (бертолетова сіль) |
| | $2\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$ |
| | $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{кат}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ |

Фізичні властивості Оксигену. Для Оксигену характерно явище алотропії – він утворює дві алотропні модифікації: кисень O_2 та озон O_3 .

Кисень перетворюється на озон під дією електричного розряду або УФ-променів:



Фізичні властивості алотропних модифікацій Оксигену

Таблиця 21

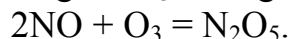
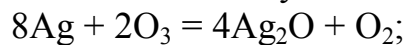
| Властивість | Кисень O ₂ | Озон O ₃ |
|-----------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------|
| Агрегатний стан за звичайних умов | газ | газ |
| Колір | безбарвний | синій |
| Запах | без запаху | з різким запахом |
| Розчинність у воді | слабо розчинний: в 100 об'ємах води за 20°C розчиняються три об'єми O ₂ | Майже в 10 разів краще розчиняється у воді, ніж O ₂ |
| Температура кипіння, °C | -182,9 | -110 |

Хімічні властивості кисню

Таблиця 22

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Взаємодія кисню з простими речовинами | | |
| Вступає в реакції майже з усіма простими речовинами, крім благородних газів; платинових металів; золота; галогенів (виняток – фтор) | | |
| Активність O ₂ в реакціях окиснення простих речовин підвищується при нагріванні | оксиди металічних елементів; | $\begin{matrix} 0 & & t^\circ & & -2 \\ 2\text{Mg} + \text{O}_2 & \longrightarrow & & & 2\text{MgO} \\ 0 & & t^\circ & & -2 \\ 4\text{Al} + 3\text{O}_2 & \longrightarrow & & & 2\text{Al}_2\text{O}_3 \\ 0 & & t^\circ & & -1 \\ 2\text{Na} + \text{O}_2 & \longrightarrow & & & \text{Na}_2\text{O}_2 \end{matrix}$ |
| | натрій пероксид; | |
| | оксиди неметалів | $\begin{matrix} 0 & & t^\circ & & -2 \\ \text{S} + \text{O}_2 & \longrightarrow & & & \text{SO}_2 \\ 0 & & t^\circ & & -2 \\ 4\text{P} + 5\text{O}_2 & \longrightarrow & & & 2\text{P}_2\text{O}_5 \end{matrix}$ |
| | | |
| Виявляє відновні властивості тільки в реакції зі фтором | оксиген флуорид | $\begin{matrix} 0 & & t^\circ \text{ або електричний розряд} & & +2 \\ 2\text{F}_2 + \text{O}_2 & \longrightarrow & & & 2\text{OF}_2 \end{matrix}$ |
| Взаємодія кисню зі складними речовинами | | |
| Виявляє окисні властивості | оксиди | $\begin{matrix} 0 & & t^\circ & & -2 \\ \text{CH}_4 + 2\text{O}_2 & \longrightarrow & & & \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \\ 0 & & t^\circ & & -2 \\ 2\text{CO} + \text{O}_2 & \longrightarrow & & & 2\text{CO}_2 \\ 0 & & t^\circ & & -2 \\ 2\text{NO} + \text{O}_2 & \longrightarrow & & & 2\text{NO}_2\uparrow \end{matrix}$ |
| | інші продукти окиснення | $\begin{matrix} -2 & 0 & & & t^\circ & 0 & -2 \\ 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \text{ (недостача)} & \longrightarrow & & & 2\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} \\ -2 & 0 & & & t^\circ & +4 & -2 \\ 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \text{ (надлишок)} & \longrightarrow & & & 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \end{matrix}$ |

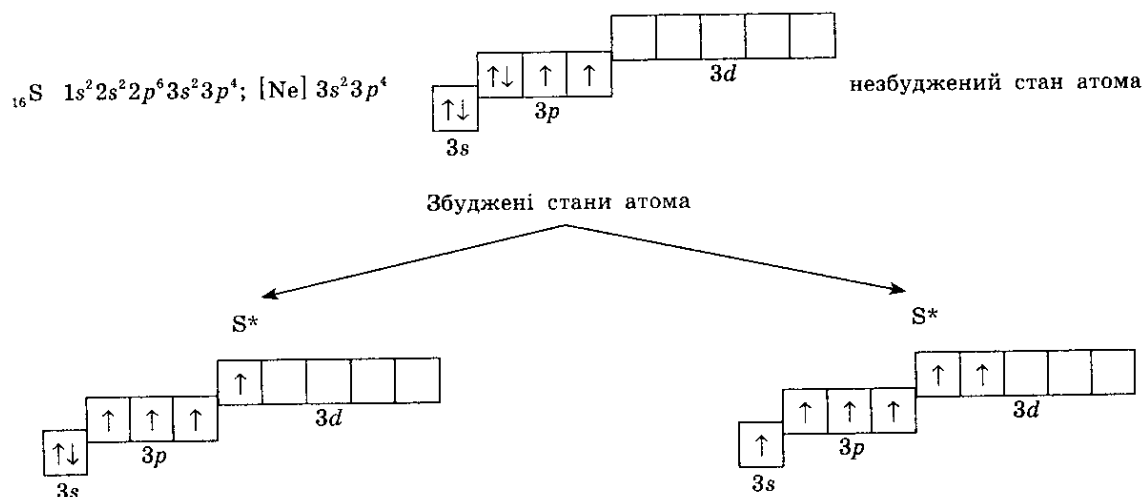
Озон є більш сильним окисником, ніж кисень, окиснює навіть срібло, золото та платину:



Таблиця 23

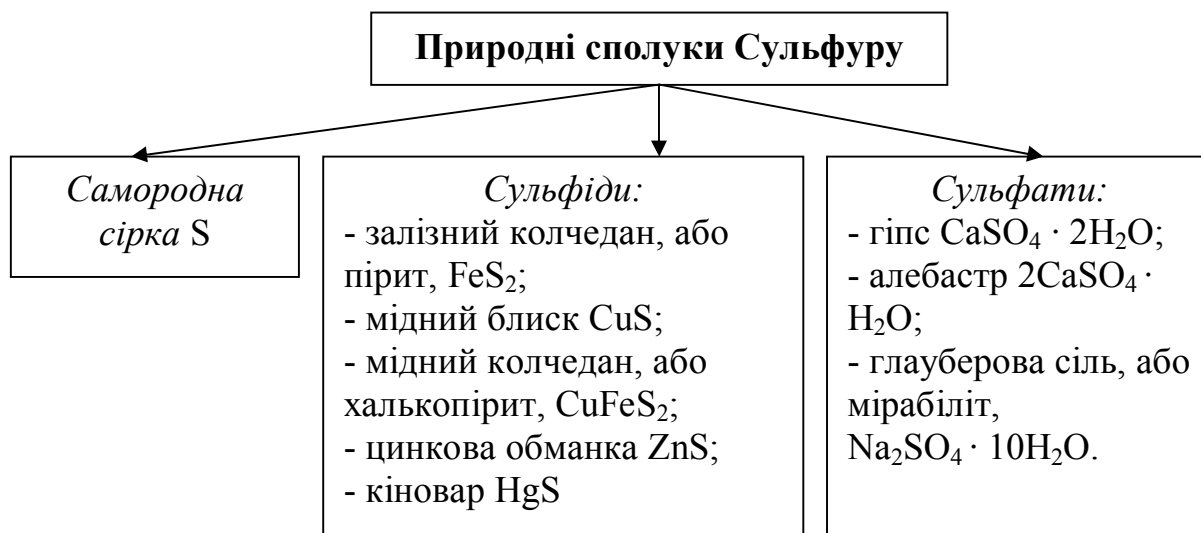
| Застосування алотропних видозмін Оксигену | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| кисню O_2 | озону O_3 |
| <ul style="list-style-type: none"> - як реагент у хімічній технології (синтез оксидів, спалювання сульфідних руд); - в металургії (виробництво сталі та чавуну); - для зварювання та різання металів; - рідкий кисень – як окисник ракетного палива | <ul style="list-style-type: none"> - для знезараження води та повітря; - для відбілювання тканин; - як реагент у неорганічному та органічному синтезі |

5. СУЛЬФУР



Для Сульфуру характерні валентності II, IV, VI; ступені окиснення $-2 \left(\text{H}_2 \overset{-2}{\text{S}} \right); +4 \left(\text{H}_2 \overset{+4}{\text{S}} \text{O}_3 \right)$ та $+6 \left(\text{H}_2\text{SO}_4 \right)$.

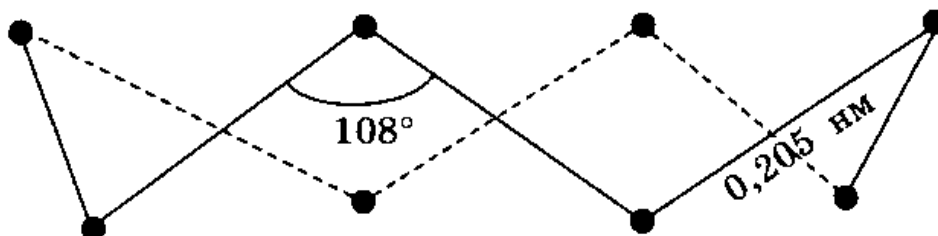
Поширення в природі. Сульфур є досить поширеним елементом (масова частка в земній корі становить 0,05 %) і трапляється як у вигляді простої речовини, та і у складі багатьох матеріалів.



5.1 Проста речовина сірка S

Способи добування. У промисловості сірку добувають виплавлянням її із самородних родовищ, з наступним очищенням і перегонкою.

Фізичні властивості сірки. Сульфур утворює ряд алотропних модифікацій: ромбічна сірка S_8 (стійка за кімнатної температури) при нагріванні до $94,5^\circ\text{C}$ перетворюється на *моноклінну сірку* S_8 . Атоми Сульфуру в молекулі S_8 зв'язані між собою зигзабоподібно ковалентними зв'язками:



При виливанні розплаву сірки в холодну воду утворюється пластична маса – *пластична сірка*, яка не має кристалічної будови, утворена лінійними ланцюгами S_n ; при зберіганні стає крихкою, змінює забарвлення та переходить у ромбічну сірку.

За звичайних умов сірка є твердою кристалічною речовиною жовтого кольору; крихка; погано розчинна у воді, добре розчинна в бензені та сірковуглеці.

