

ДЕПАРТАМЕНТ ОСВІТИ І НАУКИ ЧЕРКАСЬКОЇ ОБЛАСНОЇ  
ДЕРЖАВНОЇ АДМІНІСТРАЦІЇ  
ЧЕРКАСЬКИЙ ОБЛАСНИЙ ІНСТИТУТ ПІСЛЯДИПЛОМНОЇ ОСВІТИ  
ПЕДАГОГІЧНИХ ПРАЦІВНИКІВ ЧЕРКАСЬКОЇ ОБЛАСНОЇ РАДИ

**Шляхи підвищення якості  
природничо-математичної освіти**

*О.І.Замулко, Л.І.Даниленко,  
В.П.Підгорна, Т.В.Громова,  
Н.В.Саєнко, Т.В.Харченко,  
І.В.Костриця, Л.В.Заруба, І.В. Белінська,  
Л.А.Плужник, Т.В.Лаврік, Є.О.Рудь*

## ***Вивчення неметалічних елементів у профільних хіміко-біологічних класах***

**ІІІ частина**

**Черкаси  
2013**

**АВТОРИ:**

*Замулко О.І.*, методист лабораторії природничо-математичних дисциплін ЧОПОПП;  
*Даниленко Л.І.*, методист лабораторії природничо-математичних дисциплін ЧОПОПП;

*Підгорна В.П., Громова Т.В.*, учителі Черкаської спеціалізованої школи I-III ступенів № 33 ім. В.Симоненка Черкаської міської ради;

*Саєнко Н.В., Харченко Т.В.*, учителі Корсунь-Шевченківського ліцею Корсунь-Шевченківської районної ради;

*Костриця І.В.*, учитель Монастирищенського навчально-виховного комплексу «Ліцей – загальноосвітня школа I-III ступенів «Ерудит» Монастирищенської районної ради;

*Заруба Л.В., Белінська І.В., Плужник Л.А.*, учителі Смілянської загальноосвітньої школи I-III ступенів № 11 Смілянської міської ради;

*Лаврік Т.В., Рудь Є.О.* учителі Черкаської гімназії № 9 ім. О.А.Луценка Черкаської міської ради.

**РЕЦЕНЗЕНТИ:**

*Волошенко О.В.*, в.о. професора кафедри педагогіки ЧОПОПП, кандидат педагогічних наук;

*Смаглюк Ю.І.*, учитель Черкаської спеціалізованої школи I-III ступенів № 17 Черкаської міської ради.

Навчально-методичний посібник створено відповідно до чинних програм з хімії та біології для старшої школи (профільний рівень).

Мета створення посібника – забезпечити вчителів біології та хімії, які викладають у класах хіміко-біологічного профілю, комплектом дидактичних матеріалів (пізнавальні та розрахункові задачі до розділу «Неметалічні елементи»). Запропоновані типи завдань можна використовувати на різних етапах уроку, зокрема для здійснення мотивації, на етапі засвоєння нового матеріалу, закріплення, а також для підготовки до учнівських предметних олімпіад та турнірів. Завдання різноманітні за змістом і рівнем складності. У посібнику вміщено теоретичні відомості про сучасні відкриття в галузі біології та хімії, що суттєво посилять пізнавальний інтерес до біологічних та хімічних наук та сприятимуть глибокому засвоєнню програмового матеріалу.

Навчально-методичний посібник призначений для вчителів та учнів загальноосвітніх шкіл та спеціалізованих шкіл, ліцеїв, гімназій.

