

Міністерство освіти і науки України

Полтавський національний технічний університет
імені Юрія Кондратюка

Кафедра хімії

**КУРС ЛЕКЦІЙ З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ УСІХ СПЕЦІАЛЬНОСТЕЙ
І ФОРМ НАВЧАННЯ**

Частина 3



Полтава 2019

Рецензенти: доцент кафедри прикладної екології та
природокористування, к. т. н. О.Е. Ілляш;
доцент кафедри хімії, к. ф.-мат. н. Н.Б. Сененко

Рекомендовано до друку науково-методичною радою
Полтавського національного технічного університету
імені Юрія Кондратюка

Протокол № 5
від 14.06 .2019 р.

**Д.О. Стороженко, Н.В. Бунякіна, О.А. Об'єдкова,
О.Г. Дрючко**

Курс лекцій з дисципліни «Хімія» для студентів усіх
спеціальностей і форм навчання. Частина 3. – Полтава :
ПолтНТУ, 2019. – 54 с.

Навчально-методичне видання спрямовано на організацію
самостійної роботи студентів у процесі підготовки до
контрольних робіт та тестування.

Висвітлено основні питання розділів хімії: «Вода.
Жорсткість води», «Кальцій, магній та їх сполуки», «Алюміній і
його сполуки», «Хром та його сполуки», «Манган і його
сполуки», «Ферум та його сполуки», «Карбон і його сполуки»,
«Силіцій та його сполуки», «Основи хімії в'язучих речовин».
Звернено увагу на найбільш вагомі питання, а також наведено
приклади розв'язку типових задач.

© Стороженко Д.О.
Бунякіна Н.В.
Об'єдкова О.А.
Дрючко О.Г., 2019

ВОДА. ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ

План

1. Вода у природі, її значення та використання.
2. Вода у вільному стані.
3. Форми зв'язаної води.
4. Жорсткість води та методи її пом'якшення.

1. Вода у природі, її значення та використання

Вода – одна з найрозповсюджених речовин у природі. Вона займає $\frac{3}{4}$ поверхні Землі. Велика кількість води знаходиться у газоподібному стані у вигляді парів у атмосфері; у вигляді великих мас снігу та льоду лежить вона на вершинах високих гір та у полярних краях. У надрах землі також знаходиться вода, що пропитує ґрунти і гірські породи. Але разом з тим слід пам'ятати, що тільки 2 % від загальної кількості складає прісна вода. Природні води – океанські, морські, озерні, річні, болотні – по своїй суті є розчинами, що містять різноманітні солі (**NaCl**, **KCl**, **Na₂SO₄**, **CaSO₄**, **MgSO₄**, **MgCl₂**) та деякі інші речовини. Кількість домішок у прісних водах звичайно лежить у межах від 0,01 до 0,1 масового відсотка. Морська вода містить 3,5 % (мас.) розчинених речовин, головну частину яких становить натрій хлорид.

За своїм значенням для різноманітних природних процесів, для життєдіяльності рослинних та тваринних організмів та для людини вода займає перше місце у порівнянні з іншими хімічними сполуками. Вода становить 50 – 99 % маси будь якого живого організму. Кров людини містить більш $\frac{4}{5}$ води, мускули – 35 % води. При тривалості життя 70 років людина випиває біля 25 т води.

Вода використовується як:

- джерело електроенергії;
- хімічний реагент;
- сировина для одержання **H₂** та **O₂**;
- універсальний розчинник;
- каталізатор;
- теплоносій та охолоджувач та ін.

У зв'язку з ростом населення та розвитком промисловості витрати води збільшуються. Тому першочергове значення набуває питання охорони водних джерел від виснаження, а також забруднення стічними та промисловими водами. Ця проблема вирішується шляхом створення таких технологічних процесів, у яких відпрацьована вода не скидається у водоймище, а після очищення повертається у технологічний процес.

2. Вода у вільному стані

Вода це найпростіша сполука Гідрогену з Оксигеном. Її склад вперше запропонований французький вченим Лавуазьє (1783 р.).

Молекула води має кутову будову. Ядра атомів Гідрогену та Оксигену утворюють рівнобедрений трикутник (рис. 1). Зв'язки **O – H** у молекулі полярні (загальна електронна пара зміщена до атому Оксигену, який має більшу електронегативність), що призводить до асиметрії у розподіленні електричних зарядів і, відповідно, до полярності молекули.

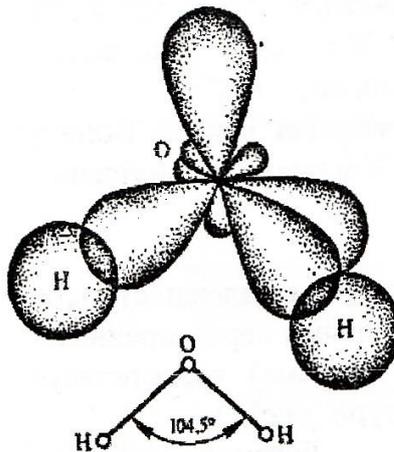
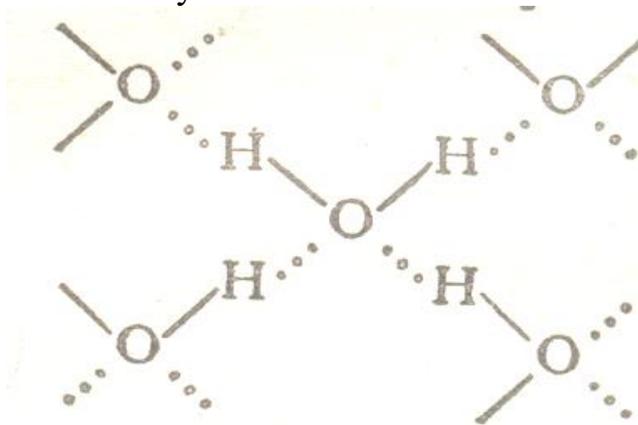


Рис. 1. Схема будови молекули води

При взаємодії протилежно заряджених частин окремих молекул утворюються достатньо міцні водневі зв'язки.

Внаслідок утворення водневих зв'язків молекули води об'єднуються у асоціати $(\text{H}_2\text{O})_n$. Водневі зв'язки руйнуються з підвищенням температури, асоціація молекул при цьому зменшується. У парах води існують окремі молекули H_2O .

Вода у твердому стані представляє собою кристалічну речовину. У кристалі льоду атом кисню кожної молекули води утворює два водневі зв'язки з сусідніми молекулами:



Фізичні властивості води. Чиста вода – безбарвна прозора рідина, без запаху і смаку.

Густина води при переході її від твердого стану в рідкий не зменшується, як майже у всіх інших речовин, а збільшується і досягає максимального значення при температурі 4°C (1 г/см^3). При подальшому нагріванні значення густини починає зменшуватися.

Вода замерзає при температурі 0°C , кипить при 100°C (за нормального тиску). Достатньо високі температури кипіння та плавлення води обумовлені асоціацією молекул.

Вода має аномально високу теплоємність, завдяки чому вона нагрівається та охолоджується досить повільно.

Діаграма стану води – це графічне зображення залежності між величинами, що характеризують стан системи, і фазові перетворення в системі.

Тобто діаграма стану води (фазова діаграма) – характеризує агрегатний стан води залежно від тиску та температури.

Діаграма показує термодинамічно стійкі стани води при певних значеннях температури та тиску.

Крива ОА – крива рівноваги «рідина – пара» або крива кипіння.
Крива ОС – крива рівноваги «твердий стан – рідина» або крива плавлення.
Крива ОВ – крива рівноваги «твердий стан – пара» або крива сублімації.

Усі криві перетинаються у одній точці, яка називається потрійною точкою.

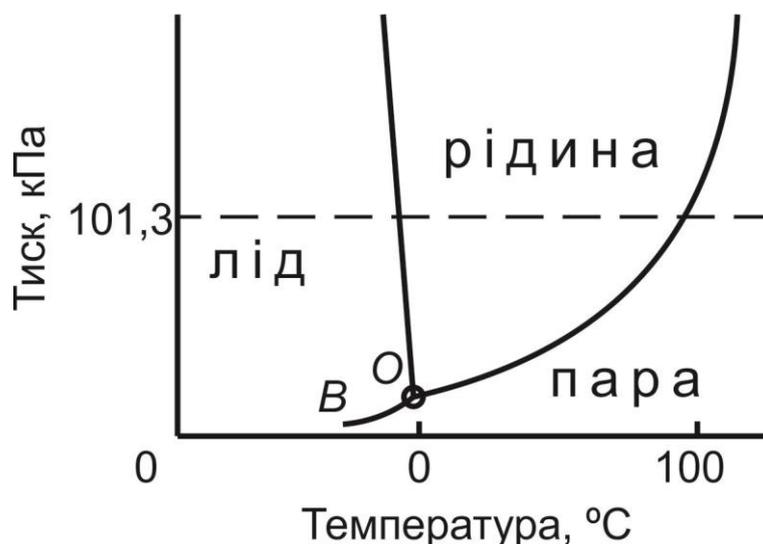


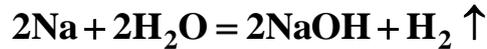
Рис. 2. Діаграма стану води

Хімічні властивості води. Внаслідок полярності молекул вода проявляє високу активність при різних хімічних взаємодіях. Здатність молекул води утворювати водневі зв'язки, а також їх здатність до

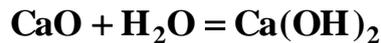
утворення донорно-акцепторних зв'язків, у яких вони є донорами неподілених електронних пар атома Оксигена також обумовлює високу реакційну здатність води.

Вода взаємодіє

1) з металами, що знаходяться у ряду напруг до водню:



2) з оксидами лужних та лужноземельних металів:



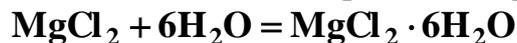
3) з оксидами неметалів:



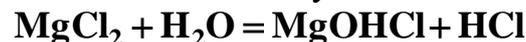
4) з солями.

При взаємодії з солями можливе протікання реакцій гідролізу та гідратації.

а) гідратація – процес приєднання води без розкладання речовини в результаті фізико-хімічної взаємодії. Утворюються кристалогідрати.



б) гідроліз – взаємодія іонів солі з молекулами води



5) Вода є сильним каталізатором.

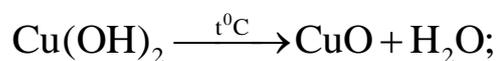
Існує ряд реакцій, які відбуваються тільки за наявності вологи. Наприклад: корозія заліза, взаємодія хлору з металами тощо.

б) За нагрівання вода розкладається $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

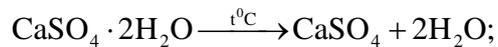
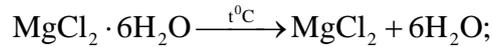
3. Форми зв'язаної води

Виділяють такі форми зв'язаної води:

1) хімічно зв'язана – вода у складі сполук, що втратила свою індивідуальність. Ця вода входить до складу гідроксидів металів, кислот, кислих та основних солей, її можна виділити, наприклад:



2) кристалізаційна – входить до складу кристалогідратів у вигляді молекул, може бути виділена при нагріванні, наприклад:



3) вода у гідрогелях. При певних умовах із гелеподібних систем (клей, кисіль, мармелад, холодець, стадія пластичності у бетонних розчинах) може виділятися рідина. Якщо рідини, що виділяється, – вода, то ми маємо справу з гідрогелями, а воду, котра виділяється, називають водою у гідрогелях;

4) адсорбційна – вода, поглинена із оточуючого середовища поверхнею якоїсь речовини. Наприклад, натрій хлорид добре адсорбує вологу;

5) капілярна – вода що утримується за рахунок здатності поверхні матеріалу змочуватися.

4. Жорсткість води та методи її пом'якшення

Жорсткість – це властивість води, зумовлена наявністю у ній розчинних солей кальцію та магнію.

Види жорсткості:

- 1) тимчасова (карбонатна) – обумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію та магнію.
- 2) постійна (некарбонатна) – обумовлена присутністю у воді хлоридів і сульфатів кальцію та магнію.
- 3) загальна жорсткість сума тимчасової та постійної жорсткості.

Жорсткість визначають за формулою:

$$T = \frac{m_{\text{соли}}(\text{мг})}{m_{\text{е соли}} \cdot V(\text{л})} \quad [\text{мекв/л}].$$

Жорсткість води виражається сумою міліеквівалентів іонів кальцію та магнію у 1 л води. 1 міліеквівалент жорсткості відповідає вмісту 20,04 мг/л Ca^{2+} або 12,16 мг/л Mg^{2+} у 1 л води. Тому жорсткість можна визначити:

$$T = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16}$$

Залежно від жорсткості воду поділяють на:

- дуже м'яка – до 1,5 мекв/л
- м'яка – 1,5 – 3
- середньої жорсткості – 3 – 4,5
- досить тверда – 4,5 - 6
- тверда – 6 – 10
- дуже тверда – більше 10 мекв/л.

Згідно діючим стандартам жорсткість питної води не повинна перевищувати 7 мекв/л.

Шкода від жорсткої води:

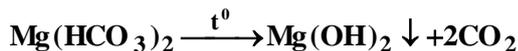
- 1) утворення накипу у парових котлах, теплообмінниках та ін.;
- 2) перевитрати мила та інших миючих засобів;
- 3) передчасний знос тканин при пранні у жорсткій воді – це пояснюється тим, що волокна тканин поглинають іони кальцію та магнію, що робить їх крихкими.

Методи пом'якшення води. Пом'якшення – це процес зниження жорсткості води за рахунок зменшення у ній вмісту солей кальцію та магнію.