Хімічні властивості сірки. Виявляє окисно-відновну двоїстість, оскільки атом Сульфуру у проміжному ступені окиснення (0).

Таблиця 24

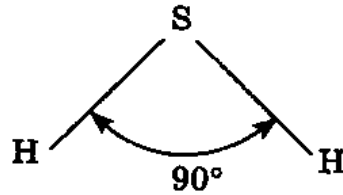
| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Взаємодія з простими речовинами | | |
| Виявляє окисні властивості у реакціях із металами, а також із неметалами, що утворені менш електронегативними, ніж Сульфур, елементами: Гідрогеном, Фосфором і Карбоном | Сульфіді металічних елементів гідроген сульфід карбон (II) сульфід фосфор (III) сульфід | $\begin{array}{ccc} 0 & t^\circ & -2 \\ 2\text{Na} + \text{S} & \longrightarrow & \text{Na}_2\text{S} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} 0 & t^\circ & -2 \\ \text{H}_2 + \text{S} & \longrightarrow & \text{H}_2\text{S} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} 0 & t^\circ & -2 \\ \text{C} + 2\text{S} & \longrightarrow & \text{CS}_2 \end{array}$ $\begin{array}{ccc} 0 & t^\circ & -2 \\ 2\text{P} + 3\text{S} & \longrightarrow & \text{P}_2\text{S}_3 \end{array}$ |
| Виявляє відновні властивості у реакціях із неметалами, що утворені більш електронегативними, ніж Сульфур, елементами: Окисгеном і галогенами, крім Йоду | Сульфур (IV) оксид; сульфур (II) оксид; сульфур (VI) флуорид | $\begin{array}{ccc} 0 & t^\circ & +4 \\ \text{S} + \text{O}_2 & \longrightarrow & \text{SO}_2 \end{array}$ $\begin{array}{ccc} 0 & +2 & \\ \text{S} + \text{Cl}_2 & \longrightarrow & \text{SCl}_2 \end{array}$ $\begin{array}{ccc} & +6 & \\ \text{S} + 3\text{F}_2 & \longrightarrow & \text{SF}_6 \end{array}$ |
| Взаємодія зі складними речовинами | | |
| Має відновні властивості у реакціях з окисниками | Сульфур (IV) оксид; Сульфур (VI) оксид. | $\begin{array}{ccc} 0 & +4 & \\ \text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 & = & 3\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} 0 & +6 & \\ \text{S} + 6\text{HNO}_3 & = & 3\text{SO}_3 \uparrow + 6\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$ |

Застосування. Сірку широко застосовують:

- для виробництва сульфатної кислоти, сірковуглецю, інсектицидів;
- в реакції вулканізації каучуку;
- у виробництві барвників, вибухових речовин, сірників;
- у косметичній промисловості.

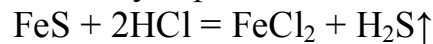
5.2 Гідроген сульфід та сульфідна кислота H₂S

Будова молекули. Молекула гідроген сульфіду має кутову будову:

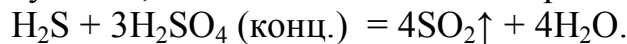


У природі гідроген сульфід міститься у вулканічних газах та постійно утворюється на дні Чорного моря; утворюється при гнитті білка, тому тухлі яйця пахнуть гідроген сульфідом; міститься у деяких мінеральних водах.

Способи добування. Гідроген сульфід добувають у лабораторних умовах дією кислот-неокисників (хлоридною, розбавленою, сульфатною) та ферум (II) сульфід або цинк сульфід:



Кислоти-окисники (концентрована сульфатна, нітратна) для цієї мети не використовуються, оскільки окиснюють гідроген сульфід:



Фізичні властивості гідроген сульфіду. За звичайних умов гідроген сульфід є безбарвним газом, трохи важчим за повітря, з неприємним запахом тухлих яєць, дуже токсичний. За 20°C в одному об'ємі води розчиняється 2,5 об'єму H₂S.

Хімічні властивості гідроген сульфіду

Таблиця 25

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Відновні властивості | | |
| Сильний відновник, оскільки атом Сульфуру перебуває у найнижчому ступені окиснення (-2) | | |
| Взаємодія з окисниками | Продукт окиснення гідроген сульфіду та продукт відновлення окисника | $\begin{array}{c} -2 \qquad \qquad +4 \\ 2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \\ -2 \qquad \qquad 0 \\ 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$ |
| Кислотні властивості | | |
| Розчин гідроген сульфіду у воді – сульфідна кислота. Слабка двохосновна кислота, дисоціює ступінчасто | | I ступінь: $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ II ступінь: $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ |

Продовження таблиці 25

| | | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------|
| Взаємодія з лугами | Середні солі (сульфіди); кислі солі (гідрогенсульфіди) | $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$ $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$ |
| Взаємодія з солями у водних розчинах, якщо в результаті реакції утворюється важкорозчинний сульфід металічного елемента, наприклад: $Na_2S + Zn(NO_3)_2 = ZnS\downarrow + 2NaNO_3$ | | |
| Якісна реакція на гідроген сульфід та його солі (сульфід-йон) | | |
| Взаємодія з плюмбум (II) нітратом у розчині | Чорний осад плюмбум (II) сульфиду | $H_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS\downarrow + 2HNO_3$ |

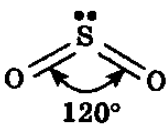
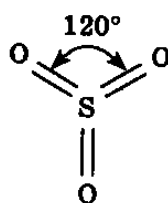
Застосування. Гідроген сульфід застосовується:

- у виробництві сірки;
- у виробництві неорганічних та органічних сполук, які містять Сульфур;
- як аналітичний реагент.

5.3 Оксиди Сульфуру

Таблиця 26

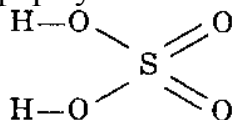
| Сульфур (IV) оксид, або сірчастий газ, SO_2 | Сульфур (VI) оксид SO_2 |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Способи добування | |
| У промисловості добувають спалюванням сірки або гідроген сульфиду: $S + O_2 = SO_2\uparrow$; випалюванням сульфідів металів: $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$ | У промисловості добувають каталітичним окисненням сульфур (IV) оксиду при нагріванні: $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ |
| У лабораторії добувають дією концентрованої сульфатної кислоти на мідь під час нагрівання: $Cu + 2H_2SO_4 = SO_2\uparrow + 2H_2O$ дією на сульфіти металічних елементів: Na_2SO_3 (крист.) + $2H_2SO$ (конц.) = $= 2NaHSO_4 + SO_2\uparrow + H_2O$ | |

| Будова молекули | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Має кутову будову; на атомі Сульфуру міститься неподілена пара електронів:</p>  | <p>Має форму рівнобічного трикутника:</p>  |
| Фізичні властивості оксидів Сульфуру | |
| <p>За звичайних умов – безбарвний газ із запахом палених кісток; добре розчинний у воді (в одному об'ємі води за кімнатної температури розчиняється 36 об'ємів SO₂); у 2,2 рази важчий за повітря</p> | <p>За звичайних умов – безбарвна рідина з температурою кипіння 44,7°C; отруйна</p> |
| Хімічні властивості оксидів Сульфуру | |
| Виявляють властивості кислотних оксидів | |
| <i>Взаємодія з водою</i> | |
| <p>Утворює гідрати: $SO_2 + nH_2O \rightleftharpoons SO_2 \cdot nH_2O$, склад яких виражають формулою сульфатної кислоти: $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$. Це двоосновна кислота середньої сили, яка існує лише в розчині; дисоціює ступінчасто: I ступінь: $H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$ II ступінь: $HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$ $H_2SO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_3^{2-}$</p> | <p>Утворює сульфатну кислоту: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$</p> |
| <i>Взаємодія з основними оксидами</i> | |
| <p>Утворює середні солі (сульфіти): $SO_2 + Na_2O = Na_2SO_3$</p> | <p>Утворює середні солі (сульфати): $SO_3 + CaO = CaSO_4$</p> |
| <i>Взаємодія з лугами</i> | |
| <p>Утворює як середні, так і кислі солі: $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$ <div style="text-align: center;">середня сіль (натрій сульфит)</div> $SO_2 + NaOH = NaHSO_3$ <div style="text-align: center;">кисла сіль (натрій гідрогенсульфіт)</div></p> | <p>Утворює як середні, так і кислі солі: $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$ <div style="text-align: center;">середня сіль (натрій гідрогенсульфіт)</div></p> |

| <i>Окисно-відновні властивості</i> | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Оскільки атоми Сульфуру у складі сульфур (IV) оксиду перебувають у проміжному ступені окиснення (+4), для сульфур (IV) оксиду характерна окисно-відновна двоїстість:</p> <ul style="list-style-type: none"> • виступає окисником: $\overset{+4}{\text{SO}_2} + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{S}} = 3\overset{0}{\text{S}} + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$ • виступає відновником: $2\overset{+4}{\text{SO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightleftharpoons 2\overset{+6}{\text{SO}_3}$ | <p>Оскільки атоми Сульфуру у складі сульфур (VI) оксиду перебувають у найвищому ступені окиснення (+6), він є сильним окисником:</p> $\overset{+6}{\text{SO}_3} + 2\overset{+4}{\text{KI}} = \overset{0}{\text{I}_2} + \overset{+4}{\text{K}_2\text{SO}_3}$ |
| Застосування | |
| <ul style="list-style-type: none"> - у виробництві сульфатної кислоти, сульфур (VI) оксиду, сульфатів; - для відбілювання вовни, шовку; - як антиоксидант та консервант; - для знезараження нежитлових приміщень (погребів) | <ul style="list-style-type: none"> - як проміжний продукт у виробництві сульфатної кислоти; - для зневодження нітратної кислоти |

5.4 Сульфатна кислота H_2SO_4

Будова молекули. Графічна формула:



Основні стадії промислового виробництва сульфатної кислоти

Таблиця 27

| Назва стадії | Рівняння відповідної реакції |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------|
| 1. Випалювання піриту (за температури близько 800°C) | $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$ |
| 2. Каталітичне окиснення сульфур (IV) оксиду (за температури близько 450°C у присутності каталізатора ванадій (V) оксиду V_2O_5) | $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ |
| 3. Поглинання сульфур (VI) оксиду водою | $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ |
| У промисловості для поглинання SO_2 використовують концентровану сульфатну кислоту (ні в якому разі не воду); при цьому утворюється олеум $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$, при розведенні якого знову отримують концентровану сульфатну кислоту. | |

Фізичні властивості концентрованої сульфатної кислоти.
Хімічно чиста сульфатна кислота – важка безбарвна масляниста рідина. Для приготування її розчину H_2SO_4 слід обережно лити тонким струменем у воду (не навпаки!) та інтенсивно перемішувати розчин, що утворюється.