Затверджено на засіданні Вченої ради інституту.  
Протокол № 2 від 30.05.2013 року

## ЗМІСТ

|              |   |     |
|--------------|---|-----|
| <b>I.</b>    | Вступ   | 4   |
| <b>II.</b>   | Гідроген, водень                                    | 5   |
| <b>III.</b>  | Галогени – р-елементи VII групи ПС                  | 12  |
|              | Флуор, фтор   | 12  |
|              | Хлор  | 19  |
|              | Бром  | 33  |
|              | Йод   | 40  |
|              | Астат   | 55  |
| <b>IV.</b>   | Халькогени - р-елементи VI групи                    | 61  |
|              | Оксиген, кисень, озон                               | 61  |
|              | Сульфур, сірка                                      | 70  |
|              | Селен   | 81  |
|              | Телур   | 89  |
|              | Полоній   | 96  |
| <b>V.</b>    | р-елементи V групи ПС                               | 101 |
|              | Нітроген  | 101 |
|              | Фосфор  | 112 |
|              | Арсен   | 122 |
| <b>VI.</b>   | р-елементи IV групи ПС                              | 128 |
|              | Силіцій, кремній                                    | 128 |
| <b>VII.</b>  | Інертні (благородні) гази - р-елементи VII групи ПС | 133 |
|              | Аргон   | 133 |
|              | Криптон   | 136 |
| <b>VIII.</b> | Джерела інформації                                  | 138 |

## Фосфор

Хімічний символ: P

Порядковий номер: 15

Атомна маса: 30,974 а.о.м.

Електронна конфігурація:  $3s^23p^3$

Електронегативність 2,1

Ступені окиснення: -3; 0; +3; +5

**Історія відкриття.** Фосфор було відкрито 1669 р. алхіміком Хеннінгом Брандтом, коли він у пошуках «філософського каменю» сильно нагрівав сухий залишок сечі з вугіллям без доступу повітря. Виділена речовина світилася на повітрі і далі загорялася. Брандт дав їй назву «Фосфор», тобто «той, що носить світло».

Після відкриття ще довго фосфор був рідкісною і дорогою речовиною, так як вміст у сечі його мізерно малий, а добування складне. І лише після 1771 р., коли шведський хімік К. Шееле розробив спосіб отримання фосфору з кісток, можна було добувати його в значних кількостях.

**Поширення у природі.** Фосфор достатньо поширений елемент, вміст його у земній корі – 0,12%. Внаслідок своєї активності у вільному стані Фосфор у природі не зустрічається, а тільки у сполуках. Найважливіші природні сполуки Фосфору: *фосфорит*, який складається в основному з кальцій фосфату, і мінерал *апатит*, який крім кальцій фосфату містить хлорид або кальцій фторид.

**Біологічна роль.** Фосфор – один з основних компонентів (головним чином у вигляді) живої речовини і входить до складу нуклеїнових кислот (ДНК і РНК), клітинних мембран, аденозинтрифосфата (АТФ) і аденозиндифосфата (АДФ), жирів, кісток і зубів. Колообіг Фосфору, як і інших біогенних елементів, відбувається за великим і малим циклами.

Запаси Фосфору, доступні живим істотам, повністю сконцентровані в літосфері. Основні джерела неорганічного Фосфору – виверження вулканів або осадові породи. В земній корі вміст Фосфору не перевищує 1%, що лімітує продуктивність екосистем. З породи земної кори неорганічний Фосфор залучається в циркуляцію континентальними водами. Він поглинається рослинами, які при його участі синтезують різні органічні сполуки і таким чином включаються в трофічні ланцюги. Потім органічні фосфати разом з трупами, відходами та виділеннями живих істот повертаються в землю, де знов піддаються впливу мікроорганізмів і перетворюються в мінеральні форми, які використовуються зеленими рослинами.

В екосистему океану Фосфор приноситься текучими водами, що сприяє розвитку фітопланктону і живих організмів. У наземних системах колообіг Фосфору проходить в оптимальних природних умовах із мінімумом втрат. В океані справа відбувається інакше. Це пов'язано з постійним осіданням (седиментацією) органічних речовин. Осівший на невеликій глибині органічний Фосфор повертається у колообіг. Фосфати, відкладені на великих морських глибинах не приймають участь у малому колообігу. Однак тектонічні рухи сприяють підйому осадових порід на поверхню. Таким чином Фосфор повільно переміщується з фосфатних родовищ на суші і мілководних океанічних осадів до живих організмів назад.

Запаси Фосфору на землі малі. Тому вважається, що Фосфор – основний фактор, лімітуючий зростання первинної продукції біосфери. Крім того, Фосфор – головний регулятор всіх інших біогеохімічних циклів, це – найбільш слабка ланка в життєвому ланцюзі, що забезпечує існування людини.