Виділяють такі методи пом'якшення:

- 1) термічний (кип'ятіння);
- 2) реагентний (хімічний);
- 3) іонообмінний.

Термічним методом видаляють тимчасову жорсткість:



Реагентний – воду обробляють речовинами, що переводять іони Ca^{2+} та Mg^{2+} у нерозчинні солі.

Реагентні методи у свою чергу діляться на:

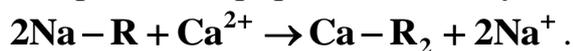
- 1) вапняний: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) вапняно-содовий: $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$
- 3) фосфатний: $3\text{MgSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
- 4) обробка гідроксидом натрію: $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$.

Іонообмінний спосіб полягає у тому, що воду пропускають через іоніти. Це тверді зернисті речовини, не розчинні у воді, і здатні обмінювати свої іони на іони кальцію та магнію.

Іоніти поділяють на;

органічні – продукти хімічної переробки вугілля та високомолекулярних сполук;

мінеральні – природного та штучного походження



За характером дії іонообмінні речовини діляться на катіоніти (речовини, що обмінюються катіонами) та аніоніти (обмінюються аніонами).

Задача: Скільки необхідно взяти соди, щоб зменшити жорсткість рівну 7 мекв/л, у 500 л води?

$$T = \frac{m_{\text{солі}}(\text{мг})}{m_{\text{е солі}} \cdot V(\text{л})}$$

$$m_{\text{солі}} = T \cdot m_{\text{е солі}} \cdot V$$

$$m_{\text{е}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3}{2 \cdot 1} = 53 \text{ г / моль}$$

$$m_{\text{солі}} = 7 \cdot 53 \cdot 500 = 185500 \text{ мг} = 185,5 \text{ г}$$

Контрольні питання та завдання

1. Яке значення має вода?
2. Яку будову має молекула води?
3. Чому молекули води здатні утворювати водневі зв'язки?
4. Якими аномальними фізичними властивостями володіє вода?
5. Що таке діаграма стану води?
6. Які хімічні властивості води Ви знаєте?
7. Назвіть форми зв'язаної води?
8. Що таке жорсткість? Назвіть види жорсткості.
9. Якими способами можна зм'якшити воду?
10. Скільки грамів магній сульфату міститься у 10 л води, жорсткість якої становить 7,6 мекв/л?
11. Визначити жорсткість води, у 3 л якої міститься 80 мг іонів Ca^{2+} та 64 мг іонів Mg^{2+} .
12. Скільки грамів натрій фосфату необхідно для видалення жорсткості 8 мекв/л у 5 л води?
13. У 2 л води міститься 204 мг кальцій сульфату та 187 мг магній хлориду. Скільки грамів соди необхідно для повного видалення жорсткості води?
14. Визначити всі види жорсткості води, у 10 л якої міститься 213 мг натрій хлориду, 418 мг магній хлориду, 347 мг кальцій сульфату, 409 мг магній гідрогенкарбонату, 215 мг магній сульфату, 194 мг кальцій гідрогенкарбонату.

КАЛЬЦІЙ, МАГНІЙ І ЇХ СПОЛУКИ

План

1. Загальна характеристика елементів II групи періодичної системи.
2. Методи одержання.
3. Фізичні властивості.
4. Хімічні властивості.
5. Оксиди та гідроксиди металів II групи.
6. Використання елементів II групи та їх сполук.

1. Загальна характеристика елементів II групи періодичної системи

До II групи періодичної системи відносять хімічні елементи Берилій **Be**, Магній **Mg**, лужноземельні метали (Кальцій **Ca**, Стронцій **Sr**, Барій **Ba**, Радій **Ra**) і елементи побічної підгрупи Цинк **Zn**, Кадмій **Cd**, Гідраргірум **Hg**.

Атоми елементів, що складають другу групу, мають на зовнішньому енергетичному рівні по 2 електрони, які вони здатні віддати, тому проявляють ступінь окислення +2.

Наприклад: $_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $_{20}\text{Ca } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Усі вони належать до металів, причому металічні властивості зростають у групі зверху вниз.

Знаходження у природі. У вільному стані у природі ці метали не трапляються. До найбільш розповсюджених елементів належать кальцій та магній.

Сполуки кальцію та магнію зустрічаються у природі у вигляді різних мінералів.

Карбонати цих металів входять до складу:

доломіту – $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$;

магнезиту – MgCO_3 ,

вапняка (крейди, мармуру) – CaCO_3 .

Сульфати:

природний гіпс – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

каїніт – $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Галогеніди:

бішофіт – $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;

польовий шпат – CaF_2 .

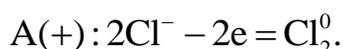
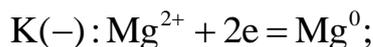
Силікати:

азбест – $3\text{MgO} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{SiO}_2$.

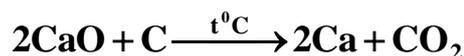
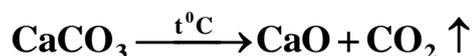
2. Методи одержання

Кальцій та магній одержують наступними методами.

1. Головним чином ці метали одержують електролітичним методом. Частіше для електролізу використовують розплави відповідних хлоридів. Наприклад, розглянемо електроліз розплаву магній хлориду. Магній хлорид дисоціює на іони магнію Mg^{2+} і хлорид-іони Cl^- . Катіони Mg^{2+} рухаються до катода, а хлорид-іони – до анода. На електродах відбуваються наступні процеси:



2. Деяку кількість одержують термічним способом. Природні сполуки кальцію і магнію (вапняк та магнезит) піддають термічній обробці. А потім одержані оксиди відновлюють коксом або алюмінієм, наприклад:



3. Для одержання кальцію розроблений також карбідний метод. Кальцій карбід CaC_2 термічно розкладають так:



3. Фізичні властивості

Для елементів другої групи характерна порівняно низька температура плавлення і висока леткість.

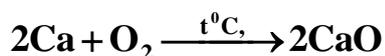
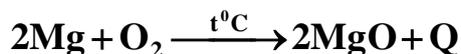
Магній – сріблясто-білий метал, дуже легкий, м'який, пластичний, легкоплавкий.

Кальцій – сріблясто-білий ковкий метал, твердий, легкий, легкоплавкий.

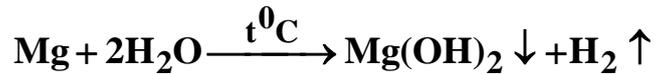
4. Хімічні властивості

Кальцій і магній – активні метали.

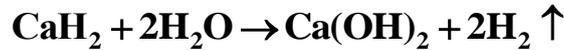
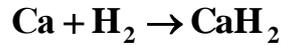
На повітрі легко окиснюються:



Взаємодіють з водою:



Взаємодіють з воднем:

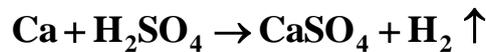
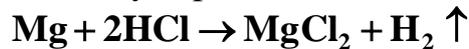


Гідрид кальцію – сировина для одержання водню, також використовується як осушувач.

Магній з воднем не взаємодіє.

Взаємодіють з кислотами:

з розведеними хлоридною та сульфатною кислотами – з виділенням водню



з розведеною нітратною кислотою – залежно від ступеню розведення утворюються продукти від N_2O до NH_4NO_3



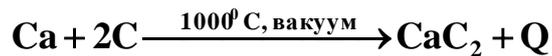
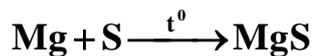
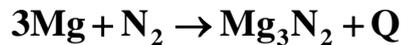
з концентрованою HNO_3 кальцій не взаємодіє



з концентрованою H_2SO_4 кальцій та магній взаємодіють слабо – залежно від концентрації утворюються продукти SO_2 , S , H_2S



Взаємодіють з неметалами:

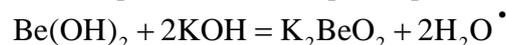
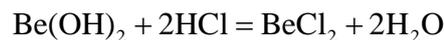


CaC_2 – карбід кальцію – використовується для одержання ацетилену

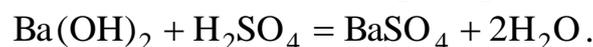
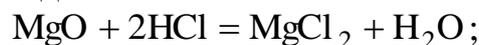


5. Оксиди та гідроксиди металів II групи

Берилій утворює оксид BeO і гідроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$, які мають амфотерний характер:

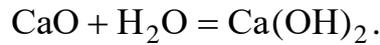


Оксиди та гідроксиди інших металів мають основні властивості



Гідроксиди лужноземельних металів розчинні у воді, тобто є лугами.

Оксид кальцію CaO називають негашеним вапном. Це біла речовина, що плавиться при температурі біля 3000°C . CaO добре взаємодіє з водою з утворенням кальцій гідроксиду Ca(OH)_2 – гашеного вапна



6. Використання елементів II групи та їх сполук

Берилій, магній та лужноземельні метали знайшли широке застосування у промисловості. Вони входять до складу багатьох сплавів, що відрізняються легкістю, підвищеними механічними властивостями та корозійною стійкістю. Кальцій і магній використовуються як відновники для одержання інших металів у металургійних процесах. Сплави магнію з **Al**, **Zn**, **Mn** широко використовують у авіа- і автомобілебудуванні.

Використання сполук кальцію та магнію:

- CaCl_2 використовується для осушування у холодильних установках;
- хлорне вапно CaOCl_2 – для відбілювання тканин, дезінфекції, хлорування води;
- сполуки магнію використовуються як наповнювачі, при одержанні фарб;
- як сировину для виготовлення вогнетривкої цегли;
- у піротехніці;
- у медицині;
- у будівництві сполуки кальцію та магнію використовуються як в'язучі речовини, а також як будівельні матеріали (крейда, мармур).

В'язучі речовини – це речовини, які у подрібненому стані за наявності води чи розчинів солей утворюють пластичну масу, що поступово перетворюється у тверде тіло.

Контрольні питання та завдання

1. Дайте загальну характеристику елементів II групи головної підгрупи.
2. У вигляді яких сполук трапляються кальцій і магній у природі?
3. Якими методами одержують кальцій і магній?
4. Які фізичні властивості проявляють кальцій і магній?
5. У які реакції вступають кальцій і магній?
6. Охарактеризуйте оксиди і гідроксиди елементів II групи головної підгрупи.
7. Де застосовують елементи II групи головної підгрупи та їх сполуки?
8. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:
 - а) магній карбонат → магній оксид → магній → магній оксид;
 - б) кальцій хлорид → кальцій → кальцій гідроксид → кальцій сульфат;
 - в) кальцій → кальцій оксид → кальцій гідроксид → кальцій нітрат.

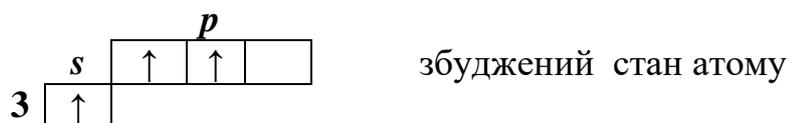
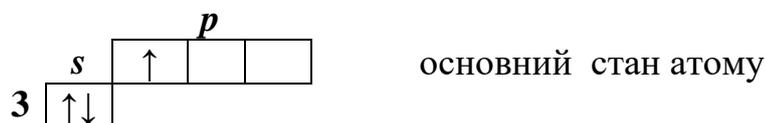
АЛЮМІНІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

План

1. Загальна характеристика.
2. Методи одержання.
3. Властивості алюмінію.
4. Сполуки алюмінію.
5. Використання алюмінію та його сполук.

1. Загальна характеристика

У періодичній системі Д. І. Менделєєва алюміній знаходиться у III групі головної підгрупи. На зовнішньому енергетичному рівні у нього міститься 3 електрони ($3s^2 3p^1$), які алюміній здатен віддавати та проявляти ступінь окислення +3.



Алюміній – активний метал, тому у природі зустрічається лише у вигляді сполук. Це найбільш розповсюджений метал, він входить до складу більш як 250 мінералів. Найбільш розповсюджені з них:

боксит – $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ – основна сировина для одержання алюмінію;

кріоліт – $3NaF \cdot AlF_3$;

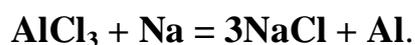
корунд, глинозем – Al_2O_3 ;

каолін – $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – основа білих глин.

У природі зустрічаються прозорі кристали корунду. Корунд, забарвлений сполуками хрому у червоний колір, називають рубіном, а забарвлений сполуками титану та заліза у синій – сапфір).

2. Методи одержання

Уперше алюміній був одержаний відновленням $AlCl_3$ металічним Na:



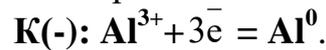
Зараз алюміній одержують електролізом розплавлених солей. Як електроліт використовують розплав, що містить 85 – 90 % кріоліту та 10 – 15 % глинозему. Таку суміш плавлять при температурі близько $1000^{\circ}C$. При цьому відбувається дисоціація глинозему



та криоліту



Електролізер для виплавлення алюмінію являє собою залізний кожух, викладений зсередини вогнетривкою цеглою (рис. 3). Його дно складене із блоків спресованого вугілля, що є катодом. Аноди розташовані зверху – це алюмінієві каркаси, заповнені вугільними брикетами. При електролізі катіони Al^{3+} , Na^+ рухаються до катоду. Оскільки Al менш активний, то він відновлюється першим:



Алюміній збирається на дні електролізера, звідки періодично випускається.