Хімічні властивості сульфатної кислоти

Таблиця 28

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Окисні властивості | | |
| Метали, розташовані в електрохімічному ряді напруг до H_2 , взаємодіють з розбавленими розчинами H_2SO_4 | Водень і сульфат металу | $\overset{0}{Mg} + \overset{+1}{H_2}SO_4(\text{розб.}) = \overset{+2}{Mg}SO_4 + \overset{0}{H_2}\uparrow$ |
| Концентрована H_2SO_4 – сильний окисник, оскільки атом Сульфуру перебуває у найвищому ступені окиснення (+6) | | |
| Метали, в тому числі деякі з тих, що розташовані в ряді напруг після H_2 , взаємодіють з концентрованою H_2SO_4 | Сульфат металу, продукт відновлення H_2SO_4 (H_2S , S , SO_2) та вода | $\overset{0}{Cu} + 2\overset{+6}{H_2}SO_4(\text{конц.}) = \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{SO_2}\uparrow + 2H_2O$ |
| Концентрована H_2SO_4 окиснює деякі неметали | Продукт відновлення H_2SO_4 та продукт окиснення неметалу | $C + 2H_2SO_4 = CO_2\uparrow + 2SO_2\uparrow + 2H_2O$ |
| Кислотні властивості | | |
| Сильний електроліт, у водних розчинах практично повністю дисоціює на йони, дисоціація відбувається ступінчасто | | I ступінь: $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$ II ступінь: $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ <hr style="width: 20%; margin: 0 auto;"/> $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$ |
| Виявляє всі характерні властивості кислот, а саме: взаємодіє з основними та амфотерними оксидами; основами та амфотерними гідроксидами; солями у разі утворення осаду, газу чи слабого електроліту | | |
| Якісна реакція на сульфатну кислоту та її солі (сульфат-іон) | | |
| Взаємодія з барій хлоридом у розчині | Білий кристалічний осад барій сульфату | $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ |

Важлива хімічна особливість: здатність концентрованої H_2SO_4 вступати в реакції *дегідратації* (видалення води) з багатьма органічними речовинами

Взаємодія сульфатної кислоти (H_2SO_4) з металами

Таблиця 29

| Концентрація кислоти | Метали (в електрохімічному ряді напруг) | Продукти взаємодії |
|----------------------|-----------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Розбавлена | зліва від Гідрогену | $\text{Me}_2(\text{SO}_4)_x + \text{H}_2\uparrow$ |
| | справа від Гідрогену | не взаємодіє |
| Концентрована | Fe, Cr, Al, Pt, Au | не взаємодіє |
| | зліва від Гідрогену | $\text{Me}_2(\text{SO}_4)_x + \text{H}_2\uparrow (\text{S}, \text{SO}_2\uparrow) + \text{H}_2\text{O}$ |
| | справа від Гідрогену | $\text{Me}_2(\text{SO}_4)_x + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ |

Застосування. Сульфатна кислота широко застосовується:

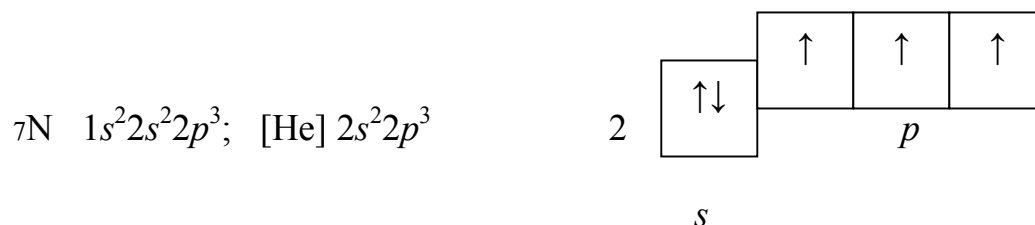
- для виробництва мінеральних добрив, інших кислот і солей;
- для виробництва барвників, пластмас, лікарських препаратів, вибухових речовин;
- для очищення нафтопродуктів;
- в гідрометалургії та як електроліт в акумуляторах.

6. НІТРОГЕН

6.1 Характеристика хімічного елемента Нітроген

Нітроген належить до елементів головної підгрупи V групи періодичної системи елементів.

Електронна будова атома Нітрогену:



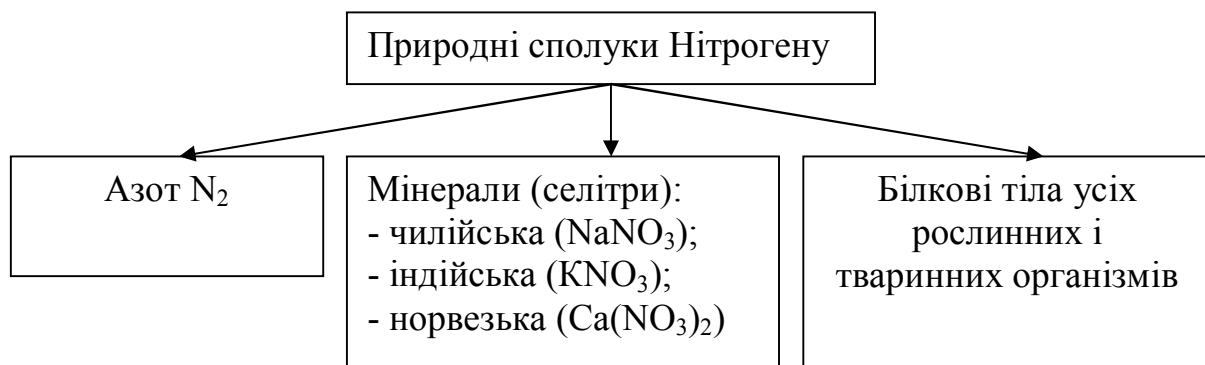
Оскільки на другому енергетичному рівні немає *d*-підрівня, Нітроген не здатний переходити у збуджений стан, тобто не може бути п'ятивалентним; максимальна валентність Нітрогену в сполуках – IV. Нітроген виявляє ступені окиснення від -3 до +5.

Приклади речовин з різними ступенями окиснення Нітрогену

Таблиця 30

| Ступень окиснення Нітрогену | Приклади речовини |
|-----------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------|
| -3 | -3 NH ₃ (амоніак); Ca ₃ N ₂ (кальцій нітрид) -2 |
| -2 | -2 N ₂ H ₄ (гідразин) |
| -1 | -1 NH ₂ OH (гідроксиламін) |
| 0 | 0 N ₂ (азот) |
| +1 | +1 N ₂ O (нітроген (I) оксид) |
| +2 | +2 NO (нітроген (II) оксид) |
| +3 | +3 N ₂ O ₃ (нітроген (III) оксид) +3 KNO ₂ (калій нітрит) |
| +4 | +4 NO ₂ (нітроген (IV) оксид) |
| +5 | +5 N ₂ O ₅ (нітроген (V) оксид) +5 NaNO ₃ (натрій нітрат) |

Поширення в природі. Частка зв'язаного Нітрогену в літосфері складає лише 0,01%. Основна частина Нітрогену міститься в атмосфері у вигляді вільного азоту N₂ (78,09% за об'ємом, або 65,6% за масою).



6.2 Проста речовина азот N₂

Таблиця 31

| Способи добування | |
|-------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| в промисловості | в лабораторії |
| Фракційна перегонка рідкого повітря | Термічний розклад амоній нітриту: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ |

Фізичні властивості азоту. Азот є безбарвним газом без запаху та смаку; внаслідок неполярності молекули характеризується дуже низькими температурами плавлення (-210°C) та кипіння (-196°C); дуже погано розчинний у воді: в 100 г води за 20°C розчиняється лише 15,4 мл азоту.

Хімічні властивості азоту. Потрійний зв'язок у молекулі зумовлює її малу реакційну здатність. Азот вступає у хімічну взаємодію, як правило, за високих температур. Не підтримує горіння, являє собою продукт згоряння амоніаку та багатьох органічних сполук. З кислотами і лугами не реагує. Виявляє окисно-відновну двоїстість, оскільки містить атоми Нітрогену у проміжному ступені окиснення (0).

Таблиця 32

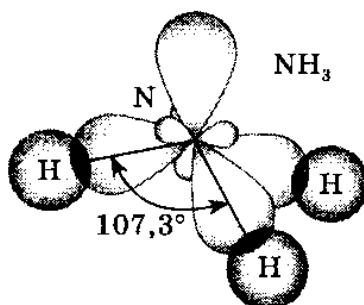
| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Виявляє окисні властивості у реакціях із воднем та металами; з літієм – за кімнатної температури, з іншими – при нагріванні | амоніак | $\overset{0}{\text{N}_2} + 3\overset{0}{\text{H}_2} \xrightleftharpoons[t^\circ; \text{p}; \text{кат.}]{-3} 2\overset{-3}{\text{NH}_3}$ |
| | літій нітрид | $6\overset{0}{\text{Li}} + \overset{0}{\text{N}_2} = 2\overset{-3}{\text{Li}_3\text{N}}$ |
| | магній нітрид та ін. | $3\overset{0}{\text{Mg}} + \overset{0}{\text{N}_2} \xrightarrow{t^\circ} \overset{-3}{\text{Mg}_3\text{N}_2}$ |
| Виявляє відновні властивості у реакціях із киснем та фтором | нітроген (II) оксид | $\overset{0}{\text{N}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightleftharpoons \overset{+2}{2\text{NO}}$ |
| | нітроген (III) флуорид | $\overset{0}{\text{N}_2} + 3\overset{0}{\text{F}_2} = 2\overset{+3}{\text{NF}_3}$ |

Застосування. Азот широко застосовується:

- для виробництва амоніаку, нітратної кислоти, добрива ціанаміду CaCN₂ та інших нітрогеновмісних продуктів;
- як інертне середовище проведення хімічних і металургійних процесів;
- для зберігання та перевезення чутливих до повітря та вологи вогнебезпечних продуктів.