Антропогенний вплив на колообіг Фосфору полягає в наступному:

- 1) видобуток великих кількостей фосфатних руд для мінеральних добрив та миючих засобів призводить до зменшення кількості Фосфору в біотичному колообігу;

- 2) стоки з полів, ферм та комунальні відходи призводять до збільшення фосфат-йонів у водосховищах та різкого зростання водних рослин і порушення рівноваги у водних екосистемах.

**Будова.** Алотропна модифікація білого фосфору, що отримується при конденсації пари, має молекулярну кристалічну ґратку, у вузлах якої дислоковані молекули P<sub>4</sub>. Червоним фосфором є полімерна речовина. Найбільш стабільною модифікацією фосфору є чорний фосфор. Його отримують алотропним перетворенням білого фосфору при температурі 220<sup>0</sup>С і тиску 1200 МПа. На вигляд він нагадує графіт. Кристалічна структура чорного фосфору шарувата, така, що складається з гофрованих шарів. Як і в червоному фосфорі, тут кожен атом фосфору зв'язаний ковалентними зв'язками з трьома сусідами. Відстань між атомами фосфору 0,387 нм.

#### **Фізичні властивості.**

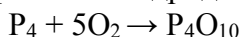
**Білий фосфор.** Внаслідок наявності слабких міжмолекулярних сил, білий фосфор легкий, легкоплавкий, ріжеться ножом і розчиняється в неполярних розчинниках, наприклад в сірковуглеці. Білий фосфор досить реакційноздатна речовина. Він енергійно взаємодіє з киснем, галогенами, сіркою і металами. Окиснення фосфору на повітрі супроводжується розігріванням і свіченням. Тому білий фосфор зберігають під водою, з якою він не реагує. Білий фосфор дуже токсичний. При тривалому зберіганні, а також при нагріванні білий фосфор переходить у червону модифікацію.

**Червоний фосфор** - речовина, нерозчинна в сірковуглеці, менш токсична, ніж білий фосфор. Окиснюється червоний фосфор важче білого, не світиться в темноті.

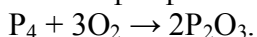
**Чорний фосфор** на вигляд нагадує графіт. Білий і червоний фосфор - діелектрики, а чорний фосфор - напівпровідник.

**Хімічні властивості.** У хімічному відношенні чорний фосфор найменш реакційноздатний.

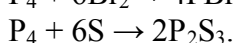
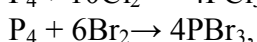
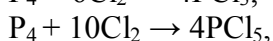
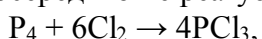
1. При кімнатній температурі дрібнодисперсний фосфор самозаймається, утворюючи ангідриди фосфатної кислоти P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> (P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>):



При нестачі кисню утворюється оксид фосфору (III), який формально є ангідридом двоосновної фосфітної кислоти H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>:

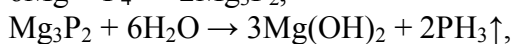
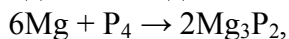


2. Білий фосфор активно реагує з галогенами, сіркою (азот з цими елементами безпосередньо не реагує) - при цьому утворюються PCl<sub>5</sub>, PCl<sub>3</sub>, PBr<sub>5</sub>, PBr<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>S<sub>5</sub>, P<sub>2</sub>S<sub>3</sub>:

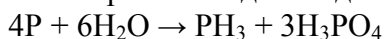


Червоний і чорний фосфор вступають в аналогічні реакції при вищих температурах.