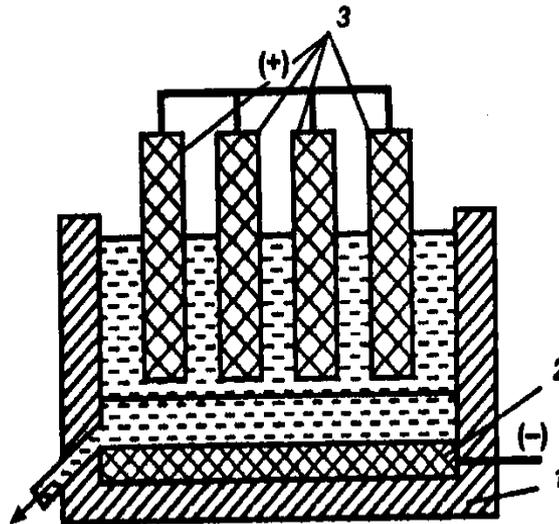
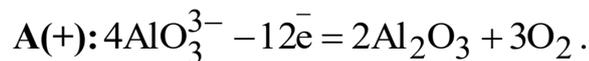


Рис. 3. Схема електролізера для одержання алюмінію: 1 – корпус електролітичної ванни; 2 – графітовий катод; 3 – графітові аноди

Аніони рухаються до аноду. На аноді у першу чергу розряджаються аніони AlO_3^{3-} :



Оксид алюмінію знову дисоціює, і процес повторюється. Витрати глинозему весь час поповнюються. Кількість криоліту практично не змінюється.

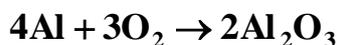
3. Властивості алюмінію

Фізичні властивості. Алюміній – сріблясто-білий, легкий метал; – пластичний, м'який, ковкий, легко піддається прокатці;

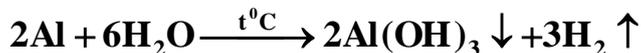
- має високу тепло- та електропровідність;
- на повітрі окиснюється, має високу корозійну стійкість.

Хімічні властивості:

1) взаємодія з киснем (на повітрі вкривається оксидною плівкою):

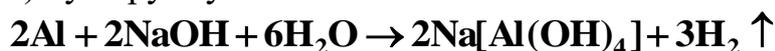


2) алюміній без оксидної плівки, при нагріванні взаємодіє з водою:



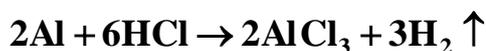
3) з воднем алюміній не взаємодіє.

4) луги руйнують алюміній:



5) взаємодія з кислотами:

з розведеними хлоридною та сульфатною кислотами – з виділенням водню



з розведеною нітратною кислотою – з виділенням NO за нагрівання:

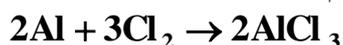


з концентрованими H_2SO_4 та HNO_3 не реагує на холоді, лише при нагріванні:



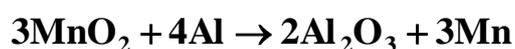
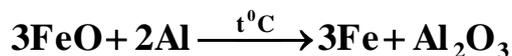
б) взаємодія з неметалами:

- з галогенами взаємодіє при кімнатній температурі:



- з іншими неметалами реакції відбуваються при високих температурах.

7) алюміній відновлює метали із їх оксидів та солей. Такий метод одержання тугоплавких металів називається **алюмотермією**:



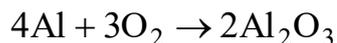
4. Сполуки алюмінію

Алюміній оксид Al_2O_3 – біла речовина з високою температурою плавлення. У природі зустрічається у вигляді корунду та глинозему.

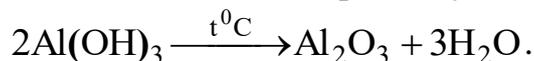
Алюміній оксид проявляє амфотерні властивості. За звичайних умов не розчиняється у воді, кислотах та лугах. При кип'ятінні у концентрованих розчинах лугів частково переходить у розчин:



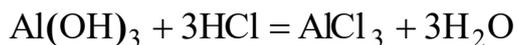
Його одержують спалюванням алюмінію:



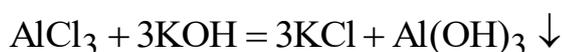
або термічним розкладанням алюміній гідроксиду:



Алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ – біла речовина, що при нагріванні втрачає воду. Проявляє амфотерні властивості: розчиняється у кислотах і лугах



Алюміній гідроксид одержують дією лугів чи амоній гідроксиду, взятих у недостатчі, на розчини солей алюмінію:



5. Використання алюмінію та його сполук

Алюміній другий (після заліза) метал за масштабами використання у сучасній техніці. Його використовують як у чистому вигляді, так і у вигляді сплавів та сполук.

Використання у

- 1) електротехніці – так як чистий алюміній має високу електропровідність;
- 2) електромашинобудуванні – у якості струмопровідних дротів для виготовлення обмоток роторів електромашин;
- 3) атомній техніці – у вигляді спеціального порошку для виготовлення оболонки для уранових стержнів (захист від руйнування урану у воді);
- 4) металургії:
 - алюмотермія;
 - одержання легких алюмінієвих сплавів: дюралюміній (**Al** + **Cu**) – дуже міцний та легкий, силумін (**Al** + **Si**) – кислотостійкий, магнелій (**Al** + **Mg**) – має високу густину – використовують у ливарній справі.

Чистий алюміній дуже пластичний. Із нього виготовляють фольгу для конденсаторів та для обгортання харчових продуктів.

Алюміній – корозійностійкий, тому не потребує спеціальних заходів захисту від корозії. Його використовують для виготовлення теплообмінників, холодильників та ін.

Алюміній не іскрить, тому його використовують для виготовлення резервуарів, у яких зберігаються легкозаймісті та вибухові речовини, харчові жири, масла.

Із корунду, який по твердості близький до алмазу, виготовляють круги для шліфування металічних виробів; у подрібненому стані корунд використовують як шліфувальний порошок.

Зневоднений оксид алюмінію використовують як **адсорбент** при очищенні та розділенні органічних сполук.

Глина є основною сировиною для керамічної промисловості – цегла, гончарні вироби, черепиця, виробництво фарфору та фаянсу.

Гідроксид алюмінію має властивість поглинати різні речовини, тому його використовують для очищення води.

Використання у будівництві:

- 1) сплави алюмінію використовують для створення легких міцних будівельних конструкцій;
- 2) створення піноматеріалів;
- 3) сплав **силумін** використовують для виробництва сантехнічного обладнання;
- 4) алюмінієві фарби – сребрянкя – алюмінієвий пігмент створює анодний захист залізу та сповільнює процес корозії;
- 5) терміт – сплав **Al + Fe₃O₄** – використовують для зварювання;
- 6) гідроізоляційний матеріал;
- 7) глиноземні цементи – швидкотвердіючі, високоміцні гідравлічні в'язучі, що нормально схоплюються. Сировиною для їх виробництва є боксити **Al₂O₃ · nH₂O** та вапняки.

Хімічний склад цементу:

Al₂O₃ – 30–35 %

CaO – 35–45 %

SiO₂ – 5–10 %

Fe₂O₃ – 5–15 %

Алюмінати кальцію (**CaO · Al₂O₃, CaO · 2Al₂O₃, 5CaO · 3Al₂O₃**) надають цементу здатність здобувати високу міцність у дуже короткі строки (12 – 24 год.). Вміст їх у цементі у середньому 80 – 85 %.

Контрольні питання та завдання

1. Дайте загальну характеристику алюмінію.
2. Якими методами можна одержати алюміній?
3. Які властивості проявляє алюміній?
4. Що таке алюмотермія?
5. Схарактеризуйте основні сполуки алюмінію.
6. Де застосовують алюміній та його сполуки?
7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

а) алюміній гідроксид → алюміній оксид → алюміній фосфат → алюміній гідроксид;

б) алюміній → алюміній оксид → алюміній хлорид → алюміній нітрат;

в) алюміній гідроксид → алюміній оксид → алюміній → хром;

г) алюміній → алюміній нітрат → алюміній сульфат → гідроліз алюміній сульфату.

ХРОМ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

План

1. Загальна характеристика.
2. Методи одержання.
3. Властивості хрому.
4. Використання хрому та його сполук.

1. Загальна характеристика

Хром одержав свою назву від лат «хрома» – забарвлення, колір.

Хром знаходиться у побічній підгрупі VI групи періодичної системи і належить до d-елементів. Електронна будова атому: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, загальне число валентних електронів рівне 6.

Особливості d-елементів:

- 1) метал;
- 2) змінна ступінь окиснення (від +1 до +6), більш характерні ступені окиснення +2, +3, +6;
- 3) великий діапазон хімічних властивостей (від основних до кислотних)

CrO	Cr_2O_3	CrO_3
основний	амфотерний	кислотний
- 4) здатність до комплексоутворення $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ за рахунок донорно-акцепторних зв'язків.

Природні сполуки хрому. Хром у вільному стані не зустрічається. У природі існує тільки у вигляді сполук:

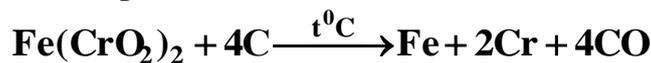
хромистий залізняк – $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ або $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$

свинцева червона руда – PbCrO_4 .

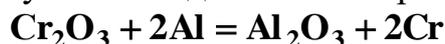
2. Методи одержання

Хром одержують такими методами:

- 1) карботермічний – одержання сплаву хрому з залізом (ферохрому), що використовується для виробництва легованих сталей.



- 2) технічний хром одержують методом алюмотермії:

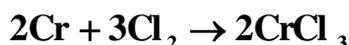
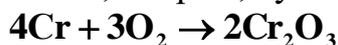


- 3) хімічно чистий хром одержують електролізом розчинів CrCl_3 або $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

3. Властивості хрому

Хром – сріблясто-сірий, твердий, крихкий, тугоплавкий метал, з високою корозійною стійкістю (вкритий інертною оксидною плівкою).

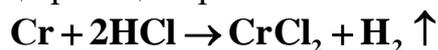
Хімічні властивості. Хром на холоді досить пасивний метал. При нагріванні він взаємодіє з киснем, хлором, вуглецем, сіркою та ін.:



Хром не взаємодіє з воднем, водою, лугами.

У азотній та концентрованій сірчаній кислотах він пасивується, покриваючись оксидною плівкою.

У хлоридній та розведеній сульфатній кислотах розчиняється, при чому, якщо кислота не містить розчиненого кисню, то утворюються солі хрому (II), а якщо реакція протікає на повітрі – солі хрому (III):



4. Використання хрому та його сполук

- 1) у металургії – для одержання різних сортів сталі; у якості легуючої добавки;
- 2) одержання сплавів на основі хрому – ніхром – жаростійка сталь;
 - хромель – використовується на виробництво електродів для термопар;
 - нержавіюча сталь.
- 3) хромування: декоративне та тверде (необхідне для пониження коефіцієнта тертя);
- 4) на основі хрому роблять нетьмяніючі дзеркальні поверхні у рефлекторах.

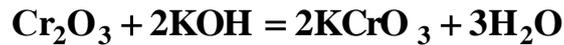
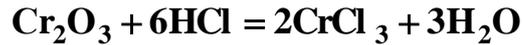
5. Найважливіші сполуки хрому, їх властивості та використання

Хром (II) оксид CrO та відповідний йому гідроксид Cr(OH)_2 – проявляють основні властивості:



Практичного значення вони не мають.

Хром (III) оксид Cr_2O_3 та відповідний йому гідроксид Cr(OH)_3 – амфотерні сполуки. Доведення амфотерності:



$\text{Cr}(\text{OH})_3$ одержують дією водного розчину аміаку або лугів на солі хрому (III):



Хром (VI) оксид – кислотний оксид. Це темно-червона кристалічна речовина, сильний окисник. При контакті з папером загорається.

Легко розчиняється у воді, утворюючи кислоти:



Обидві кислоти існують тільки у водних розчинах. Солі хромових кислот досить стійкі. Хромати існують у лужному середовищі, а дихромати – у кислому і можливий взаємний перехід однієї солі у іншу:



хромат калію

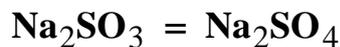
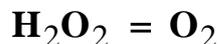
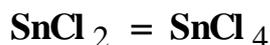
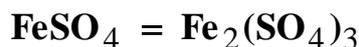
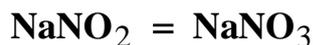
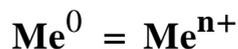
біхромат калію

жовтий

оранжевий



Солі хромових кислот сильні окисники. Розглянемо окисні властивості біхроматів:



Використання сполук хрому. Хром (VI) оксид використовується як компонент електроліту хромування.

Хромати калію, натрію та свинцю використовуються як пігменти для виробництва фарб.

Хромати також використовують як антисептики – речовини, що сповільнюють процеси гниття деревини.

Дихромати та хромати лужних металів сильні окисники. Тому вони використовуються як окисники у органічному синтезі.

Дихромати калію та натрію під назвою хромпик використовуються:

- при фарбуванні тканин,
- у виробництві сірників,
- для одержання фарб,
- для одержання вибухових речовин,
- для дублення шкір.

Хромовий залізняк використовується при виготовленні вогнестійкої цегли, що використовується для побудови сталеплавильних печей.

Контрольні питання та завдання

1. Дайте загальну характеристику хрому.
2. Якими методами можна одержати хром?
3. Які властивості проявляє хром?
4. Схарактеризуйте основні сполуки хрому.
5. Де застосовується хром і його сполуки?
6. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - а) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4$;
 - б) хром (II) сульфат \rightarrow хром \rightarrow хром (III) оксид \rightarrow хром (III) сульфат \rightarrow хром (III) гідроксосульфат;
 - в) $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KCrO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$.
7. Закінчити рівняння та розібрати окисно-відновний процес:
 - а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_2 \rightarrow$;
 - б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \dots$;
 - в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca} \rightarrow$.