6.3 Амоніак NH₃

Будова молекули. Має тетраедричну форму, зумовлену sp^3 -гібридизацією орбіталей атома Нітрогену.



Таблиця 33

| Способи добування | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| в промисловості | в лабораторії |
| Синтез із азоту та водню: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t^\circ, \text{p}; \text{кат.}]{\quad} 2\text{NH}_3$ | Взаємодія солей амонію з лугами при нагріванні: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |

Фізичні властивості амоніаку. За звичайних умов є безбарвним газом з характерним різким запахом, легшим за повітря, дуже добре розчинний у воді: в одному об'ємі води за 20°C розчиняється 700 об'ємів амоніаку. Розбавлений розчин амоніаку ($w = 3 - 10\%$) називають *нашати́рним спиртом*; концентрований розчин ($w = 18 - 25\%$) – *амоніа́чною водою*.

Хімічні властивості амоніаку

Таблиця 34

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Основні властивості | | |
| Водний розчин амоніаку має лужне середовище завдяки утворенню йонів OH ⁻ та змінює забарвлення індикатора | | $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ гідрат амоніаку |
| Взаємодіє з кислотами | кислі та середні солі амонію, наприклад: амоній хлорид | $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ амоній хлорид |
| | амоній гідрогенсульфат | $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$ амоній гідрогенсульфат |
| | амоній сульфат | $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ амоній сульфат |

| Відновні властивості | | |
|------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Сильний відновник, оскільки атом Нітрогену перебуває у найнижчому ступені окиснення (-3) | | |
| Взаємодія з киснем при нагріванні: | азот і вода нітроген (II) оксид і вода | $\begin{array}{ccc} -3 & t^\circ & 0 \\ 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 & \longrightarrow & 2\text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O} \\ -3 & t^\circ & +2 \\ 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 & \longrightarrow & 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O} \end{array}$ |
| Взаємодія з оксидами металів | Метал і продукт відновлення амоніаку | $\begin{array}{ccc} -3 & & 0 \\ 3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 & = & 3\text{Cu} + \text{N}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O} \end{array}$ |

Застосування. Амоніак широко застосовують:

- для виробництва нітратної кислоти та її похідних, у тому числі добрив, вибухових речовин, барвників, солей амонію;
- як хладагент у холодильних машинах;
- рідкий амоніак – промисловий неводний розчин;
- нашатирний спирт застосовують у медицині.

6.4 Солі амонію

Складні речовини, утворені катіоном амонію та аніонами кислотних залишків. Йон амонію, як і амоніак, має тетраедричну форму.

Добувають солі амонію взаємодією амоніаку з кислотами.

Фізичні властивості солей амонію. Тверді кристалічні речовини, добре розчинні у воді.

Хімічні властивості солей амонію

Таблиця 35

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|------------------------------------------------------------------------|------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Розкладаються при нагріванні | Різноманітні | $\begin{array}{ccc} & t^\circ & \\ \text{NH}_4\text{Cl} & \longrightarrow & \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}\uparrow \\ & t^\circ & \\ \text{NH}_4\text{NO}_2 & \longrightarrow & \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \\ & t^\circ & \\ \text{NH}_4\text{NO}_3 & \longrightarrow & \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} \\ & t^\circ & \\ (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 & \longrightarrow & \text{N}_2\uparrow + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O} \end{array}$ |
| Вступають в реакції йонного обміну, якщо виконуються умови їх перебігу | | |
| Взаємодія із кислотами | Нова сіль амонію і летка кислота | $\begin{array}{l} (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \\ = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} \end{array}$ |
| Взаємодія із солями | Нова сіль амонію і нерозчинна сіль | $\begin{array}{l} (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \\ = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{BaSO}_4\downarrow \end{array}$ |

| Якісна реакція на солі амонію (амоній-іон) | | |
|----------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Взаємодіють із лугами при нагріванні | Амоніак і сіль лужного металічного елемента | $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{NaNO}_3 + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ |
| Амоніак визначають за запахом або за посинінням вологого червоного лакмусового папірця | | |

Застосування

- Майже усі неорганчні солі амонію використовують як азотні добрива, наприклад цінним азотним добривом є амоній нітрат;
- амоній хлорид (нашатир) – для виготовлення сухих гальванічних елементів;
- амоній гідрогенкарбонат – як хімічний розпушувач тіста.

6.5 Характеристика оксидів Нітрогену

Таблиця 36

| Оксид Нітрогену | Способи добування | Фізичні властивості | Хімічні властивості |
|----------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| N_2O нітроген(I) оксид | $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ | Безбарвний газ зі слабким специфічним запахом, має наркотичну дію («веселящий газ») | Є несолетворним оксидом; з водою не взаємодіє; при нагріванні часто розпадається на азот і кисень: $2\text{N}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{N}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow;$ є окисником металів і неметалів: $\overset{+1}{\text{N}_2\text{O}} + \overset{0}{\text{Cu}} = \overset{0}{\text{N}_2}\uparrow + \overset{+2}{\text{CuO}};$ $\overset{+1}{2\text{N}_2\text{O}} + \overset{0}{\text{S}} = \overset{+4}{\text{SO}_2} + \overset{0}{2\text{N}_2}\uparrow$ |
| NO нітроген(II) оксид | В промисловості: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O};$ в лабораторії: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{розб.}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ | Безбарвний, малорозчинний у воді газ | Є несолетворним оксидом; з водою не взаємодіє; проявляє відновні властивості в реакції безпосереднього окиснення киснем повітря: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2\uparrow;$ |

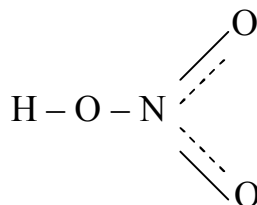
| | | | |
|-----------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| | | | <p>більш характерні окисні властивості:</p> $\begin{matrix} +2 & & 0 \\ 2\text{NO} + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{N}_2\uparrow \end{matrix}$ |
| <p>N_2O_3 нітроген (III) оксид</p> | <p>За низьких температур у реакціях: $4\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O}_3$ $\text{NO} + \text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_3$</p> | <p>Темно-синя рідина</p> | <p>Легко розкладається: $\text{N}_2\text{O}_3 \rightleftharpoons \text{NO} + \text{NO}_2$; є типовим кислотним оксидом: при розчиненні у воді утворює <i>нітритну кислоту</i>: $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HNO}_2$; це кислота середньої сили, яка відома лише у водному розчині. Реагує з лугами з утворенням нітритів: $\text{N}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> |
| <p>NO_2 нітроген (IV) оксид</p> | <p>В промисловості: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; в лабораторії: $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$</p> | <p>Бурий газ із специфічним запахом; отруйний</p> | <p>Є складним кислотним оксидом, який утворює дві кислоти: $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$. Якщо розчинення NO_2 проводити в присутності кисню та при нагріванні – утворюється одна кислота:</p> $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 4\text{HNO}_3$ <p>Реагує з лугами: $4\text{NO}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Є більш сильним окисником, ніж попередньо розглянуті оксиди Нітрогену; багато речовин згоряють в ньому:</p> $\begin{matrix} +4 & & 0 \\ 2\text{S} + 2\text{NO}_2 = \text{N}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow \\ +4 & & 0 \end{matrix}$ $8\text{P} + 10\text{NO}_2 = 5\text{N}_2\uparrow + 4\text{P}_2\text{O}_5$ |

| | | | |
|-----------------------------------|-------------------------------------------------------------|------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| N_2O_5 нітроген (V) оксид | $2NO + O_3 = N_2O_5$ $P_2O_5 + 2HNO_3 = N_2O_5 + 2HPO_3$ | Безбарвна кристаліч на речовина | За температури $33,3^\circ C$ розкладається: $2N_2O_5 \xrightarrow{t^\circ} 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ є типовим кислотним оксидом, якому відповідає <i>нітратна</i> (азотна) кислота: $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$. Реагує з лугами, основними та амфотерними оксидами, виявляє сильні окисні властивості: $S + 2N_2O_5 = SO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow$ |
|-----------------------------------|-------------------------------------------------------------|------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

6.6 Нітратна кислота HNO_3

Будова молекули. Нітратна кислота є молекулярною речовиною; всі зв'язки в молекулі HNO_3 ковалентні полярні.

Графічна формула:



У нітратній кислоті ступінь окиснення Нітрогену дорівнює +5, а його валентність IV.

Таблиця 37

| Способи добування | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| в промисловості | в лабораторії |
| Складається з трьох стадій: 1. Кристалічне окиснення амоніаку: $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO\uparrow + 6H_2O$; 2. Окиснення нітроген (II) оксиду в нітроген (IV) оксид киснем повітря: $2NO + O_2 = 2NO_2$; 3. Поглинання нітроген (IV) оксиду водою в присутності надлишку кисню: $4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$ | Дія концентрованої сульфатної кислоти на нітрати при слабкому нагріванні: $NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$ |

Фізичні властивості нітратної кислоти. Безводна нітратна кислота є безбарвною рідиною, що жовтіє при зберіганні; температура кипіння 82,6°C; температура замерзання (плавлення) – -41,6°C; змішується з водою у будь-яких співвідношеннях.