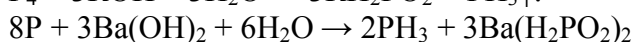
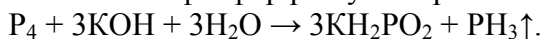
3. Так само, як і азот, фосфор реагує з металами, утворюючи фосфіди; останні, взаємодіючи з водою або кислотами, виділяють фосфін PH<sub>3</sub>:



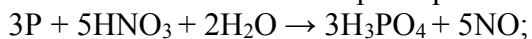
4. При взаємодії з водою диспропорціонує:



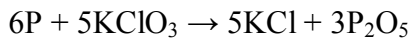
Лише білий фосфор реагує з гарячим лугом, утворюючи фосфін і гіпофосфіт:



5. Сильні окисники перетворюють фосфор у фосфатну кислоту:



6. Реакції окиснення також відбувається при підпалюванні сірників, в якості окисника виступає бертолетова сіль:



**Вплив на живі організми.** Фосфор - один з найважливіших біогенних елементів, необхідний для життєдіяльності всіх організмів. Присутній в живих клітинах у вигляді орто- і пірофосфорної кислот і їх похідних, а також входить до складу нуклеотидів, нуклеїнових кислот, фосфопротеїдів, фосфоліпідів, фосфорних ефірів вуглеводів, багатьох коферментів і інших органічних сполук.

Фосфор бере участь в різних метаболічних процесах і відіграє важливу роль в життєдіяльності всіх живих організмів. Вміст Фосфору в крові є одним із важливих показників складу мінерального обміну і одним із основних діагностичних ознак ряду захворювань і патологічних станів, таких як рахіт, спазмофілія, гіпопаратиреоз, гіперпаратиреоз, синдром Лейвуда-Олбрайта.

В тілі людини знаходиться приблизно 1% Фосфору, але в переносі на суху вагу – 2,5%. Приблизно 80-87% всього Фосфору, який є в організмі людини, знаходиться в скелеті, близько 0,2% - в крові.

В живих організмах Фосфор п'ятивалентний і входить головним чином до складу фосфатів і в меншій мірі – до складу піро- і поліфосфатів.

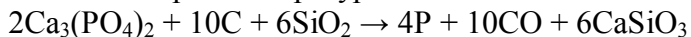
Велика кількість Фосфору міститься в апатиті (кальцій фторфосфаті) зубів. Розчини організму містять фосфати калію і натрію і деякі органічні сполуки.

Найціннішими джерелами легкозасвоюваного Фосфору є яйця (особливо жовток), печінка, м'ясо, молоко, сир, боби, горох.

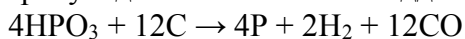
З точки зору клінічного дослідження важливим є визначення Фосфору в крові і сечі в крові. Розрізняють 2 фракції Фосфору: кислотнорозчинний Фосфор і кислотнонерозчинний.

В медичній практиці препарати Фосфору мають органічне призначення. Для практичних цілей використовують препарати, які доставляють в організм Фосфор або полегшують його доставку. Інколи достатнім є введення в харчовий режим продуктів з високим вмістом Фосфору, наприклад риби. Препарати Фосфору в малих дозах посилюють ріст і розвиток кісткової тканини, стимулюють кровообіг, гальмують окисні процеси, беруть участь в обміні речовин.

**Добування.** Фосфор отримують з апатиту або фосфориту в результаті взаємодії з коксом і піском при температурі 1500°C:



Пари білого фосфору, що утворюються, конденсуються в приймачі під водою. Замість фосфориту відновленню можна піддати і інші сполуки, наприклад, метафосфатну кислоту:



**Застосування.** Фосфор є найважливішим біогенним елементом і в той же час знаходить дуже широке застосування в промисловості.

Червоний фосфор застосовують у виробництві сірників. Його разом з тонко подрібненим склом і клеєм наносять на бічну поверхню коробки. При терті сірникової голівки, до складу якої входять хлорат калію і сірка, відбувається займання.

Червоний і білий фосфор використовують при добуванні йодоводневої і бромоводневої кислот.

Фосфід цинку  $Zn_3P_2$  застосовують для боротьби з гризунами.

Білий фосфор використовують у військовій справі для запальних бомб, а також для димоутворюючих снарядів, шашок і гранат, що дають димові завіси.

Чисту фосфорну кислоту використовують в харчовій і фармацевтичній промисловості.

Технічна фосфорна кислота йде для фарбування тканин, виробництва емалей, зубних пломб, а також для виробництва фосфорних добрив.