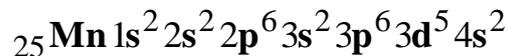
МАНГАН І ЙОГО СПОЛУКИ

План

1. Загальна характеристика.
2. Методи одержання.
3. Властивості мангану.
4. Сполуки мангану.
5. Використання мангану та його сполук.

1. Загальна характеристика

Будова електронної оболонки атому марганцю:



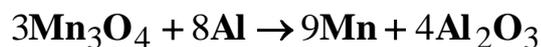
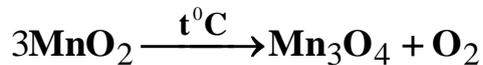
На зовнішніх енергетичних рівнях атому є 2 s-електрони, ще 5 валентних електронів знаходиться на d-підрівні передостаннього енергетичного рівня. У відповідності з цим манган проявляє у сполуках ступені окиснення від +2 до +7. Найбільш характерні ступені окиснення: +2, +4 та +7.

Манган належить до розповсюджених елементів. У невеликих кількостях він знаходиться у багатьох гірських породах. Найбільше практичне значення має піролюзит MnO_2 .

2. Методи одержання

Манган одержують такими методами:

- 1) чистий манган одержують електролізом розчину манган (II) сульфату MnSO_4 ;
- 2) із руди манган одержують відновленням алюмінієм або кремнієм. Реакція природного діоксиду мангану з алюмінієм протікає дуже бурхливо, тому MnO_2 попередньо прожарюють. При цьому утворюється змішаний оксид Mn_3O_4 , який реагує з алюмінієм спокійніше:



- 3) для одержання сплаву заліза з манганом – феромарганцю – суміш залізної руди та піролюзиту відновлюють коксом:

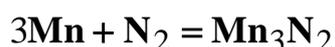
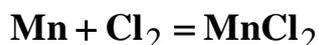
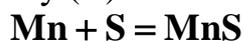


3. Властивості мангану

Манган – сріблясто-білий, досить твердий, крихкий та тугоплавкий метал.

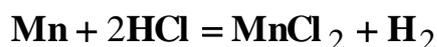
На повітрі він вкривається тонкою оксидною плівкою, яка запобігає подальшому окисненню мангану.

Хімічні властивості. Манган взаємодія з неметалами – утворюються сполуки мангану (II):



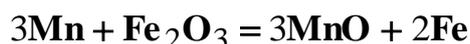
Манган реагує з кислотами:

- з розведеними:



- у концентрованих нітратній та сульфатній кислотах манган не розчиняється (пасивується).

Манган відновлює багато оксидів. Ця властивість використовується у металургії при виплавлянні сталей:

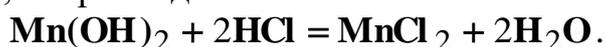


4. Сполуки мангану

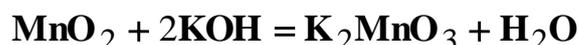
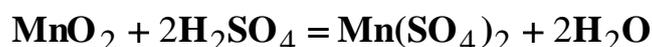
Манган утворює декілька оксидів. Найбільш стійкі з них:



Оксиди мангану (II) та (III) та відповідні їм гідроксиди – речовини основного характеру. Вони взаємодіють з кислотами з утворенням солей мангану (II) та (III), наприклад:



Оксид мангану (IV) – MnO_2 – чорно-коричнева речовина, практично не розчинна у воді. Цей оксид та гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ – амфотерні речовини:



Манган (VII) оксид Mn_2O_7 проявляє кислотні властивості. При взаємодії цього оксиду з водою утворюється сильна перманганатна кислота:



Манган (VII) оксид та перманганатна кислота сильні окисники. Сильні окисні властивості проявляють також солі перманганатної кислоти – перманганати.

Приклад відновлення калій перманганату у різних середовищах приведений у темі «Окисно-відновні реакції».

5. Використання мангану та його сполук

Манган широко використовується у металургії:

- входить до складу чавуну;
- при виплавці сталі використовується для зв'язування кисню та сірки;
- на основі мангану виробляють багато сплавів, що відрізняються високою корозійною стійкістю.

Манган (II) сульфат MnSO_4 використовується у сільському господарстві як мікродобриво.

Манган (IV) оксид використовують при виробництві скла.

Калій перманганат використовують:

- як дезінфікуючий засіб;
- для відбілювання тканин, шерсті;
- для освітлення мастил;
- для окиснення різних органічних сполук;
- у лабораторній практиці – для одержання кисню:



Контрольні питання та завдання

1. Дайте загальну характеристику мангану.
2. Якими методами можна одержати марганець?
3. Які властивості марганцю Ви знаєте?
4. Схарактеризуйте основні сполуки мангану.
5. Які властивості проявляють сполуки мангану в окисно-відновних реакціях?
6. Де застосовується марганець та його сполуки?
7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - а) $\text{Mn} \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_3$;
 - б) манган \rightarrow манган (II) хлорид \rightarrow манган \rightarrow манган (II) нітрат;
 - в) $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow$ гідроліз.
8. Закінчити рівняння та розібрати окисно-відновний процес:
 - а) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \dots$;
 - б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Al} \rightarrow$;
 - в) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \dots$

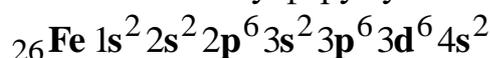
ФЕРУМ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

План

1. Загальна характеристика.
2. Методи одержання ферума.
3. Властивості ферума.
4. Найважливіші сполуки ферума.
5. Якісні реакції на іони ферума.
6. Використання ферума та його сполук.
7. Одержання чавуну та сталі.

1. Загальна характеристика

Будова електронної оболонки атому феруму:



Валентними є електрони зовнішнього енергетичного рівня та частина електронів d-підрівня передостаннього енергетичного рівня. Тому атоми феруму у сполуках проявляють ступені окиснення +2, +3 +4 та +6. Із них найбільш характерні – +2 та +3.

Залізо є одним із найбільш розповсюджених металів. У вільному стані воно знайдено тільки у метеоритах. Основними мінералами є:

магнітний залізняк – Fe_3O_4 ;

червоний залізняк – Fe_2O_3 ;

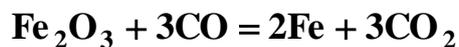
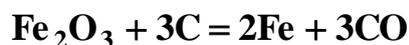
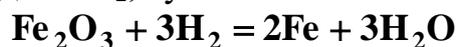
бурий залізняк – $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$;

пірит або залізний колчедан – FeS_2 .

2. Методи одержання ферума

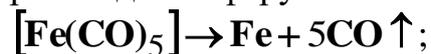
Ферум одержують такими методами:

- 1) відновленням руд воднем H_2 , вугіллям C та монооксидом вуглецю CO :



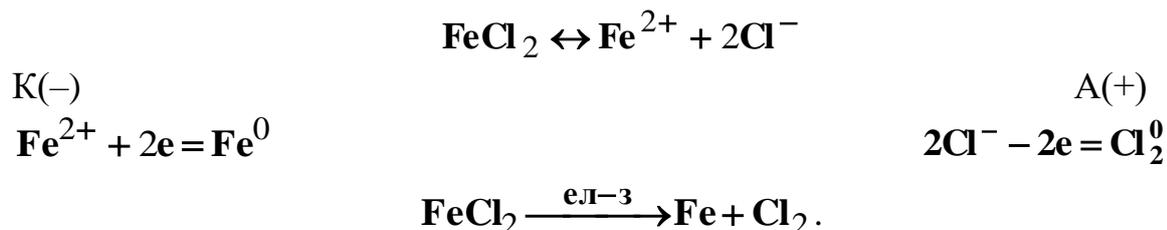
- 2) чистий ферум одержують:

а) карбонільним методом, у основі якого лежить реакція термічного розкладання ферум пентакарбонілу:



б) електролізом розчинів солей ферума:

Наприклад:



3. Властивості ферума

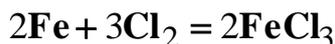
Чистий ферум – сріблясто-білий тугоплавкий метал. Він має хорошу ковкість, електро- та теплопровідність. Має сильні магнітні властивості.

Хімічні властивості:

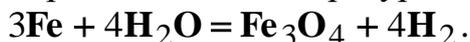
Чистий ферум на повітрі досить стійкий, однак звичайне залізо, що містить різні домішки, у вологому повітрі досить швидко вкривається іржею (кородує):



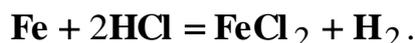
Ферум – активний метал. Взаємодіє з хлором, а при нагріванні – з киснем, вуглецем та іншими неметалами:



З водою взаємодіє при високих температурах:



Взаємодіє з кислотами. Ферум розчиняється у HCl та розбавленій H_2SO_4



У концентрованій H_2SO_4 за звичайної температури ферум не розчиняється, а при нагріванні реакція супроводжується виділенням сірчистого газу:

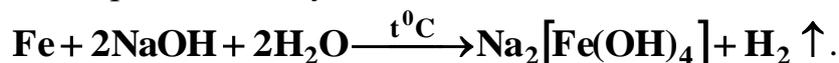


У розбавленій нітратній кислоті ферум добре розчиняється:

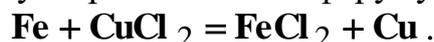


а у концентрованій – пасивується.

У порошкоподібному стані ферум взаємодіє з гарячими концентрованими розчинами лугів:



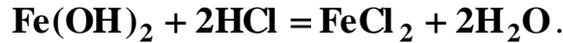
Взаємодіє з солями. З розчинів солей ферум легко витісняє усі метали, що знаходяться у ряду напруг правіше нього. При цьому у відсутності окиснювачів утворюються солі феруму (II):



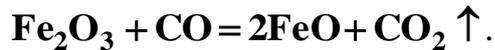
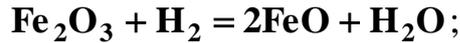
4. Найважливіші сполуки ферума

Ферум утворює наступні оксиди і гідроксиди: **FeO**, **Fe₂O₃**, **Fe₃O₄**, **Fe(OH)₂**, **Fe(OH)₃**. Всі ці речовини в воді практично не розчиняються.

Ферум оксид (II) **FeO** і ферум гідроксид **Fe(OH)₂** – проявляють основні властивості: легко взаємодіють з кислотами



Ферум (II) оксид одержують відновленням ферум оксиду (III):



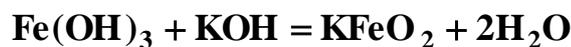
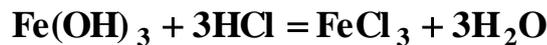
Ферум (II) гідроксид одержують дією лугів на солі ферума (II) без доступу повітря:



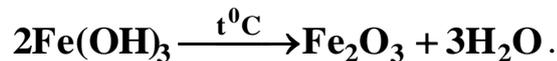
Свіжеприготовлений розчин ферум гідроксиду **Fe(OH)₂** на повітрі окиснюється:



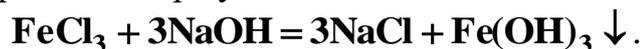
Ферум (III) оксид та гідроксид проявляють амфотерні властивості, тобто взаємодіють з лугами та кислотами:



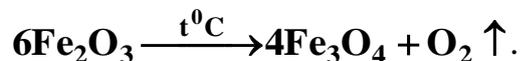
Ферум (III) оксид **Fe₂O₃** одержують прожарюванням ферум (III) гідроксиду:



Ферум (III) гідроксид одержують:



Оксид **Fe₃O₄** (**FeO · Fe₂O₃**) – зустрічається у природі. Його одержують:



Природна сполука стійка до дії кислот та лугів, а одержана штучно – розчиняється у кислотах з утворенням солей:

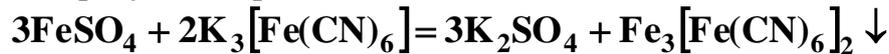


Суміш порошкоподібних **Fe₃O₄** та алюмінію відома під назвою **терміт**, використовується для зварення сталевих частин.

5. Якісні реакції на іони ферума

Наявність у розчині іонів ферума (II) та (III) можна довести за допомогою наступних якісних реакцій.

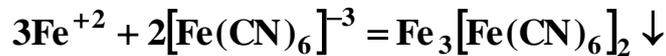
Якісна реакція на іони Fe^{2+} базується на дії комплексної сполуки $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. У результаті реакції випадає осад темно-синього кольору:



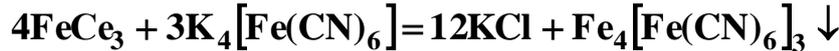
червона кровяна

турбулева синь

сіль



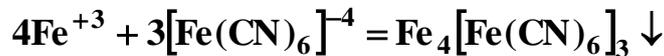
Якісні реакції на іони Fe^{3+} . Для визначення іонів ферума (III) використовують жовту кровяну сіль (випадає осад синього кольору):



жовта кровяна

берлінська лазурь

сіль



або калій роданід (колір розчину стає червоним):



кровоаво – червоний

6. Використання ферума та його сполук

Ферум та його сполуки мають велике значення для народного господарства. Сплави заліза з вуглецем та іншими речовинами – сталі – є основними конструкційними матеріалами.

У хімічній промисловості залізо використовують як каталізатор (у синтезі аміаку, органічних сполук).

Пірит FeS_2 використовують у виробництві сірки та сульфатної кислоти.

Ферум (III) оксид Fe_2O_3 використовують у виробництві жовтих, червоних та коричневих фарб, кераміки, емалі, цементу, термічних сумішей, магнітних матеріалів.