Хімічні властивості нітратної кислоти

Таблиця 38

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Окисні властивості | | |
| <p>Дуже сильний окисник, оскільки атом Нітрогену перебуває у найвищому ступені окиснення (+5). Реагує з багатьма простими та складними речовинами, відновлюючись при цьому до ступенів окиснення від +4 до -3 залежно від умов реакції, концентрації кислоти та відновних властивостей реагентів.</p> | | |
| <p>Метали відновлюють HNO₃ тим повніше, чим менше концентрація кислоти та чим сильніше виражені відновні властивості металу</p> | <p>Сіль, продукт відновлення HNO₃ та вода. Продукти відновлення HNO₃:</p>  | $ \begin{array}{l} \begin{array}{ccc} 0 & & +5 \\ 4\text{Fe} + 10\text{HNO}_3 & (\text{дуже} & \\ & +2 & \\ \text{розб.}) = & 4\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + & \\ -3 & & \\ \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}; & & \\ 0 & & +5 \\ \text{Cu} + 4\text{HNO}_3 & (\text{конц.}) = & \\ +2 & & +4 \\ \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + & & \\ + 2\text{H}_2\text{O} & & \end{array} \end{array} $ |
| <p>Неметали, які здатні виявляти відновні властивості, реагують з концентрованою HNO₃</p> | <p>Продукт відновлення HNO₃ та продукт окиснення неметалу</p> | $ \begin{array}{l} 0 \qquad \qquad +5 \\ 3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \\ \qquad \qquad +5 \qquad \qquad +4 \\ = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}\uparrow \end{array} $ |

| | | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Суміш одного HNO_3 та трьох об'ємів HCl («царська водка») розчиняє «царя металів» - золото | Розчин аурум (III) хлориду та продукт HNO_3 | $\begin{array}{c} 0 \qquad \qquad \qquad +5 \\ \text{Au} + 3\text{HCl} + \text{HNO}_3 = \\ +3 \qquad \qquad +2 \\ \text{AuCl}_2 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$ |
| Кислотні властивості | | |
| Сильний електроліт, у водних розчинах практично повністю дисоціює на йони | | $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ |
| Виявляє всі характерні властивості кислот, а саме: взаємодіє з основними та амфотерними оксидами; основними та амфотерними гідроксидами; солями у разі утворення осаду, газу чи слабого електроліту | | |

Взаємодія нітратної кислоти (HNO_3) з металами

Таблиця 39

| Концентрація кислоти | Метали (в електрохімічному ряді напруг) | Продукти взаємодії |
|----------------------|------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------|
| Розведена | від Li до Zn з дуже розбавленою HNO_3 | $\text{Me}(\text{NO}_3)_x + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | від Fe до H з дуже розбавленою HNO_3 | |
| | справа від Гідрогену | $\text{Me}(\text{NO}_3)_x + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ |
| Концентрована | Fe, Cr, Al, Pt, Au, Os, Ir, Ta, W | не взаємодіє |
| | від Li до Zn | $\text{Me}(\text{NO}_3)_x + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ |
| | від Fe до H | $\text{Me}(\text{NO}_3)_x + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ |
| | справа від Гідрогену | $\text{Me}(\text{NO}_3)_x + \text{NO}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ |

Застосування. Нітратна кислота широко застосовується:

- для виробництва азотних добрив, сульфатної та ортофосфатної кислот;
- для виробництва вибухових речовин, барвників, ліків;
- для виробництва штучних волокон і пластмас;
- як компонент нітрувальної суміші в реакціях нітрування органічних сполук.

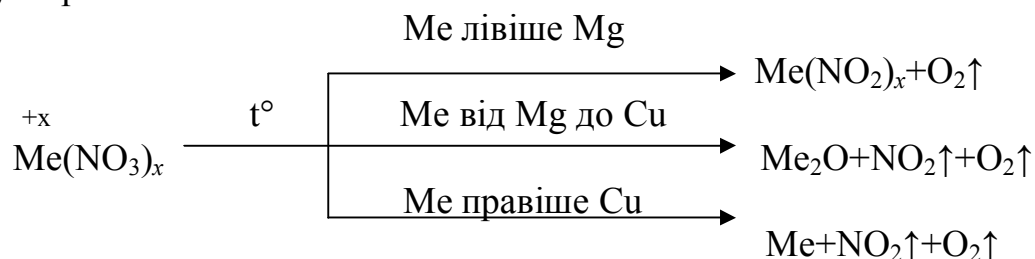
6.7 Солі нітратної кислоти

Нітратна кислота є одноосновною кислотою та утворює один ряд солей – нітрати.

Добувають нітрати при взаємодії нітратної кислоти з металами, основними та амфотерними оксидами, основами та амфотерними гідроксидами.

Фізичні властивості. Всі нітрати добре розчинні у воді.

Хімічні властивості. Нітрати при нагріванні розкладаються тим повніше, чим правіше в електрохімічному ряді напруг розташований метал, що утворює сіль:



Застосування

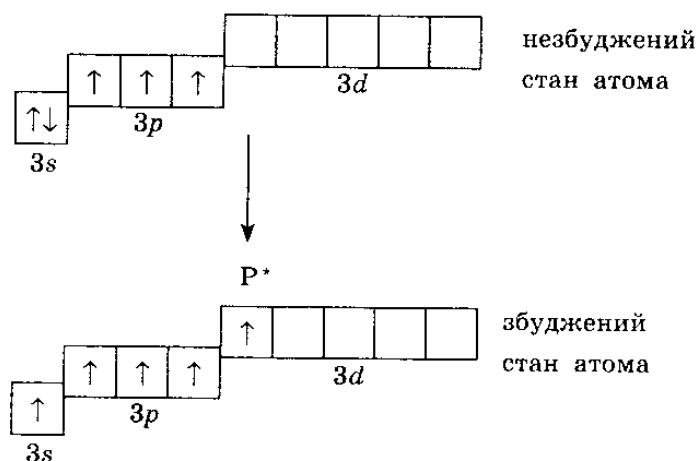
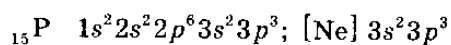
- Нітрати Натрію, Калію, Кальцію, та амонію (селітри) застосовують як азотні добрива;
- аргентум нітрат – для припікання ран, виразок у медицині.

7. ФОСФОР

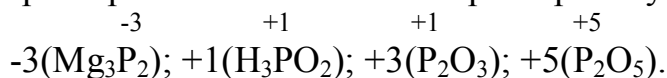
7.1 Характеристика хімічного елемента Фосфор

Фосфор належить до елементів головної підгрупи V групи періодичної системи елементів.

Електронна будова атома Фосфору:



На відміну від Нітрогену, на валентному рівні атома Фосфору є вакантні 3d-орбіталі, тому Фосфор може бути п'ятивалентним. Для фосфору також характерна валентність III. Характерні ступені окиснення:

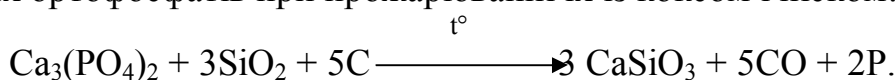


Поширення в природі. Фосфор, на відміну від багатьох інших хімічних елементів, трапляється у вигляді єдиного нукліду $^{31}_{15}\text{P}$ і лише у вигляді сполук. Масова частка в земній корі становить 0,04%. Фосфор утворює майже 190 мінералів.



7.2 Проста речовина Фосфор Р

Способи добування. В промисловості Фосфор добувають із природних ортофосфатів при прожарюванні їх із коксом і піском:



Фізичні властивості Фосфору. Існує кілька алотропних модифікацій Фосфору, з яких найбільш відомі білий, червоний та чорний фосфор.

Фізичні властивості алотропних видозмін Фосфору

Таблиця 40

| Властивості | Білий фосфор | Червоний фосфор | Чорний фосфор |
|-------------------------------|-------------------------------|----------------------------------------------------------|---------------------------------|
| Кристалічна гратка; структура | Молекулярна (P ₄) | Атомна; шарувата полімерна | Атомна; шарувата графітоподібна |
| Колір | Білий або світло-жовтий | Від яскраво-червоного до темно-коричневого і фіолетового | Чорно-сірий |
| Запах | Часнику | Немає | Немає |
| Твердість | Воскоподібний | Твердий | Відносно м'який |

Продовження таблиці 40

| | | | |
|---------------------------|-------------------------------------|------------------------|--------------------|
| Температура плавлення, °С | 44 | 585 – 510 (під тиском) | -1000 (під тиском) |
| Температура займання, °С | 34 – 50 | 240 | -500 |
| Розчинність | Мала у воді, добра у сірководуглеці | Нерозчинні | |
| Реакційна здатність | Висока | Низька | Середня |

Особливості білого фосфору: світиться у темряві (зеленувате світіння внаслідок повільного окиснення до P_2O_3); отруйний. Зберігають у темряві під шаром води.

Умови перетворення видозмін

$P(\text{біл.}) \rightarrow P(\text{чорн.})$ 200°C, 1,2 Гпа;

$P(\text{біл.}) \rightarrow P(\text{червон.})$ тривале нагрівання при 330°C без доступу повітря.

Хімічні властивості фосфору однакові у всіх модифікацій. Виявляє окисно-відновну двоїстість, оскільки містить атом Фосфору у проміжному ступені окиснення (0)

Таблиця 41

| Умови перебігу реакції | Продукти реакції | Приклади рівнянь реакцій |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------|
| Взаємодія з простими речовинами | | |
| Виявляє окисні властивості у реакціях із металами | Фосфіди металічних елементів, наприклад: натрій фосфід; магній фосфід та ін. | $3Na + P = Na_3P$ $3Mg + 2P = Mg_3P_2$ |
| Виявляє відновні властивості у реакціях із неметалами, що утворені більш електронегативними, ніж Фосфор, елементами: галогенами, Оксигеном, Сульфуром | Галогеніди, наприклад: фосфор (III) хлорид; фосфор (V) оксид; фосфор (III) сульфід | $2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$ $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$ $2P + 3S = 2P_2S_3$ |
| Взаємодія зі складними речовинами | | |
| Виявляє відновні властивості у реакціях із окисниками | Продукти окиснення фосфору | $P + 5HNO_3 (\text{конц.}) = H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O$ |

| | | |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Вступає в реакції диспропорціонування | <i>Фосфін</i> PH_3 та продукт окиснення Фосфору, наприклад, натрій гіпофосфіт | $4\overset{0}{\text{P}} + 3\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = \overset{-3}{\text{P}}\text{H}_2 + \overset{+1}{\text{NaH}_2\text{PO}_2}$ |
| Фосфін – газ із неприємним запахом тухлої риби; на відміну від амоніаку малорозчинний у воді і не взаємодіє з нею; отруйний | | |

Застосування

- білий фосфор – для одержання інших алотропних модифікацій, фосфатних кислот і фосфатів; як бойова запальна речовина;
- червоний фосфор – для виробництва сірників та як наповнювач (пара) в лампах розжарювання.