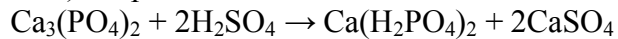
Фосфор утворює багато фосфорорганічних сполук, що використовуються, як добрива. Крім того як комплексоутворювачі в засобах для пом'якшення води та у складі пасиваторів поверхні металів (захист від корозії)

**Застосування сполук Фосфору.**

**Фосфатні добрива**

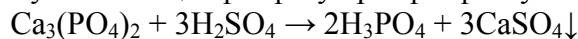
*Звичайний суперфосфат* ( $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ ) є найбільш поширеним фосфорним добривом. Недоліком його є те, що значну частину його маси складає баласт — кальцій сульфат, який підвищує вартість транспортування добрива.

Звичайний суперфосфат добувають шляхом обробки фосфориту або апатиту розрахованою кількістю розведеної сульфатної кислоти. При цьому нерозчинний нормальний фосфат кальцію  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  переходить у легкорозчинний дигідрофосфат кальцію  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  за реакцією:



*Подвійний суперфосфат* ( $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ), як і звичайний, містить фосфор у вигляді добре розчинного кальцій дигідрофосфату. Але в ньому, на відміну від звичайного, немає кальцій сульфату, і вміст фосфору в ньому значно вищий. Через це виробництво подвійного суперфосфату розвивається прискореними темпами, ніж звичайного. Подвійний суперфосфат дорожчий від звичайного, оскільки виробництво його складніше і при цьому витрачається багато тепла на випарювання води.

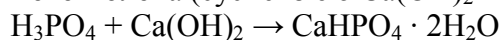
Подвійний суперфосфат виробляють теж з фосфоритів або апатитів обробкою розведеної сульфатної кислоти. Однак кислоти при цьому беруть більше, щоб повністю витиснути з кальцій фосфату ортофосфатну кислоту:



*Сульфат кальцію.* Як практично нерозчинна речовина виділяється в осад, а ортофосфатна кислота залишається в розчині. Осад відфільтровують, а розчин упарюють і потім ним обробляють нові порції фосфориту або апатиту. При цьому кількість ортофосфатної кислоти розраховують так, щоб одержати кальцій дигідрофосфат:



*Преципітат* за складом являє собою кальцій дигідратгідрофосфат  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Його добувають нейтралізацією розчину ортофосфатної кислоти розрахованою кількістю вапняного молока (суспензією  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  в воді) до утворення кальцій гідрофосфату:



Одержувана сіль нерозчинна і випадає в осад, який потім виділяють і обережно висушують. Преципітат — цінне концентроване фосфорне добриво і дешевше від подвійного суперфосфату. Але він дуже мало розчинний і тому його з успіхом можна застосовувати лише на слабокислих ґрунтах (які містять органічні кислоти).

*Фосфоритна і апатитна мука* - тонко розмелений фосфорит або апатит, її використовують як фосфорне добриво лише на кислих ґрунтах, оскільки фосфор у ній міститься у вигляді нерозчинного нормального фосфату кальцію  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Фосфоритну муку краще вносити в ґрунт разом з кислими добривами, наприклад з амоній сульфатом  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  або тваринним перегноєм.

*Томасшлак* — є відходами металургійного виробництва. Він утворюється при переробці чавуну з великим вмістом фосфору в технічне залізо томасівським способом. Склад томасшлаку виражається такою приблизною формулою:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaO}$ . Отже, він відрізняється від нормального кальцій фосфату тим, що містить у своєму складі надлишок  $\text{CaO}$ , завдяки чому відзначається сильно основним характером. Томасшлак застосовують у вигляді тонко розмеленого порошку на сильно кислих ґрунтах (наприклад, торфянистих і болотистих), де він нейтралізує надлишок кислот і одночасно збагачує ґрунт фосфором.

#### **Фосфорні добрива.**

Складні і змішані фосфорні добрива містять не один, а два або і всі три необхідних для живлення рослин елементи, тобто азот, фосфор і калій. Найважливішими з них є так звані амофоси і азофоска.