Ферум (II) сульфат FeSO_4 використовується як електроліт у гальванотехніці та отрутохімікату у сільському господарстві.

Ферум (III) хлорид FeCl_3 використовують як протраву при фарбуванні тканин та для травлення печатних плат.

7. Одержання чавуну та сталі

Чавун – залізовуглецевий сплав, що містить 1,7 – 4 % вуглецю, а також домішки силіцію, мангану, фосфору, сульфуру та інших компонентів. Це твердий та крихкий матеріал, що не кується та розбивається від удару.

Чавун виплавляють у доменних печах (рис. 4). Це башти із вогнестійкого матеріалу висотою 25 – 30 м, шириною 5 – 11 м.

Нижня частина печі – горно; у ній накопичуються чавун і шлаки, які виводяться через спеціальні отвори. У верхній частині горна є патрубки для вдування повітря чи кисню. Розпар і шахта – частини печі, у яких проходять процеси спалення палива, відновлення ферум оксидів, утворення чавуну. Через колошник (верхня частина печі) в домну завантажують шихту, яка становить концентрат залізної руди, коксу та флюсу (найчастіше це вапняк CaCO_3).

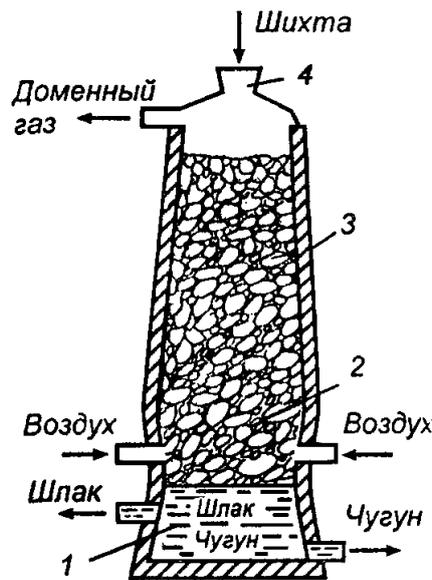
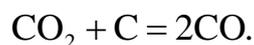
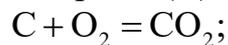


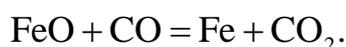
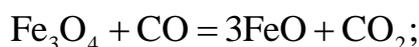
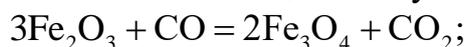
Рис. 4. Схема доменної печі: 1 – горно; 2 – розпар; 3 – шахта; 4 – колошник

У печі відбуваються наступні хімічні процеси:

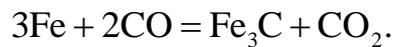
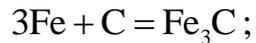
При спаленні коксу утворюється карбон (IV) оксид, який взаємодіє з надлишком коксу з утворенням карбон (II) оксиду:



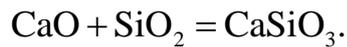
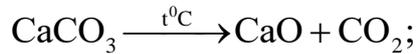
У результаті першої реакції виділяється велика кількість тепла, яке необхідне для здійснення послідуного процесу відновлення ферум оксидів. Під дією карбон (II) оксиду оксиди ферума, що містяться у концентраті, поступово відновлюються до металу:



Металічний ферум може взаємодіяти з коксом та карбон (II) оксидом, утворюючи ферум карбід, який часто входить до складу чавуну:



Домішки, що містяться у руді, утворюють з флюсами легкоплавкі речовини – шлаки, які легко відділяються від чавуну:



Виділяють сорти чавуну:

- сірий (ливарний) чавун – одержують при повільному охолодженні сплаву. Містить 2 % карбону, що знаходиться у вигляді зерен графіту, та 2 – 3 % силіцію. Використовується для відливання різних виробів (труб, деталей машин, огорож для мостів);
- білий чавун – одержують при швидкому охолодженні сплаву. У ньому карбон міститься у вигляді ферум карбіду Fe_3C , уміст силіцію біля 1 %. Білий чавун дуже твердий та крихкий, важко піддається обробці і тому йде на переробку. Із нього одержують сірий чавун та сталь;
- спеціальні види чавуну містять різні металічні домішки (**Cr, Mo, Mn, W, Al** й ін.) – легуючі домішки.

Сталь – це ковкий сплав ферума з карбоном, уміст якого не перевищує 2,14%. За вмістом карбону сталі поділяють на дві групи: м'яку, що містить до 0,3% карбону, і тверду, що містить від 0,3 до 2,14% карбону. М'яку сталь називають також технічним залізом.

Суть процесу переробки чавуну на сталь полягає у зменшенні до потрібної концентрації вмісту карбону і шкідливих домішок – фосфору й сульфору, які роблять сталь крихкою та ламкою.

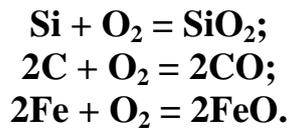
Залежно від способу окиснення карбону існують різні способи переробки чавуну на сталь: конверторний, мартенівський і електротермічний. В Україні найбільш поширений мартенівський спосіб, за яким одержують понад 80 % світового вироблення сталі.

При **конверторному способі** окиснення надлишку карбону та інших домішок чавуну здійснюють киснем повітря, який продувають крізь розплавлений чавун під тиском у спеціальних печах – конверторах. Конвертор являє собою грушоподібну сталеву піч, футеровану всередині вогнетривкою цеглою. Він може повертатися навколо своєї осі. Місткість конвертора становить 50 – 60 т сталі. Матеріалом його футеровки служить або динас (до складу котрого входять головним чином SiO_2 ; що має кислотні властивості), або доломітна маса (суміш CaO і MgO , які одержують з доломіту MgCO_3 CaCO_3). Ця маса має основні властивості.

Залежно від матеріалу футеровки печі конверторний спосіб поділяють на два види: *бесемерівський* і *томасівський*.

Бесемерівським способом переробляють чавуни, які містять мало фосфору і сульфуру й багаті на силіцій (не менше ніж 2%). При продуванні кисню спочатку окиснюється силіцій із виділенням значної кількості тепла. Унаслідок цього початкова температура чавуну приблизно з 1300°C швидко піднімається до 1500 – 1600°C. Вигоряння 1% **Si** зумовлює підвищення температури на 200°C.

Близько 1500°C починається інтенсивне вигоряння карбону. Разом із ним інтенсивно окиснюється й ферум, особливо під кінець вигоряння силіцію і карбону:



Ферум (II) оксид **FeO**, що утворюється, добре розчиняється в розплавленому чавуні та частково переходить у сталь, а частково реагує з **SiO₂** й у вигляді ферум (II) силікату **FeSiO₃** переходить у шлак

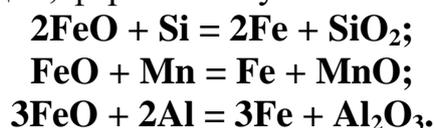


Фосфор повністю переходить із чавуну в сталь, бо **P₂O₅** при надлишку **SiO₂** не може реагувати з основними оксидами, оскільки **SiO₂** з останніми реагує більш енергійно. Тому фосфористі чавуни переробляти в сталь цим способом не можна.

Усі процеси в конверторі йдуть швидко – протягом 10 – 20 хвилин, бо кисень повітря, що продувається через чавун, реагує з відповідними речовинами відразу по всьому об'ємові металу. При продуванні повітря, збагаченого киснем, процеси прискорюються.

Карбон (II) оксид **CO**, котрий утворюється при вигорянні карбону, пробулькиючи вгору, згоряє там, утворюючи над горловиною конвертора факел світлого полум'я, який у міру вигоряння карбону зменшується, а потім зовсім зникає, що і служить ознакою закінчення процесу.

Одержувана при цьому сталь містить значні кількості розчиненого ферум (II) оксиду **FeO**, який значно знижує якість сталі. Тому перед розливанням сталь треба обов'язково розкиснювати за допомогою різних розкисників – феросиліцію, феромангану або алюмінію:

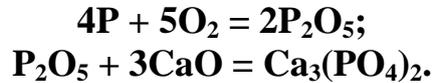


Манган (II) оксид **MnO** як основний оксид реагує із **SiO₂** й утворює манган (II) силікат **MnSiO₃**, що переходить у шлак. Алюміній оксид, як нерозчинна за цих умов речовина, теж спливає нагору і переходить у шлак.

Томасівським способом переробляють чавун із великим умістом фосфору (до 2 % і більше). До чавуну додають до 15 % **CaO**. Унаслідок

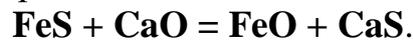
цього шлакоутворюючі речовини містять значний надлишок оксидів з основними властивостями.

У цих умовах фосфатний ангідрид P_2O_5 , який виникає при згорянні фосфору, взаємодіє з надлишком CaO з утворенням кальцій фосфату, що переходить у шлак:



Реакція горіння фосфору є одним із головних джерел тепла при цьому способі. При згорянні 1 % фосфору температура конвертора піднімається на $150^\circ C$.

Сульфур виділяється в шлак у вигляді нерозчинного в розплавленій сталі кальцій сульфід CaS , який утворюється внаслідок взаємодії розчинного FeS з CaO за реакцією



Решта процесів відбувається так само, як і при бесемерівському способі.

Мартенівський спосіб відрізняється від конверторного тим, що випалювання надлишку карбону в чавуні відбувається за рахунок не лише кисню повітря, а й оксигену оксидів феруму, які додаються у вигляді залізної руди та іржавого залізного брухту.

Мартенівська піч (рис. 5) складається з плавильної ванни, перекритої склепінням із вогнетривкої цегли, і особливих камер-регенераторів для попереднього, підігріву повітря й горючого газу.

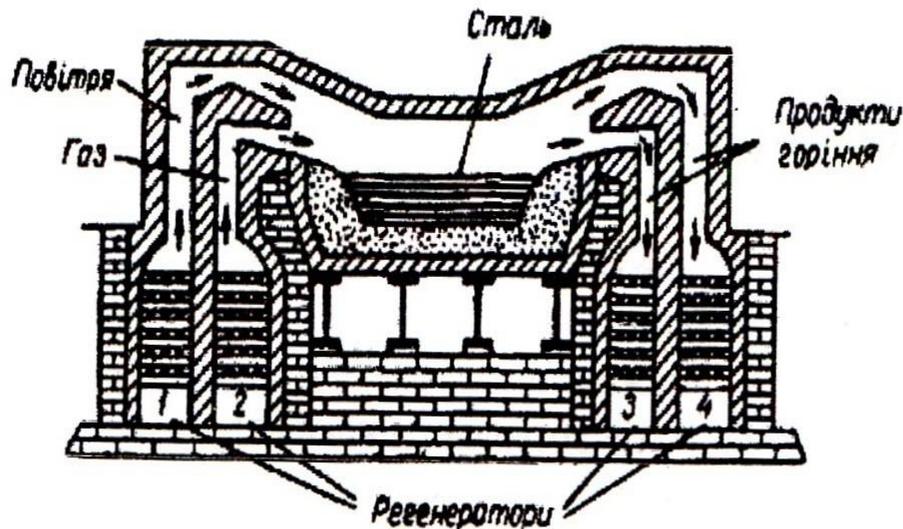
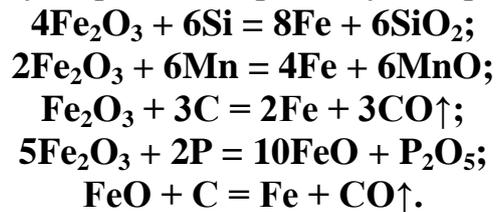


Рис. 5. Мартенівська піч

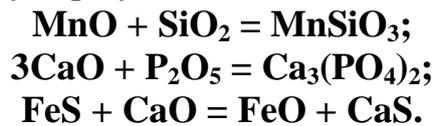
Регенератори заповнені насадкою з вогнетривкої цегли. Коли перші два регенератори нагріваються пічними газами, горючий газ і повітря вдуваються в піч через розжарені третій та четвертий регенератор. Через

деякий час, коли перші два регенератори нагріваються, потік газів спрямовують у протилежному напрямкові й т. д.

Плавильні ванни потужних мартенівських печей мають довжину до 16 м, ширину до 6 м і висоту понад 1 м. Місткість таких ванн досягає 500 т сталі. У плавильну ванну завантажують залізний брухт та залізну руду. До шихти додають також вапняк як флюс. Температура печі підтримується при 1600 – 1650°C і вище. Вигорання карбону й домішок чавуну в перший період плавки відбувається головним чином за рахунок надлишку кисню в горючій суміші за тими ж реакціями, що і в конверторі, а коли над розплавленим чавуном утвориться шар шлаку – за рахунок ферум оксидів:



Унаслідок взаємодії основних і кислотних оксидів утворюються силікати та фосфати, які переходять у шлак. Сульфур теж переходить у шлак у вигляді кальцій сульфіду:



Мартенівські печі, як і конвертори, працюють періодично. Після розливання сталі піч знову завантажують шихтою тощо. Процес переробки чавуну в сталь у мартенах відбувається відносно повільно протягом 6 – 7 годин. На відміну від конвертора в мартенах можна легко регулювати хімічний склад сталі, додаючи до чавуну залізний брухт та руду в тій чи іншій пропорції. Перед закінченням плавки нагрівання печі припиняють, зливають шлак, а потім додають розкисники. У мартенах можна одержувати й леговану сталь. Для цього в кінці плавки додають до сталі відповідні метали або сплави.