7.3 Оксиди Фосфору

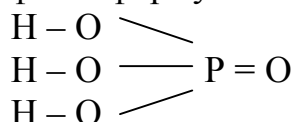
Таблиця 42

| Фосфор (III) оксид $\text{P}_2\text{O}_3(\text{P}_4\text{O}_6)$ | Фосфор (V) оксид $\text{P}_2\text{O}_5(\text{P}_4\text{O}_{10})$ |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Способи добування в промисловості – спалювання фосфору | |
| при недостатчі кисню: $4\text{P} + 3\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_3$ | у надлишку кисню: $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ |
| Фізичні властивості | |
| Воскоподібна кристалічна маса; отруйний | Біла кристалічна речовина. Гігроскопічний. Дуже ефективний дегідратуючий агент, що застосовується для осушення твердих речовин, рідин і газових сумішей |
| Хімічні властивості | |
| Виявляють властивості кислотних оксидів | |
| Взаємодія з водою | |
| $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$ – <i>фосфітна (фосфориста) кислота</i> . Безбарвна, добре розчинна у воді кристалічна речовина. | $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{на холоді}} 2\text{HPO}_3$ – <i>метафосфатна (метафосфорна) кислота</i> ; $2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – <i>дифосфатна (пірофосфорна) кислота</i> ; $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{H}_3\text{PO}_4$ – <i>ортофосфатна (ортофосфорна) кислота</i> |
| Взаємодія з основними оксидами | |
| $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{Na}_2\text{O} = 2\text{Na}_3\text{PO}_3$ | $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{K}_2\text{O} = 2\text{K}_3\text{PO}_4$ |
| Взаємодія з лугами | |
| $\text{P}_2\text{O}_3 + 6\text{KOH} = 2\text{K}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ | $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ |

| Відновні властивості | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---|
| На відміну від P_2O_5 виявляє сильні відновні властивості: $\begin{matrix} +3 & & +5 \\ P_2O_3 + O_2 & \xrightarrow{t^\circ} & P_2O_5 \end{matrix}$ | - |

7.4 Ортофосфатна кислота H_3PO_4

Будова молекули. Графічна формула:



Способи добування в промисловості

Таблиця 43

| Спосіб | Рівняння реакцій |
|---------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------|
| Взаємодія кальцій ортофосфату з сульфатною кислотою при кип'ятінні | $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 \downarrow + 2H_3PO_4$ |
| Спалювання фосфору в кисні з подальшим розчиненням продуктів у воді | $4P + 5O_2 = 2P_2O_5; P_2O_5 + 3H_2O \xrightarrow{t^\circ} 2H_3PO_4$ |

Фізичні властивості. Біла тверда речовина з температурою плавлення $42,4^\circ C$; гігроскопічна; добре розчинна у воді.

Хімічні властивості

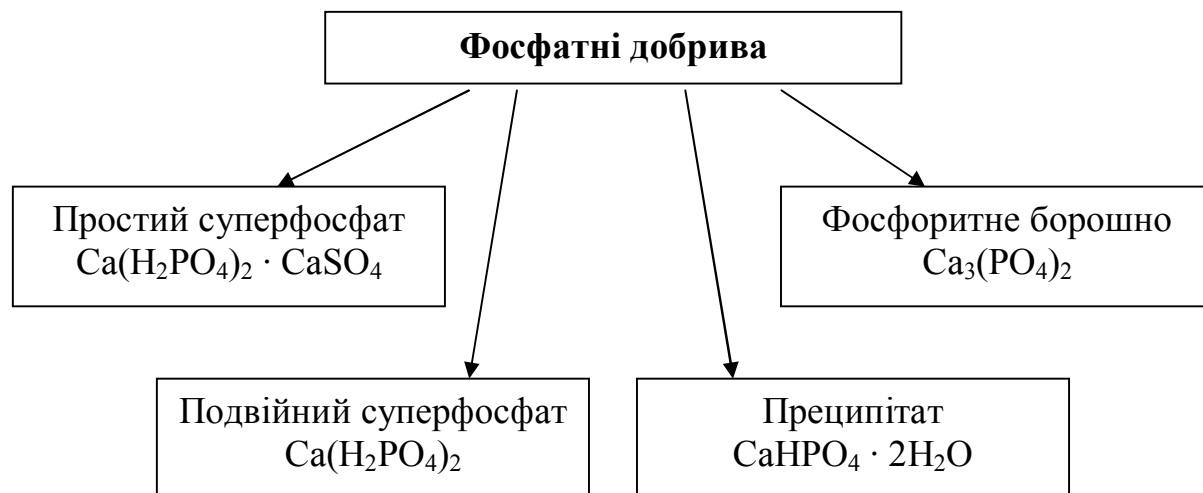
Таблиця 44

| Умови перебігу реакції | Продукт реакцій | Приклади рівнянь реакцій |
|-----------------------------------------------------------|-----------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Кислотні властивості | | |
| Трьохосновна кислота середньої сили, дисоціює ступінчасто | | I ступінь: $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$ II ступінь: $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$ III ступінь: $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$ $H_3PO_4 \rightleftharpoons 3H^+ + PO_4^{3-}$ |
| Взаємодіє з основними оксидами та лугами | Середні та кислі солі | $K_2O + 2H_3PO_4 = 2KH_2PO_4 + H_2O$ $K_2O + H_3PO_4 = K_2HPO_4 + H_2O$ $3K_2O + 2H_3PO_4 = 2K_3PO_4 + 3H_2O$ $NaOH + H_3PO_4 = NaH_2PO_4 + H_2O$ $2NaOH + H_3PO_4 = Na_2HPO_4 + 2H_2O$ $3NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3H_2O$ |

| | | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Виявляє всі характерні властивості кислот, а саме: взаємодіє з основними та амфотерними оксидами; основами та амфотерними гідроксидами; солями у разі утворення осаду, газу чи слабого електроліту | | |
| Якісна реакція на ортофосфатну кислоту та ортофосфат-йон | | |
| Взаємодія з аргентум (I) нітратом у розчині | Жовтий осад аргентум (I) ортофосфату | $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{NaNO}_3$ |
| Окисні властивості | | |
| Взаємодія з металами. Реакцію уповільнює утворення нерозчинних фосфатів деяких металів | Водень та ортофосфат металу | $\text{Mg} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{MgHPO}_4\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ |
| Специфічна хімічна властивість | | |
| При нагріванні втрачає воду | Дифосфатна кислота, потім поліфосфатні кислоти | $2\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ |

Застосування. Ортофосфорну кислоту широко застосовують:

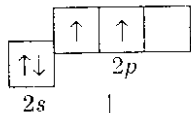
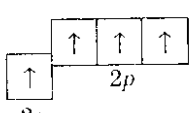
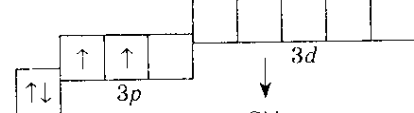
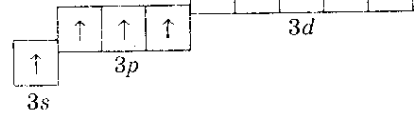
- у виробництві мінеральних добрив;
- як каталізатор в органічному синтезі;
- як компонент антикорозійних покриттів на металах;
- очищену (харчову) H_3PO_4 – для освітлення цукру та надання безалкогольним напоям кислого смаку.

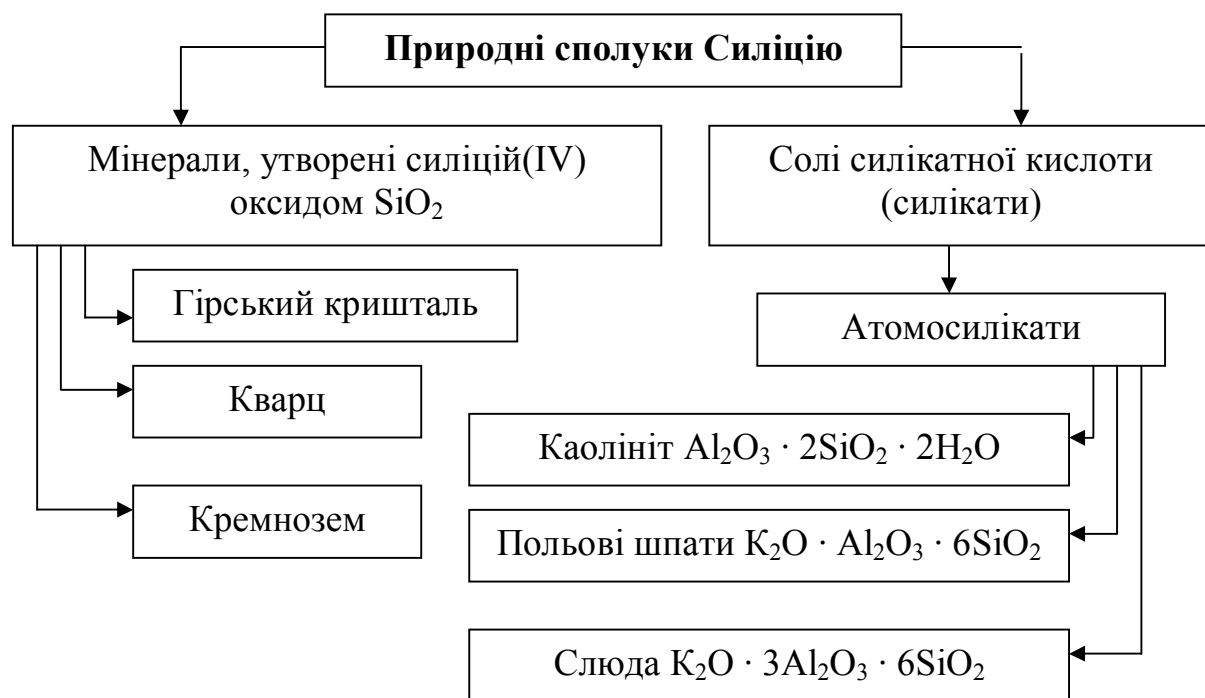
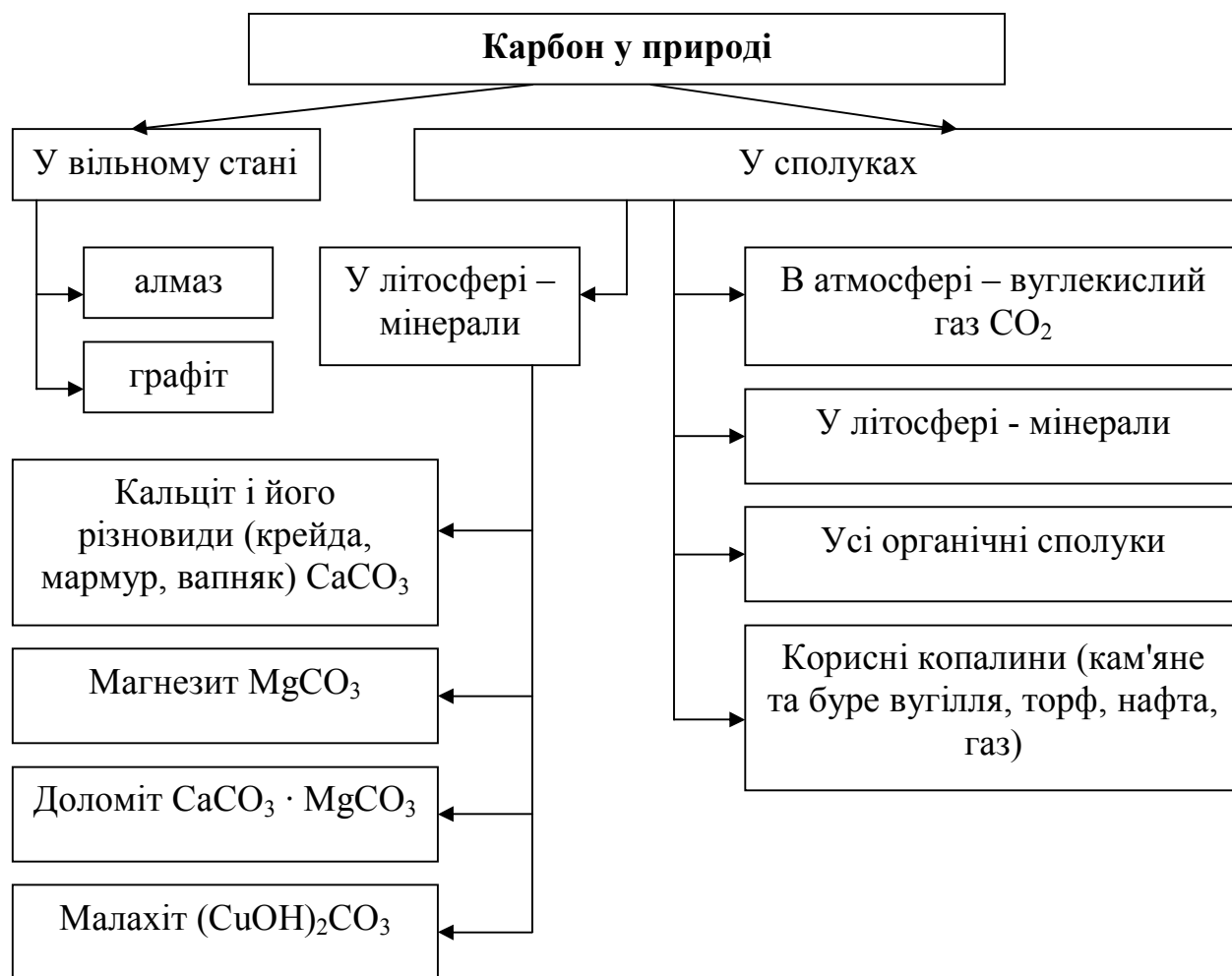