До *амофосів* належать амоній дигідрофосфат  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  і амоній гідрофосфат  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ . Амофоси одержують нейтралізацією розчину фосфатної кислоти розчином амоніаку з наступним упарюванням і кристалізацією солі. Амофоси є дуже цінним складним добривом, яке містить азот і фосфор.

*Азофоска* — це суміш амоній гідрофосфату  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  і калій нітрату  $\text{KNO}_3$ . Її одержують кристалізацією з розчину суміші двох солей. Залежно від співвідношення вихідних речовин одержують різні сорти азофоски, які відрізняються між собою вмістом азоту, фосфору і калію.

#### **Сучасні наукові досягнення.**

**Кофермент** — невелика небілкова (неамінокислотна) молекула, що вільно зв'язується з ферментом та важлива для його каталітичної активності. Коферменти іноді називають косубстратами. Ці молекули не формують постійної частини структури ферментів і звільнюються в процесі каталітичного циклу. Це відрізняє коферменти від простетичних груп, які є щільно зв'язаними компонентами складних білків (такі як флавін або гем). Як коферменти, так і простетичні групи належать до ширшого класу речовин молекул кофакторів, які є будь-якими небілковими молекулами, необхідними білкам для діяльності.

У обміні речовин коферменти найчастіше залучені як до реакцій передачі групи, наприклад кофермент А і аденозинтрифосфат (АТФ), так і до окислювально-відновлювальних реакцій, наприклад кофермент Q10 і нікотинамідаденіндинуклеотид (НАД<sup>+</sup>). Коферменти постійно споживаються і переробляються в процесі обміну речовин, одні ферменти зазвичай додають кофермент до ферментів, а інші усувають їх. Наприклад, фермент АТФ-синтетаза фосфорилує аденозиндифосфат (АДФ), перетворюючи його на АТФ, а інші ферменти, такі як кінази, дефосфорилують АТФ назад до АДФ.

**Аденозинтрифосфат (АТФ)** або аденозинтрифосфорна кислота, аденілпірофосфорна кислота — нуклеотид, який містить аденін, рибозу та три фосфатні групи.

У реакціях, що протікають в клітині, АТФ бере участь у вигляді  $\text{Mg}^{2+}$ -комплексу. АТФ є головним донором енергії, яка використовується безпосередньо, а не є формою запасання енергії.

Молекула АТФ вважається носієм енергії, оскільки її трифосфатний компонент містить два фосфоангідридні зв'язки. При гідролізі АТФ до аденозиндифосфату (АДФ) та ортофосфату або до аденозинмонофосфату (АМФ) та пірофосфату виділяється велика кількість енергії. Реакцію взаємодії АТФ з АМФ з утворенням 2 молекул АДФ каталізує аденілаткіназа (інша назва — міокіназа). АТФ бере участь в енергетичному обміні у всіх живих організмах, у процесах росту, руху та відтворення. Зелені рослини використовують світлову енергію для виробництва АТФ у процесі фотосинтезу.

Центральну роль АТФ в обміні енергії у біологічних системах відкрили Фріц Ліпман та Герман Калькар у 1941 році.

АТФ — універсальне джерело енергії для всіх біохімічних процесів.

Хімічна формула:  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{N}_5\text{O}_{13}\text{P}_3$

**Нуклеотид** — фосфорні ефіри нуклеозидів, нуклеозидфосфати. Нуклеотиди є складовими частинами нуклеїнових кислот і багатьох коферментів. Вільні нуклеотиди, зокрема АТФ, АМФ, АДФ, відіграють важливу роль в енергетичних і інформаційних внутріклітинних процесах.

Нуклеотид побудований з цукору-пентози, азотистої основи (пуринової або піримідинової) і залишку фосфатної кислоти. Сполуки пентози і азотистої основи називаються нуклеозидами.

Залежно від структури пентози розрізняють рибонуклеотиди і дезоксирибонуклеотиди, які є мономерами молекул складних біологічних полімерів (полінуклеотидів) — відповідно РНК або ДНК.