Електротермічний спосіб має перед мартенівським і особливо конверторним цілу низку переваг. Цей спосіб дозволяє одержувати сталь дуже високої якості й точно регулювати її хімічний склад. Доступ повітря в електропіч незначний, тому значно менше утворюється ферум (II) оксиду **FeO**, що забруднює сталь та знижує її властивості. Температура в електропечі – не нижче ніж 2000°C. Це дозволяє здійснювати плавку сталі на сильно основних шлаках (що важко плавляться), при яких повніше видаляється фосфор і сульфур. Крім того, завдяки дуже високій температурі в електропечах можна легувати сталь тугоплавкими металами – молібденом та вольфрамом. Але в електропечах витрачається дуже багато електроенергії – до 800 кВт год на 1 т сталі. Тому цей спосіб застосовують лише для одержання високоякісної спецсталі.

Електропечі бувають різної місткості – від 0,5 до 180 т. Футеровку печі роблять звичайно основною (з **CaO** і **MgO**). Склад шихти може бути різний. Інколи вона складається на 90 % із залізного брухту та на 10 % із чавуну, інколи у ній переважає чавун із домішками у певній пропорції залізної руди й залізного брухту. До шихти додають також вапняк або вапно як флюс. Хімічні процеси при виплавленні сталі в електропечах ті ж самі, що і в мартенах.

Контрольні питання та завдання

1. Дайте загальну характеристику ферума.
2. Якими методами можна одержати ферум?
3. Які властивості ферума?
4. Схарактеризуйте основні сполуки феруму.
5. За якими якісними реакціями можна встановити наявність іонів Fe^{2+} та Fe^{3+} ?
6. Де застосовується Fe та його сполуки?
7. Що таке чавун? Як його одержують?
8. Якими методами одержують сталь?
9. Складіть рівняння реакцій, за допомогою котрих можна здійснити такі перетворення:
 - а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
 - б) ферум \rightarrow ферум (II) сульфат \rightarrow ферум (II) гідроксид \rightarrow ферум (III) гідроксид;
 - в) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow$ гідроліз.

КАРБОН І ЙОГО СПОЛУКИ

План

1. Загальна характеристика елементів IV групи.
2. Карбон у природі.
3. Хімічні властивості.
4. Карбон (IV) оксид. Карбонатна кислота.
5. Паливо та його види.
6. Використання карбону.

1. Загальна характеристика елементів IV групи

До четвертої групи відносяться **C**, **Si**, підгрупа германію (головна підгрупа) та підгрупа титану (побічна підгрупа).

Елементи підгрупи германію (германій, станум, плумбум) за властивостями відрізняються від карбону та силіцію. Якщо **C** та **Si** – типові неметали, то у підгрупі германію спостерігається зростання металічних властивостей при переході від германію до плумбуму.

У елементів головної підгрупи із збільшенням атомної маси зменшується стійкість сполук із ступінню окислення +4 та збільшується стійкість двовалентних сполук. У побічній підгрупі спостерігається зворотна залежність.

У обох підгрупах із збільшенням атомної маси посилюються основні властивості та послаблюються кислотні.

2. Карбон у природі

Карбон займає четверте місце за поширеністю після гідрогену, гелію й кисню. Він знаходиться у природі як у вільному стані, так і у вигляді сполук.

У вільному стані карбон утворює кілька алотропних видозмін: природні – алмаз та графіт і штучні: карбін, аморфний вуглець у вигляді сажі й деревного вугілля.

Алмаз – прозора безбарвна або трохи забарвлена домішками в різноманітні відтінки кристалічна речовина. Він яскраво блищить унаслідок сильного заломлення проміння. Алмаз – найтвердіший серед усіх відомих речовин. Завдяки своїй надзвичайній твердості він широко застосовується при бурінні твердих гірських порід, обробці твердих металів і їх сплавів тощо. Відшліфовані безбарвні кристали алмазу – діаманти – є коштовними прикрасами. В останні роки алмаз почали одержувати штучно при дуже високих тисках та високій температурі.

Графіт – темно-сіра непрозора дрібнокристалічна речовина, жирна на дотик. На відміну від алмазу графіт добре проводить електричний струм і тепло й дуже м'який. Графіт у великих кількостях одержують штучно –

нагріванням коксу або антрациту в спеціальних електричних печах при температурі близько 3000°C та підвищеному тиску без доступу повітря. Штучний графіт відзначається високою чистотою і м'якістю. За своїми якостями він кращий за природний. Графіт широко застосовується для виготовлення електродів, у суміші з глиною для виробництва вогнетривких тиглів. З графіту роблять звичайні олівці. У суміші з мінеральним маслом його використовують як мастило для машин, що працюють при підвищених температурах.

Різка відмінність у фізичних властивостях алмазу і графіту зумовлюється їх різною кристалічною будовою (рис. 6, а, б). У кристалах алмазу кожний атом Карбону оточений чотирма іншими атомами, розміщеними на однаковій віддалі один від одного. У кристалах графіту атоми Карбону розміщені у кутах правильних шестикутників в одній площині й утворюють окремі шари. Віддаль між окремими шарами більша, ніж між атомами в тому ж шарі. Унаслідок цього зв'язок між окремими шарами значно слабший, ніж між атомами того ж шару. Тому кристали графіту легко розщеплюються на окремі лусочки, які самі по собі досить міцні.

Аморфний вуглець – стан карбону з нерегульованою структурою (рис. 7, в) (сажа, кокс, деревне вугілля) – у природі не трапляється. Його одержують штучно з різних сполук, які містять карбон. Аморфний вуглець, або просто аморфне вугілля, насправді є кристалічним, але його кристалики такі малі, що їх не видно навіть у мікроскоп. Фізичні властивості аморфного вуглецю значною мірою залежать від дисперсності частинок і від наявності домішок.

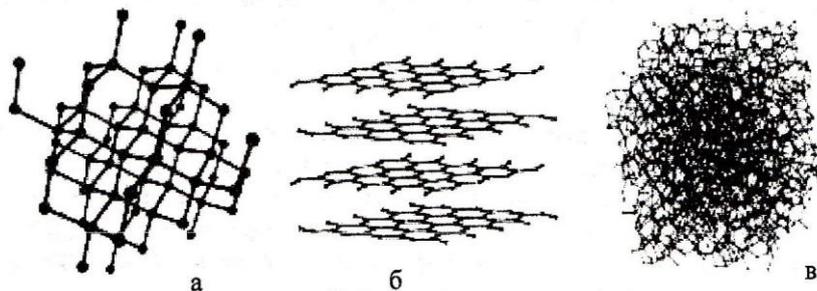
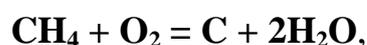


Рис. 6. Кристалічна будова: а) алмазу;
б) графіту; в) аморфного вуглецю

Найважливішими технічними сортами аморфного вуглецю є сажа та деревне вугілля. Сажа – це найчистіший аморфний вуглець. У промисловості сажу одержують головним чином термічним розкладом метану



а також при спалюванні різних органічних речовин при недостатньому доступі повітря.

Сажу широко використовують як наповнювач при виробництві гуми з каучуку, а також для виготовлення друкарської фарби, туші тощо.

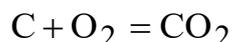
Деревне вугілля добувають при нагріванні дерева без доступу повітря у спеціальних печах. Його застосовують у металургії для одержання високих сортів чавуну та сталі, в ковальській справі, для виготовлення чорного пороху і як адсорбент.

Сполуки карбону дуже розповсюджені. Він уходить до складу нафти (складна суміш вуглеводнів), природного газу (складається із метану та інших алканів) і різних мінералів (наприклад: вапняку – CaCO_3 , доломіту – $\text{CaCO}_3 \text{MgCO}_3$, магнезиту – MgCO_3 , малахіту – $\text{CuCO}_3 \text{Cu(OH)}_2$ тощо), вуглекислого газу.

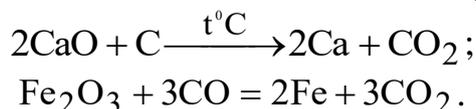
Рослинні й тваринні організми складаються із речовин, що містять карбон.

3. Хімічні властивості

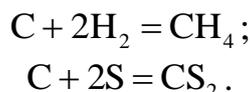
При низьких температурах вугілля, графіт та алмаз інертні. При нагріванні їх активність зростає. Вугілля легко сполучається з киснем, тому є добрим відновником:



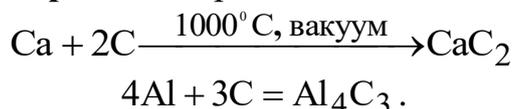
Важливий процес металургії – виплавка металів із руд – здійснюється шляхом відновлення оксидів металів вугіллям чи СО:



При дуже високих температурах карбон сполучається з воднем і сульфуром:



Також карбон взаємодіє з багатьма металами. У результаті таких реакцій утворюються **карбіди**, наприклад:



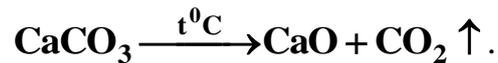
4. Карбон (IV) оксид. Карбонатна кислота

Карбон (IV) оксид утворюється у природі при окисненні органічних речовин (горіння, дихання, гниття).

У лабораторіях одержують у апараті Кіппа за реакцією:

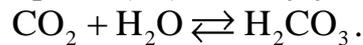


У промисловості – при термічній обробці вапняку:



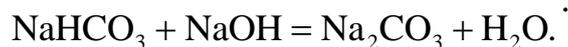
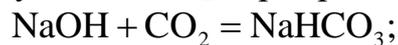
Вуглекислий газ CO_2 – безбарвний газ; у 1,5 разу важчий за повітря. При тиску 0,6 МПа переходить у рідкий стан. У зрідженому стані у сталевих балонах його можна зберігати і транспортувати. При сильному охолодженні він перетворюється в снігоподібну масу («сухий лід»), яка сублимує (випаровується, не плавлячись). Твердий CO_2 використовують для одержання низьких температур.

Карбонатна кислота H_2CO_3 – дуже слабка двохосновна кислота, утворюється при розчиненні карбон (IV) оксиду у воді



При цьому в хімічну реакцію вступає лише близько 1 % розчиненого газу, а решта його залишається у вигляді молекул CO_2 . Карбонатна кислота дуже нестійка і тому може існувати лише в дуже розведених розчинах. Вона легко, особливо при нагріванні, розкладається на вихідні продукти.

Карбонатна кислота утворює два ряди солей (кислі й середні), які одержують при пропусканні CO_2 через розчини лугів, наприклад:



5. Паливо та його види

До основних видів палива відносять вугілля, торф, деревина, нафта та природний газ.

Вугілля – використовують для спалення та для переробки у більш цінні види палива (кокс, газоподібне паливо). Є залишками деревини. Чим старіше вугілля, тим більше у ньому карбону.

Види вугілля:

- антрацит – містить 95 % С, відрізняється великою густиною та блиском;
- кам'яне вугілля – 75 – 90 % С;
- буре вугілля – 65 – 70 % С, має високу зольність та гігроскопічність, є сировиною для хімічної промисловості.

Торф – продукт першої стадії утворення вугілля. Недолік – висока зольність.

Нафта – висококалорійне паливо, сировина для одержання різних хімічних продуктів.

Природний газ складається із метану та інших алканів, досить дешево та зручне паливо.

6. Використання карбону

Широке використання карбону зумовлене різноманітністю форм знаходження його у природі.

Алмази використовують при виготовленні накінецьників бурів, різанні скла, для виготовлення спеціальних шліфувальних порошоків. Добре відшліфовані прозорі кристали – діаманти.

Графіт широко використовується у електротехніці, для виготовлення електродів, які у багатьох установках заміняють платинові. Крім того, графіт іде на виготовлення спеціальних тиглів для переплавки металів, термостійких змазок, олівців.

Сажу використовують як наповнювач при вулканізації каучуку, а також для виготовлення фарб, туші, взуттєвого крему. Кам'яне вугілля, кокс використовують як відновники у металургійних процесах. Деревне вугілля використовують як **адсорбент**.

Контрольні питання та завдання

1. Дайте загальну характеристику елементів IV групи головної підгрупи.
2. У вигляді яких видозмін існує карбон?
3. Де використовують карбон?
4. Які хімічні властивості карбону Ви знаєте?
5. Як одержують і використовують вуглекислий газ?
6. Схарактеризуйте карбонатну кислоту.
7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow KHSO_3 \rightarrow K_2CO_3$;
 - б) карбон \rightarrow карбон (II) оксид \rightarrow карбон (IV) оксид \rightarrow карбонатна кислота;
 - в) $C \rightarrow CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CO_2$.

СИЛІЦІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

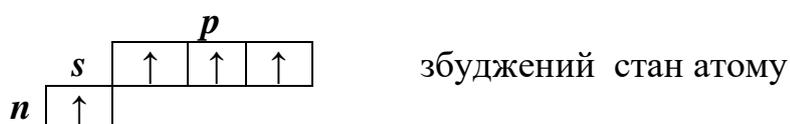
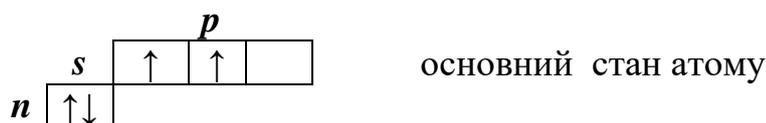
План

1. Загальна характеристика.
2. Знаходження у природі.
3. Методи одержання та властивості силіцію.
4. Використання силіцію.
5. Силіцій (IV) оксид та силікатна кислота.

1. Загальна характеристика

Силіцій – елемент головної підгрупи IV групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Електронна формула атому силіцію ${}_{14}\text{Si } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. У збудженому стані ${}_{14}\text{Si } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$.