8. КАРБОН І СИЛІЦІЙ

8.1 Характеристика хімічних елементів Карбон С і Силіцій Si

Таблиця 45

| Карбон С | Силіцій Si |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Належать до елементів головної підгрупи IV групи періодичної системи елементів | |
| Електронна будова атомів | |
| <p>${}^6_6\text{C} \quad 1s^2 2s^2 2p^2; [\text{He}] 2s^2 2p^2$</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>незбуджений стан атома</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↓</p> <p>C*</p>  <p>збуджений стан атома</p> </div> </div> | <p>${}^{14}_{14}\text{Si} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2; [\text{Ne}] 3s^2 3p^2$</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>незбуджений стан атома</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↓</p> <p>Si*</p>  <p>збуджений стан атома</p> </div> </div> |
| Можливі валентності | |
| II в незбудженому стані, IV в збудженому стані | |
| Можливі ступені окиснення та приклади сполук | |
| <p style="text-align: center;">-4 -3</p> <p>-4(CH₄); -3(C₂H₆); -2(C₂H₄);</p> <p style="text-align: center;">-1 0 +1</p> <p>-1(Ca C₂); 0(C); +1(C₂F₂);</p> <p style="text-align: center;">+2 +3 +4</p> <p>+2(CO); +3(C₂F₆); +4(CO₂)</p> | <p style="text-align: center;">-4 0 +2 +4</p> <p>-4(Mg₂Si); 0(Si); +2(SiO); +4(SiO₂).</p> |
| Поширення в природі | |
| <p>Посідає 13 місце серед усіх елементів: масова частка в літосфері становить 0,087%</p> | <p>Другий після Оксигену елемент за вмістом у літосфері: його масова частка складає 27,6%. На відміну від Карбону трапляється в природі у вигляді сполук.</p> |



8.2 Прості речовини вуглець і силіцій

Таблиця 46

| Вуглець | Силіцій |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Способи добування | |
| Штучні форми графіту (кокс і сажу) добувають піролізом (термічним розкладанням) кам'яного вугілля та вуглеводнів. | Відновлення силіцій (IV) оксиду вуглецем або магнієм: $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{Si} + 2\text{CO}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{Si} + 2\text{MgO}$ |
| Фізичні властивості | |
| <p>Карбон утворює кілька алотропних модифікацій:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <i>Алмаз</i> <p>Найтвердіша речовина з усіх відомих у природі; прозора; досить крихка; оптично активна; дуже тугоплавка ($t_{\text{пл}} = 3500^\circ\text{C}$), теплопровідна, але не електропровідна речовина. Має атомну кристалічну ґратку. Хімічно малоактивний;</p> <ul style="list-style-type: none"> • <i>графіт</i> <p>Темно-сіра, м'яка речовина з металічним блиском; дуже тугоплавка ($t_{\text{пл}} = 4000^\circ\text{C}$). Кристалічна ґратка є перехідною між молекулярною та металічною; має шарувату структуру;</p> <ul style="list-style-type: none"> • <i>карбін</i> <p>Чорний порошок; існує у вигляді двох різновидів: поліїнового ланцюга типу ... - C ≡ C - C ≡ C - ... та полієнового ... = C = C = C = C = ...;</p> <ul style="list-style-type: none"> • <i>фулерен</i> <p>Кристалічна речовина чорного кольору з металічним блиском; кулеподібні порожнисті молекули складу C₆₀; C₇₀; C₈₀ і т.д.</p> | <p>Силіцій утворює дві алотропні модифікації:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <i>алмазоподібні</i> (кристалічний силіцій); • <i>графітоподібна</i> (нестійка за звичайних умов). <p>Кристалічний силіцій – тверда, але досить крихка речовина синього кольору.</p> |
| <p><i>Аморфне вугілля</i> і аморфний силіцій не належать до алотропних модифікацій Карбону та Силіцію. Вони являють собою відповідно графіт і алмазоподібний силіцій, що складається з дрібних неупорядковано розташованих кристалів.</p> | |

| | |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Різновиди аморфного вугілля: <i>Кокс</i> – продукт сухої перегонки кам'яного вугілля. <i>Сажа</i> – продукт термічного розкладу вуглеводнів. <i>Деревне вугілля</i> – простий продукт тривалого нагрівання деревини без доступу повітря.</p> | <p><i>Аморфний силіцій</i> – бурий реакційноздатний порошок.</p> |
| <p>Хімічні властивості</p> | |
| <p>Оскільки атоми Карбону та Силіцію у простих речовинах перебувають у проміжному ступені окиснення (0), для них характерна окисно-відновна двоїстість. Силіцій є менш активним неметалом, ніж вуглець.</p> | |
| <p>Окисні властивості</p> | |
| <p>Виявляє у реакціях із металами, а також із неметалами, що утворені менш електронегативними, ніж Карбон, елементами:</p> $4\overset{0}{\text{Al}} + 3\overset{0}{\text{C}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{-4}{\text{Al}_4\text{C}_3};$ <p style="text-align: center;">алюміній карбід</p> $\overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{\text{Si}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{-4}{\text{SiC}};$ $\overset{0}{\text{C}} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \overset{-4}{\text{CH}_4}$ <p style="text-align: center;">метан</p> | <p>Виявляє у реакціях із металами; з воднем не взаємодіє:</p> $2\overset{0}{\text{Mg}} + \overset{0}{\text{Si}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{-4}{\text{Mg}_2\text{Si}}$ <p style="text-align: center;">магній силіцид</p> |
| <p>Відновні властивості</p> | |
| <p>Виявляє у реакціях:</p> <ul style="list-style-type: none"> - із неметалами, що утворені більш електронегативними, ніж Карбон, елементами: $\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{+4}{\text{F}_2} = \overset{+4}{\text{CF}_4}$ $\overset{0}{\text{C}} + \overset{+4}{\text{O}_2} = \overset{+4}{\text{CO}_2}$ $\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{+4}{\text{S}} = \overset{+4}{\text{CS}_2}$ <p style="text-align: center;">сірковуглець</p> <ul style="list-style-type: none"> - з оксидами металів, що використовують у пірометалургії: $\overset{0}{\text{CuO}} + \overset{0}{\text{C}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+2}{\text{Cu}} + \overset{+2}{\text{CO}}$ <p style="text-align: center;">(надл.)</p> <ul style="list-style-type: none"> - з водою: $\overset{0}{\text{C}} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+2}{\text{CO}} + \text{H}_2\uparrow$ | <p>Має найнижчу електронегативність серед неметалічних елементів, тому є відновником у реакціях із більшістю неметалів:</p> $\overset{0}{\text{Si}} + \overset{+4}{\text{O}_2} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+4}{\text{SiO}_2}$ $\overset{0}{\text{Si}} + 2\overset{+4}{\text{F}_2} \rightarrow \overset{+4}{\text{SiF}_4}$ <p style="text-align: center;">тетрафлуорсилан</p> <p>добре розчинний у лугах:</p> $\overset{0}{\text{Si}} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \overset{+4}{\text{Na}_2\text{SiO}_3} + 2\text{H}_2\uparrow$ <p>з водними розчинами кислот не реагує, але амфотерний силіцій розчиняється у плавиковій кислоті:</p> $\overset{0}{\text{Si}} + 6\overset{+4}{\text{HF}} = \overset{+4}{\text{H}_2[\text{SiF}_6]} + 2\text{H}_2$ |

| | |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>- з іншими окисниками: $0 \qquad \qquad \qquad +4$ $C + 2H_2SO_4(\text{конц.}) = CO_2\uparrow + 2SO_2\uparrow + 2H_2O$</p> | |
| Застосування | |
| <p>- алмаз – як матеріал для виготовлення ювелірних виробів (обробкою природних алмазів одержують діаманти): як цінний буровий та різучий інструмент; - графіт – для виготовлення вогнетривких тиглів, електродів і контактів; для одержання грифелів олівців; - кокс – в металургії; - сажа – для виробництва гуми, чорної фарби, косметики; - деревне вугілля завдяки здатності до адсорбції – поглинання поверхнею газоподібних або розчинених речовин – як адсорбент, у медицині – активоване вугілля.</p> | <p>- технічний силіцій – для добування силікатів; - особливо чистий силіцій – як матеріал у напівпровідниковій техніці, мікроелектроніці, у виробництві сонячних батарей; - сплав із залізом (феросиліцій) – як добавка для легування сталей.</p> |