**Нуклеїнові кислоти** — складні високомолекулярні біополімери, мономерами яких є нуклеотиди. Природні нуклеїнові кислоти — ДНК і РНК — виконують у всіх живих організмах роль передачі і експресії генетичної інформації. Складається із залишків нітратної основи, п'ятиуглцевого моносахариду (пентози) і фосфатної кислоти. Залежно від виду пентози, що входить до складу нуклеотиду, їх поділяють на дезоксирибонуклеїнову (ДНК) та рибонуклеїнову (РНК). Нуклеїнові кислоти є біополімерами, мономерами яких є нуклеотиди. Нуклеотиди є складними ефірами нуклеозиду і фосфорної кислоти і з'єднуються через



залишок фосфорної кислоти (фосфодіефірний зв'язок). Нуклеозид складається з цукру — пентози (рибози або дезоксирибози залежно від типу нуклеїнової кислоти) і азотистої основи (пуринового або піримідинового).

Вперше були виділені з ядра. Зустрічаються два типи кислот: дезоксирибонуклеїнова (ДНК) рибонуклеїнова (РНК). Це найбільш високомолекулярні речовини у клітині; маса ДНК у сотні разів перевищує масу РНК. Вперше їх виявлено в ядрі клітини, звідки й походить назва цих сполук(від лат. нуклеус - ядро).

ДНК — Дезоксирибонуклеїнова кислота. Цукор — дезоксирибоза, азотисті основи: пуринові — гуанін (G), аденін (A), піримідинові — тимін (T) і цитозин (C). ДНК часто складається з двох полінуклеотидних ланцюжків, направлених антипаралельно.

РНК — Рибонуклеїнова кислота. Цукор — рибоза, азотисті основи: пуринові — гуанін (G), аденін (A), піримідинові урацил (U) і цитозин (C). Структура полінуклеотидного ланцюжка аналогічна такій в ДНК, дволанцюжкові РНК зустрічаються тільки у вірусів. Через особливість рибози, молекули РНК часто мають різні вторинні і третинні структури, утворюючи комплементарні ділянки між різними ланцюжками.

**Фосфоліпіди** – складні ліпіди, що містять в своєму складі багатоатомний спирт, залишок фосфорної кислоти та залишки жирних кислот. Є основними складовими біологічних мембран. Типова молекула фосфоліпиду має гідрофільну полярну голову та два гідрофобних хвоста. Довжина хвостів коливається у межах 14-24 атомів Карбону у ланцюзі. Один з хвостів містить декілька ненасичених зв'язків між атомами Карбону, інший не містить. Кожен ненасичений зв'язок обумовлює вигин карбонового ланцюга та дуже важливий для зв'язку фосфоліпідів між собою в біологічних структурах. Склад хвостів фосфоліпідів залежить від зовнішнього джерела жирних кислот для організму.

**Властивості.** В оточенні води фосфоліпіди мають властивість організовуватись таким чином, що гідрофільні голівки обернуті назовні та контактують з водою, а хвости направлені всередину та контактують тільки з хвостами сусідніх фосфоліпідів. При цьому виникає два типи утворень: міцели – невеликі сферичні частинки, хвости обернені всередину; бімолекулярні шари, де хвости розташовані між двома шарами гідрофільних голів. Окремим випадком бімолекулярного шару є ліпосоми, що беруть участь у клітинному піноцитозі.

**Значення.** Фосфоліпіди є важливою частиною усіх біологічних мембран. Вони обумовлюють пластичні та текучі властивості клітинних мембран та мембранних органодів клітини, в той час як холестерин обумовлює жорсткість та стабільність мембрани. Крім того вони входять до складу ліпопротеїнів мембран. Також фосфоліпіди беруть участь у транспорті поживних речовин до клітини.

В організмах вищих тварин фосфоліпіди синтезуються у всіх тканинах, але основним їх джерелом є печінка, а також тонкий кишечник. Фосфоліпіди в певній кількості присутні у сироватці крові, де вони виконують транспортну функцію. Оскільки вони в деякій мірі гідрофільні, вони можуть транспортувати у крові повністю гідрофобні молекули, такі як холестерин та жирні кислоти.