Електронні конфігурації зовнішніх шарів атому силіцію у основному та збудженому станах мають вигляд:



У атому цього елемента на зовнішньому енергетичному рівні є вільна p -орбіталь, тому один s -електрон зовнішнього енергетичного рівня може переходити на цю p -орбіталь (збуджений стан атома). Відповідно з такою електронною будовою атому силіцій проявляє у сполуках ступені окиснення: -4 , $+2$ і $+4$.

2. Знаходження у природі

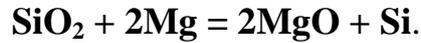
Силіцій займає друге місце за розповсюдженістю після кисню. Він становить близько 26 % маси земної кори. У вільному стані у природі не зустрічається. Існує лише у вигляді сполук, найважливіші з яких: кремнезем, пісок SiO_2 та силікатні мінерали – складні сполуки, що відрізняються досить різноманітним складом та структурою:

- ортоклаз $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$;
- слюда $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
- каолінит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
- тальк $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$;

- азбест $3\text{MgO} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{SiO}_2$.

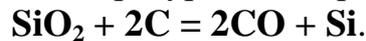
3. Методи одержання та властивості силіцію

Аморфний силіцій можна одержати нагріванням силіцій (IV) оксиду з магнієм



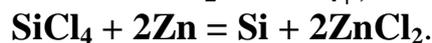
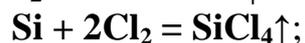
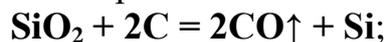
При обробці продуктів реакції хлоридною кислотою магній оксид розчиняється, а порошок силіцію залишається у чистому вигляді. Аморфний силіцій добре розчиняється в розплавленому цинку й алюмінію, а при їх охолодженні виділяється в кристалічному стані. Кристали силіцію можна легко відділити від цинку або алюмінію розчиненням останніх у хлоридній кислоті, з якою силіцій не реагує.

У техніці силіцій одержують відновленням силіцій (IV) оксиду вугіллям при дуже високій температурі в електропечах



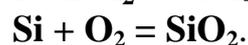
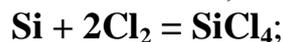
Для потреб чорної металургії силіцій одержують звичайно у вигляді його сплаву із ферумом під назвою феросиліцію прожарюванням в електропечах суміші залізної руди із силіцій (IV) оксидом і коксом.

Чистий силіцій добувають звичайно так: суміш силіцій (IV) оксиду й коксу при дуже високій температурі обробляють хлором та одержують силіцій (IV) хлорид SiCl_4 (рідина з температурою кипіння $57,6^\circ\text{C}$). Останній старанно очищають перегонкою, а потім відновлюють парами дуже чистого цинку при 950°C . Хімічні реакції, що відбуваються при цьому, можна зобразити такими рівняннями:

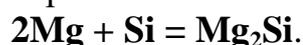


Фізичні властивості. Вільний силіцій може бути в аморфному і кристалічному стані. Аморфний силіцій – бурий порошок, а кристалічний має сірий колір та металічний блиск. Густина – $2,33 \text{ г/см}^3$; температура плавлення 1423°C , температура кипіння 1600°C .

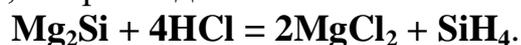
Хімічні властивості. Аморфний силіцій більш реакційно здатний, ніж кристалічний. При кімнатній температурі досить інертний, а при нагріванні він легко взаємодіє з киснем, хлором та бромом, наприклад:



При нагріванні силіцій утворює з металами силіциди, наприклад:



Деякі силіциди розкладаються кислотами, при цьому утворюється газ – **силан** і сіль металу, наприклад:



Силан – безбарвний газ, який на повітрі самозаймається:



Силіцій розчиняється у концентрованих розчинах лугів з утворенням силікатів відповідних металів та водню, наприклад:



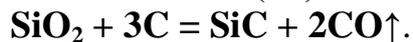
Кислоти, крім **HF** та суміші нітратної й фторидної кислот, на силіцій не діють.

4. Використання силіцію

Чистий силіцій використовують як напівпровідник в електроніці. Із нього виготовляють сонячні батареї, котрі перетворюють сонячну енергію в електричну.

Феросиліцій (сплав силіцію із ферумом) використовують у металургії для одержання кислотостійких сталей. Сталь, що містить 15 % силіцію, розкладається тільки хлоридною кислотою. На сталь, котра містить 50 % силіцію не діє жодна кислота.

Серед штучно одержуваних сполук силіцію, які застосовуються в практиці, слід відмітити силіцій карбід, або карборунд **SiC**, що одержують прожарюванням в електропечах силіцій (IV) оксиду з надлишком коксу



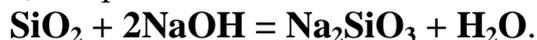
Карборунд за своєю твердістю мало в чому поступається перед алмазом, його використовують як абразивний матеріал для виготовлення точильних та шліфувальних кругів, брусків тощо.

5. Силіцій (IV) оксид та силікатна кислота

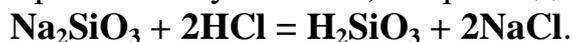
Силіцій (IV) оксид **SiO₂** – тверда, тугоплавка кристалічна речовина з високою температурою кипіння. Зустрічається у природі у вигляді звичайного та кварцового піску; у вигляді безбарвних кристалів гірського кришталю й фіолетових кристалів аметисту.

За хімічними властивостями **SiO₂** є ангідридом силікатної кислоти. При кімнатній температурі повільно розчиняється тільки у концентрованих розчинах лугів і у фторидній кислоті.

При сплавленні **SiO₂** з лугами або карбонатами лужних металів утворюються силікати, наприклад:



Силікатна кислота – гелеподібна не розчинна у воді речовина. Вона добре розчиняється у лугах, утворюючи солі. Силікатна кислота належить до дуже слабких та малостійких кислот. Її можна одержати при дії на розчини калій або натрій силікату кислоти, наприклад:

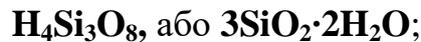


При цьому вона виділяється у вигляді білого драглистого осаду, який містить значну кількість води. При нагріванні ця кислота втрачає воду,

перетворюючись у SiO_2 . Частково зневоднена силікатна кислота (силікагель) використовується для адсорбції вологи та інших речовин.

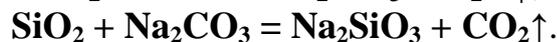
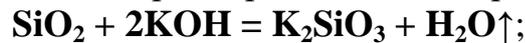
Узагалі силікатних кислот існує багато. Їх формули прийнято записувати як сполуки силікатного ангідриду з водою, зв'язуючи формули крапкою. Наприклад, формулу метасилікатної кислоти H_2SiO_3 записують так: $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Формулу ортосилікатної кислоти H_4SiO_4 ; записують $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Крім мета- та ортосилікатної кислоти існує багато так званих полісилікатних кислот, у молекулах яких міститься більше від одної молекули силікатного ангідриду. Їх позначають такою загальною формулою $(\text{SiO}_2)_n \cdot (\text{H}_2\text{O})_m$, наприклад:



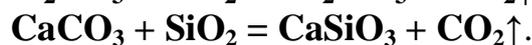
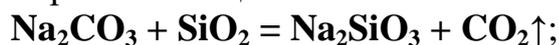
Солі силікатної кислоти називають силікатами, а полісилікатних – полісилікатами. Їх зображають звичайно формулами окремих оксидів, що входять до складу даного полісилікату, зв'язуючи формули оксидів крапками в єдину формулу полісилікату.

Натрій та калій силікати одержують сплавленням кремнезему з твердими лугами або з калій і натрій карбонатами, наприклад:



Одержані при цьому сплавленні солі мають вигляд склоподібної маси. Тому натрій та калій силікати називають **розчинним склом**, а водні їх розчини – **рідким склом**. Розчинне скло додають до цементу і бетону, щоб зробити їх водонепроникливими. Ним просочують тканини й дерево для надання їм вогнестійкості. З розчинного скла виготовляють вогнестійкі замазки, силікатний клей тощо.

Звичайне віконне скло і скляний посуд являють собою сплав натрій силікату, кальцій силікату й силіцій (IV) оксиду. Його приблизний склад можна виразити формулою $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Вихідними матеріалами для виготовлення скла служить білий кварцовий пісок SiO_2 , сода Na_2CO_3 та вапняк або крейда CaCO_3 . Суміш цих речовин у відповідних співвідношеннях сплавають у спеціальних печах, Спочатку при 700 – 800°C унаслідок взаємодії натрій і кальцій карбонатів із силіцій (IV) оксидом утворюються натрій та кальцій силікати:



При 1200 – 1300°C натрій і кальцій силікати з надлишком силіцій (IV) оксиду утворюють сплав



Скляну масу в розплавленому стані витримують до повного видалення газів. Разом із тим проводять знебарвлення скла додаванням

незначних кількостей манган (IV) оксиду MnO_2 . Звичайне скло буває забарвлене в зелений колір домішками ферум оксидів, які потрапляють разом із піском. Манган (IV) оксид надає склу рожевого забарвлення, а зелений і рожевий кольори в сукупності дають білий колір. Після цього скляну масу охолоджують до певного ступеня в'язкості й виготовляють різні вироби. Властивості скла залежать від його хімічного складу. Замінюючи соду на поташ K_2CO_3 , одержують тугоплавке скло, з якого виробляють хімічний посуд. Заміняючи Na_2O на K_2O , а CaO на PbO , одержують так зване кришталеве скло, що має здатність сильно заломлювати світло. Воно йде на виготовлення оптичного скла і художнього посуду. Для одержання кольорового скла до розплавленої маси додають оксиди різних металів. Так, Cr_2O_3 надає склу зеленого забарвлення, MnO_2 – червонувато-лілового, CuO – синього і т. д. Для одержання «молочного скла» до скляної маси додають трохи кріоліту $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$.

Значні переваги перед звичайним склом має кварцове скло, яке складається майже із чистого силіцій (IV) оксиду. Кварцове скло відзначається здатністю пропускати ультрафіолетове проміння й дуже незначним коефіцієнтом теплового розширення. З нього виготовляють спеціальний лабораторний посуд та прилади, які можна нагрівати майже до 1500°C . Кварцове скло витримує різкі зміни температури, його після сильного розжарення можна охолоджувати навіть у холодній воді, й воно не тріскається.

Крім виробництва скла, силікатна промисловість уключає виробництво керамічних виробів (фарфору, фаянсу, гончарних виробів), цегли та цементу.

Контрольні питання та завдання

1. У якому вигляді існує силіцій у природі?
2. Як одержують силіцій?
3. Які властивості силіцію Ви знаєте?
4. Як використовують силіцій?
5. Схарактеризуйте силіцій (IV) оксид і силікатну кислоту.
6. Де використовують силікати?
7. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - а) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{SiCl}_4 \rightarrow \text{Si}$;
 - б) силіцій \rightarrow магній силіцид \rightarrow силан \rightarrow силіцій (IV) оксид;
 - в) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$ гідроліз.

ОСНОВИ ХІМІЇ В'ЯЖУЧИХ РЕЧОВИН

План

1. Класифікація в'яжучих речовин.
2. Повітряні в'яжучі речовини.
3. Гідравлічні в'яжучі.
4. Корозія бетону та методи боротьби з нею.

1. Класифікація в'яжучих речовин

Неорганічними в'яжучими речовинами називають порошкоподібні матеріали, які при змішуванні з водою утворюють тістоподібну пластичну масу, що твердне через деякий час у тверде каменеvidне тіло.

Принципи класифікації можуть бути різними. Можна ділити в'яжучі речовини за:

- 1) принципом обробки (що вимагають і не вимагають випалення);
- 2) сировиною (натуральна та штучна);
- 3) властивостями й галузями використання (повітряні та гідравлічні);
- 4) швидкістю твердіння (швидкотверднучі й повільнотверднучі) та ін.

Частіше використовують класифікацію за властивостями (рис. 7). Усі в'яжучі речовини діляться на дві групи: повітряні та гідравлічні.

Особливу групу становлять кислототривкі й деякі інші види цементів.

До повітрянов'яжучих речовин відносять порошкоподібні матеріали, здатні після затворення водою тверднути і зберігати міцність на повітрі.

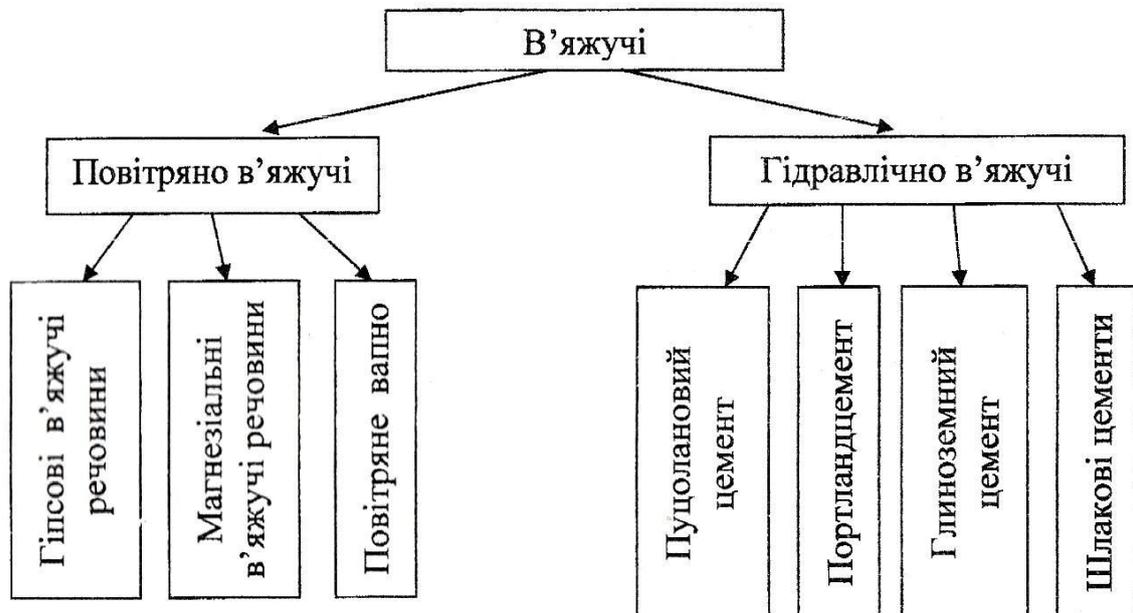


Рис. 7. Класифікація в'яжучих речовин за властивостями

До гідравлічних в'язучих речовин відносять порошкоподібні матеріали, здатні після затворення водою тверднути та отримувати більш високу міцність як у воді, так і на повітрі.