8.3 Оксиди

Таблиця 47

| Вуглець | Силіцій |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>Утворює два оксиди: карбон (II) оксид CO та карбон (IV) оксид CO₂</p> | <p>Утворює два оксиди: силіцій (II) оксид SiO та силіцій (IV) оксид SiO₂</p> |
| <p><i>Карбон(II) оксид CO (чадний газ)</i> Добування в промисловості: $2C + O_2(\text{нестача}) \xrightarrow{t^\circ} 2CO\uparrow$ $CO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} 2CO\uparrow$ Фізичні властивості: газ без кольору, запаху і смаку; погано розчинний у воді; Хімічні властивості: є несолетворним оксидом; виявляє сильні відновні властивості: $2CO + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CO_2\uparrow$ $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t^\circ} 2Fe + 3CO_2\uparrow$</p> | <p><i>Силіцій (II) оксид SiO</i> стійкий лише у газовій фазі в інертному середовищі за високих температур (понад 1000°C)</p> |

| | |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>разом з відновними виявляє і окисні властивості:</p> $\overset{+2}{\text{CO}} + 2\overset{-2}{\text{H}_2} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$ <p>Застосування: як висококалорійне паливо, в органічному синтезі для добування спиртів, альдегідів, карбонових кислот; в пірометалургії для добування металів з їх оксидів</p> | |
| <p align="center">Карбон(IV) оксид CO₂ (вуглекислий газ)</p> | <p align="center">Силіцій (IV) SiO₂</p> |
| <p align="center">Добування</p> | |
| <p>В промисловості: спалюванням вапняку:</p> $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow,$ <p>в лабораторії: дією хлоридної кислоти на мрамур:</p> $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ | <p>Виділенням із природних сполук силіцій (IV) оксиду</p> |
| <p align="center">Фізичні властивості</p> | |
| <p>Газ без кольору, запаху і смаку; значно важчий (у 1,5 раза) за повітря, розчинний у воді</p> | <p>Тверда кристалічна речовина полімерної будови; білий порошок (кварцовий пісок) та прозорі кристали</p> |
| <p align="center">Хімічні властивості</p> | |
| <p>Типовий кислотний оксид, тому реагує з основними оксидами, водою і лугами:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} -$ <p>якісна реакція на вуглекислий газ, супроводжуються помутнінням вапняної води Ca(OH)₂, яке при подальшому пропусканні CO₂ зникає внаслідок нерозчинного CaCO₃ у розчинний Ca(HCO₃)₂:</p> $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(HCO}_3)_2$ <p>виявляє окисні властивості, оскільки Карбон у складі CO₂ перебуває у максимальному ступені окиснення (+4):</p> $\overset{+4}{\text{C}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{+2}{\text{C}}$ | <p>Типовий кислотний оксид, який не розчиняється у воді, реагує з основними оксидами та лугами:</p> $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3$ $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>реагує з плавиковою кислотою:</p> $\text{SiO}_2 + 6\text{HF} = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>окисні властивості виявляє при взаємодії з дуже сильними відновниками:</p> $\overset{+4}{\text{SiO}_2} + 2\overset{0}{\text{C}} \xrightarrow{t^\circ} \overset{0}{\text{Si}} + 2\overset{+2}{\text{CO}}\uparrow$ <p>реагує з карбонатами лужних металічних елементів:</p> $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$ |

| | |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{CO}_2 + \text{C} \longrightarrow 2\text{CO}\uparrow$ проте може бути і відновником: $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$ $4\text{KO}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2\uparrow$ Ці реакції використовують у космічних кораблях і підводних човнах при регенерації повітря | |
| Застосування | |
| У виробництві цукру, соди, сечовини; для виготовлення газованих напоїв; гасіння пожеж; сухий лід (тверда снігоподібна маса, яка утворюється з газоподібного CO_2 при охолодженні під тиском – для охолодження продуктів, зокрема морозива) | Промислова сировина у виробництві Силіцію; скла (склад віконного скла $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$); фарфору; кераміки; адсорбентів; компонент будівельних розчинів; різновиди кварцу – аметист, халцедон, онікс, гірський кришталь та ін. – коштовне, напівкоштовне та виробне каміння |

8.4 Кислоти та їх солі

Таблиця 48

| Карбонатна кислота H_2CO_3 | Силікатна кислота H_2SiO_3 |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Добування | |
| Розчиненням вуглекислого газу у воді: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ | Дією кислот на розчини натрій або калій силікатів: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ |
| Властивості | |
| Слабка двохосновна кислота, яка існує тільки у водному розчині; дисоціює, особливо за другим ступенем, незначною мірою: I ступінь: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ II ступінь: $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ Утворює два ряди солей: середні – карбонати та кислі – гідрогенкарбонати | Силіцій (IV) оксиду відповідає цілий ряд кислот загальної формули $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. <i>Метасилікатна кислота</i> H_2SiO_3 є слабкою (слабкіша за карбонатну) кислотою; у воді розчиняється мало, дисоціює незначною мірою: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$ утворює солі (силікати): $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ при нагріванні розкладається: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| Карбонати $\text{Me}_2(\text{CO}_3)_x$ та гідрогенкарбонати $\text{Me}(\text{HCO}_3)_x$ | Силікати $\text{Me}_2(\text{SiO}_3)_x$ |

| Добування | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>При взаємодії вуглекислого газу з основними оксидами або при пропусканні CO₂ крізь розчини солей або лугів:</p> $\text{CO}_2(\text{надлишок}) + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | <p>При взаємодії силіцій (IV) оксиду чи силікатної кислоти з основними оксидами або з лугами:</p> $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Властивості | |
| <p>Карбонати є білими кристалічними речовинами; більшість з них малорозчинні у воді, за винятком карбонатів Натрію, Калію та амонію. Усі гідрогенкарбонати на відміну від карбонатів добре розчиняються у воді. При дії кислот на карбонати і гідрогенкарбонати виділяється CO₂, що спричиняє спінювання розчину:</p> $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaHCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Здатність карбонатів і гідрогенкарбонатів виділяти CO₂ при дії кислот на кристалічну речовину або її розчин використовується для проведення якісної реакції на карбонат-йон. Карбон (IV) оксид, що виділився, визначають пропусканням через вапняну воду Ca(OH)₂.</p> <p>Реакція «гасіння соди» оцтовою кислотою застосовується у побуті при виготовленні тіста для пирогів: оцтова кислота витискує із солі слабку та летку карбонатну кислоту, яка розкладається на вуглекислий газ і воду, вуглекислий газ «піднімає» тісто.</p> <p>Другою спільною властивістю, характерною як для карбонатів, так і для гідрогенкарбонатів, є їх термічний розклад:</p> | <p>Тверді речовини без кольору; у воді розчинні лише силікати лужних металічних елементів (крім Li). При розчиненні утворюють колоїдні розчини, які називають <i>рідким склом</i>. Взаємодіють з більш сильними кислотами:</p> $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ |

| | |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Карбонати і гідрогенкарбонати пов'язані взаємоперетвореннями:</p> $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons[+ \text{CO}_2, + \text{H}_2\text{O}]{t^\circ} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | |
| Застосування | |
| <p>Кальцій карбонат CaCO_3: вапняк – сировина для виготовлення будівельних матеріалів (цементу, гашеного і негашеного вапна, скла); сам є будівельним матеріалом; крейда – у виробництві паперу, для побілки; мармур – як мінерал – у скульптурі, архітектурі; магній карбонат MgCO_3 – у виробництві скла, цементу, цегли; натрій карбонат Na_2CO_3 (кальцинована технічна, або пральна, сода) та кристалічна сода: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – у виробництві скла і мила; натрій гідрогенкарбонат NaHCO_3 (питна, або харчова, сода) – у харчовій промисловості, побуті)</p> | <p>Натрій силікат Na_2SiO_3 – компонент шихти при виготовленні скла, спеціальних цементів і бетонів; входить до складу силікатних фарб і клею; при виготовленні паперу і картону; разом з кальцій силікатом входить до складу скла; каолін $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – для виготовлення фарфору; силікати та алюмосилікати – у виробництві кераміки, цементу, бетону та інших будівельних матеріалів</p> |

Література

1. Хімія. Комплексний довідник./Укладачі Гога С.Т., Ісаєнко Ю.В. – Харків: ФОП Співак В.Л., 2010. – 512 с.
2. Гордієнко В.І. Експрес-курс. Хімія / В.І. Гордієнко. – К.:Видавництво «Майстер-клас», 2009. – 224 с. – (ГДІ, або Готуйся до іспитів).
3. Шаповалов С.А. Хімія. Самовчитель майбутнього студента. – Харків: ТОРСІНГ ПЛЮС, 2007. – 336 с.
4. Зеленєва О.Г. Хімія. 8 – 11 класи: Довідник школяра і студента. – Донецьк: ТОВ ВКФ «БАО», 2007. – 560 с.

Методичні вказівки

для підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання
слухачів підготовчого відділення
з курсу «Неорганічна хімія»

Укладачі:

ст. викладач кафедри довузівської підготовки Чокан Л.О.

Підп. до друку
Умовн. друк. арк.

Формат 60×84/16
Тираж

Папір офс.
Зам. №

Надруковано з готового оригінал - макета

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