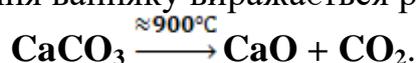
До кислототривких в'язучих речовин відносять цементи, стійкі проти дії кислот.

2. Повітряні в'язучі речовини

Вапняно в'язучі

Будівельне повітряне вапно – продукт, що одержують випалюванням (до можливо повного видалення CO_2) чистих або доломітизованих вапняків, які не містять значних домішок глинистих речовин.

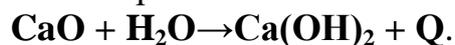
Процес випалювання вапняку виражається рівнянням



Вапно випалюють у печах періодичної та безперервної дії: камерних, кільцевих і шахтних.

Негашене вапно – продукт, що виходить із печі й складається в основному з CaO .

Процес взаємодії негашеного вапна з водою дістав назву гашення вапна. Цей процес виражається рівнянням



гашене вапно

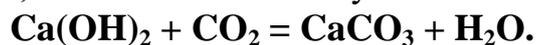
Гашення вапна супроводжується виділенням тепла та збільшенням його об'єму в 2,5 – 3 рази.

Якщо кількість води становить 60 – 80 % від маси вапна, то при гасінні одержують вапно-пушонку. При подальшому розбавленні водою одержують відповідно вапнякове тісто й вапнякове молоко. Застосовується для приготування штукатурних розчинів, а також у бетонах невисоких марок, що використовуються у сухих умовах. Вапно-пушонку використовують для приготування сухих сумішей.

В'язучі властивості зумовлені здатністю вапна поглинати з повітря вуглекислий газ і переходити у карбонат.

Процес твердіння відбувається у результаті двох процесів:

- 1) випарювання механічно доданої води та поступова кристалізація Ca(OH)_2 із насиченого водного розчину;
- 2) процес карбонізації, тобто поглинання вуглекислого газу з повітря



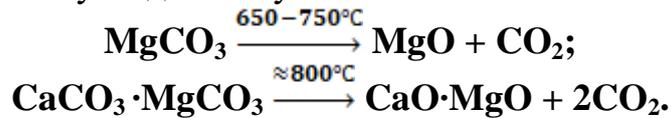
Чисте вапно внаслідок сильної усадки при висиханні розтріскується, тому його ніколи не використовують у чистому вигляді, а додають до нього якийсь заповнювач, частіше за все пісок. Вапно з піском утворює досить пластичний, придатний для обробки розчин. Хімічна взаємодія між піском та вапном за звичайних температур практично не відбувається. Твердіння проходить досить повільно. Причиною цього є той факт, що

плівка CaCO_3 , яка утворюється в перший період твердіння, ускладнює проникнення CO_2 усередину розчину, так що процес карбонізації практично призупиняється. Відбувається повільне випарення вологи та утворення кристалічного Ca(OH)_2 . Зростання міцності відбувається повільно, і сама міцність затверділого вапнякового розчину невелика.

Магнезіальні в'язучі

До магнезіальних в'язучих відносять **каустичний магнезит** і **каустичний доломіт**.

Магнезіальне в'язуче – це тонкодисперсний порошок, активною частиною якого є магній оксид. Магній оксид одержують помірним випаленням магнезиту та доломіту



При затворенні водою магній оксид гідратується повільно й проявляє слабкі в'язучі властивості, тому його затворяють водними розчинами декотрих солей. Зокрема, при затворенні магній хлоридом (бішофітом) одержують **магнезіальний цемент**, який через деякий час твердне і перетворюється у щільну білу масу.

Процес твердіння відбувається у результаті двох процесів:

1) утворення основної солі за рівнянням



2) полімеризація солі у ланцюги типу $-\text{Mg} - \text{O} - \text{Mg} - \text{O} - \text{Mg} - \text{O} -$, на кінцях яких знаходяться атоми хлору або гідроксильні групи.

Магнезіальний цемент як в'язучий матеріал використовують для виготовлення точильних каменів та різноманітних плит. Суміш його з тирсою називають ксилолітом і використовують для виготовлення безшовних підлог, підвіконь, сходових майданчиків та сходів.

Гіпсові в'язучі

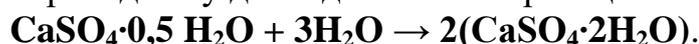
Будівельний гіпс – це продукт випалення тонко розмеленого природного гіпсу. При термічній обробці природний гіпс утрачає частину хімічно зв'язаної води



На окремих заводах після випалення гіпс піддають вторинному розмеленню.

Процес твердіння полягає у тому, що тісто (механічна суміш порошку напівводного гіпсу та води) перетворюється у тверде каменевидне тіло.

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ переходить у двоводний гіпс за реакцією



Напівводний гіпс – в'язуча речовина, що швидко схоплюється (5 – 15 хв). Для збільшення строку схоплення при літніх роботах уводять уповільнювачі схоплення (бура, сульфати лужних металів та ін.). У

зимовий час для скорочення строків схоплення вводять прискорювачі схоплення: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, гарячу воду, розчин вапна, пісок, шлак тощо.

Гіпсові в'язучі використовують для внутрішньої штукатурки, ремонтних робіт, виконання декоративних робіт на поверхні стін та стелі, виготовлення будівельних виробів, декоративних та звукоізолюючих плит, при виробництві сухих будівельних сумішей та ін.

Недоліком гіпсових в'язучих є низька водо- й морозостійкість.

3. Гідравлічні в'язучі

Портландцемент – повільно твердіюча гідравлічно в'язуча речовина, яку одержують випаленням глини, кремнезему та вапняку або природних осадкових вапнякових порід при температурі 1300 – 1500°C подальшим тонким помолом продукту випалення. Продукт випалення називають *клінкером*.

Приблизний склад клінкеру – $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (40 – 60%), $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (20 – 30%), $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ (5 – 13%), $4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ (8 – 12%).

Схоплення та твердіння портландцементу зумовлені складним комплексом фізико-хімічних процесів взаємодії води з мінералами клінкеру.

Деякі найбільш типові реакції гідrataції мінералів, що входять до складу клінкеру:



Початкова гідrataція, достатня для затвердіння цементного тіста, становить кілька годин, але реакції гідrataції можуть відбуватися ще досить довго.

Глиноземний цемент – швидкотвердіючий гідравлічно в'язучий (цемент, який одержують методом тонкого розмелення випаленої до спікання або сплавлення багатої глиноземом сировинної суміші. Сировиною для одержання глиноземного цементу є вапняк, пісок та боксити з умістом Al_2O_3 у межах 43 – 55 %.

До валового складу глиноземного цементу входять: Al_2O_3 (30 – 35 %), CaO (35 – 45 %), SiO_2 (5 – 10 %), Fe_2O_3 (5 – 15 %).

Головною складовою глиноземного цементу є $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$. Однак залежно від складу, умов випалення й охолодження також можуть утворюватися інші мінерали $5\text{CaO} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3$, $2\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$. Силіцій (IV) оксид SiO_2 може існувати у вигляді $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ а при підвищеному вмісті SiO_2 утворюється потрійна сполука $2\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2$. Fe_2O_3 входить до складу цементу у вигляді $4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

При взаємодії глиноземного цементу з водою відбувається в основному гідратація $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$



Перевагами глиноземного цементу є затвердіння у вологому середовищі, при додаванні цементу до бетону він стає водонепроникним, морозо- та корозійностійким. Глиноземний цемент – один із найбільш вогнестійких цементів (до 1700°C). Його використовують в умовах з високими температурами, агресивними водними і газовими середовищами.

Шлаковий цемент – вид цементу, який одержують при одночасному розмеленні гранульованих доменних шлаків та домішок-активаторів (вапно, будівельний гіпс тощо). Шлаковий цемент використовують для одержання будівельних розчинів і бетонів.

Пуцолановий цемент – група цементів, до складу яких уходить не менше ніж 20 % активних мінеральних домішок. У сучасному будівництві основний вид пуцоланового цементу – пуцолановий портландцемент, одержаний сумісним помолом портландцементного клінкеру (60 – 80 %), активних мінеральних домішок (20 – 40 %) і невеликої кількості гіпсу.

Відмінністю пуцоланового цементу є підвищена корозійна стійкість, особливо у м'яких та сульфатних водах, знижена морозостійкість і повільне твердіння. Пуцолановий цемент використовують в основному для одержання бетонів, що використовуються у підводних та підземних спорудах.

4. Корозія бетону та методи боротьби з нею

Корозія бетону – це погіршення характеристик і властивостей бетону в результаті дії на нього агресивного навколишнього середовища.

На цементний камінь та бетон можуть діяти різні рідини й гази, знижуючи міцність або навіть повністю руйнуючи їх.

За факторами впливу виділяють кілька видів корозії.

1. Фізична корозія. Це розчинення та вимивання з бетону $\text{Ca}(\text{OH})_2$ під дією проточної води. При цьому цементний камінь стає пористим і втрачає частину міцності.

2. Хімічна корозія відбувається під дією кислот, розчинів деяких солей та інших речовин, які реагують із кальцій гідроксидом або з $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. У результаті утворюються легкорозчинні у воді солі, котрі, кристалізуючись у порах та збільшуючись в об'ємі, розривають цементний камінь.

3. Біологічна корозія бетону відбувається внаслідок життєдіяльності мікроорганізмів.

4. Електрокорозія відбувається під дією електричного струму в результаті електрохімічних процесів, що виникають під дією постійного або змінного струму. Електрокорозію звичайно викликають блукаючі

струми, джерелами яких можуть бути трамвайні лінії, електрифікована залізниця та ін.

Захист бетонних будівельних конструкцій складається з наступних заходів.

Первинний захист: уведення до складу бетону різних модифікуючих домішок для підвищення корозійної стійкості.

Вторинний захист:

- ущільнення бетону різними способами;
- ізоляція бетону лакофарбовими, мастичними, полімерними матеріалами;
- захисне облицювання бетонних поверхонь різними плитами;
- уведення інгібіторів корозії бетону.

Контрольні питання та завдання

1. Як класифікують в'язучі речовини?
2. Які сполуки відносять до вапняно в'язучих?
3. Які процеси відбуваються при твердінні вапняно в'язучих?
4. Що таке магнезіально в'язуче?
5. За рахунок яких процесів твердіють магнезіально в'язучі?
6. Як одержують будівельний гіпс?
7. Які недоліки гіпсових в'язучих Ви знаєте?
8. Що відносять до гідравлічно в'язучих?
9. Що таке клінкер?
10. Чим зумовлене схоплення та твердіння портландцементу?
11. Які види корозії Ви знаєте?
12. Якими методами борються з корозією?

ВИКОРИСТАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Загальна хімія / Н.Л. Глинка. – К.: Вища школа, 1976. – 704 с.
2. Загальна хімія / В.В. Григор'єва [та ін.]. – К.: Вища школа, 1991. – 431 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія / В.І. Кириченко. – К.: Вища школа, 2005. – 639 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 1998. – 743 с.
5. Хомченко І.Г. Загальна хімія / І.Г. Хомченко. – К.: Вища школа, 1993. – 424 с.
6. Хімія: посібник для вступників до вузів / В.В. Сухан, Т.В. Табенський, А.Й. Капустян, В.Г. Горлач. – К.: Либідь, 1993. – 408 с.

ЗМІСТ

Вода. Жорсткість води	3
Кальцій, магній та їх сполуки	10
Алюміній і його сполуки	14
Хром та його сполуки	20
Манган і його сполуки	24
Ферум та його сполуки	27
Карбон і його сполуки	37
Силіцій та його сполуки	42
Основи хімії в'язучих речовин	47
Використана література	53

Стороженко Дмитро Олексійович
Бунякіна Наталія Володимирівна
Об'єдкова Оксана Андріївна
Дрючко Олександр Григорович

КУРС ЛЕКЦІЙ З ДИСЦИПЛІНИ
«ХІМІЯ» ДЛЯ СТУДЕНТІВ УСІХ СПЕЦІАЛЬНОСТЕЙ
І ФОРМ НАВЧАННЯ
Частина 3

Комп'ютерна верстка Н.В. Бунякіна, О.А. Об'єдкова
Редактор Я.В. Новічкова

Друк RISO

Обл. – вид. арк.

Поліграфцентр
Полтавського національного технічного університету
імені Юрія Кондратюка
36601, м. Полтава, Першотравневий просп., 24
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до
Державного реєстру видавців, виготівників і розповсюджувачів видавничої
продукції

Серія ДК № 3130 від 06.03.2008

Віддруковано з оригінал-макета поліграфцентру ПолтНТУ