**Рахіт.** Основна причина виникнення дитячого рахіту - це нестача вітаміну D. Нестача вітаміну D - порушення кальцієвого і фосфорного обмінів в організмі дитини - порушення процесів утворення і росту кісток, і їх мінералізації - істотні порушення в роботі нервової системи та функціонуванні внутрішніх органів.

Нестача вітаміну D може виникнути у малюка внаслідок неповноцінного харчування, а також рідкого перебування на сонці, оскільки вітамін D виробляється в шкірі людини саме при дії сонячних променів. Звичайно, існують й інші причини захворювання. Наприклад, ускладнення під час вагітності та пологів, неактивний спосіб життя матері і дитини, несприятливі соціальні умови життя. Сприяють розвитку рахіту у дітей занадто велика маса тіла, недостатня вага при народженні, прийом деяких лікарських препаратів.

**Ознаки і симптоми рахіту.** Для того щоб вчасно діагностувати у дитини рахіт, достатньо бути просто спостережливими і уважними батьками. У цього захворювання існують досить яскраво виражені ознаки. Оскільки основний вплив це захворювання робить

на ріст кісток, перший симптом при рахіті - саме кістки є основним показником наявності у дитини рахіту. По-перше, кістки розм'якшуються. Як наслідок, на голові дитини чітко виступають лобові і тім'яні горби, потилиця може стати плоскою, що інакше називається «сплюснення потилиці», голова стає більше схожа на квадрат, ніж на овал. На кістках рук, ніг і грудної клітки можуть утворитися своєрідні кісткові нарости, які називають «чотками». У важких випадках ноги дитини викривляються і набувають форми літери Х або букви О.

У зв'язку з неправильним розвитком м'язів живота, животик дитини стає як би розпластаним, і нагадує жаб'ячий. Одним із симптомів рахіту також є облісіння частини голови дитини або всієї її поверхні.

**Профілактика рахіту.** Захворювання рахітом набагато легше запобігти, ніж лікувати. Лікування рахіту досить складне і тривале. Тому батьки повинні звертати увагу на профілактичні заходи:

- регулярні прогулянки, при цьому бажано, щоб навіть в холодну погоду частина шкіри потрапляла під вплив сонячних променів; тобто, необхідно виставляти обличчя малюка на сонечко, навіть у мороз;
- збалансований раціон харчування, в якому обов'язково мають бути присутні вітамін D і кальцій (наприклад, риба (особливо жирна, така як скумбрія, сьомга), молоко та молочні продукти, вершкове масло і сир, яєчний жовток

### Пізнавально-розрахункові задачі

1. Визначте формулу кристалогідрату натрій фосфату, якщо після прожарювання 19 г кристалогідрату маса твердого залишку 8,2 г.
2. Скільки фосфору можна отримати з тони фосфориту, який містить 85% кальцій фосфату, якщо виробничі втрати фосфору складають 2% ?
3. Скільки грамів ортофосфатної кислоти утвориться і який об'єм водню при температурі 27°С і тиску 1 атм виділиться в результаті окиснення 12,4 г фосфору водяним паром?
4. При 800°С густина парів фосфору за повітрям дорівнює 4,27. З скількох атомів складається молекула фосфору?

### І рівень

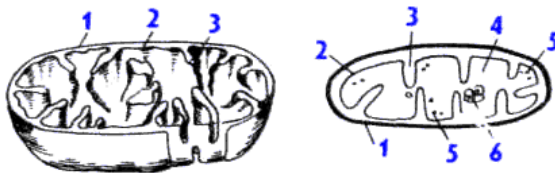
5. Фосфіди добувають нагріванням металів з фосфором. Складіть формули фосфідів кальцію і алюмінію. **Відповідь:** Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>; AlN
6. З білого фосфору нагріванням з парою води при температурі 500°С добувають фосфатну кислоту за схемою:  

$$P + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + H_2$$
 Яка маса кислоти утвориться і який об'єм водню (н.у.) виділиться в результаті взаємодії фосфору масою 12,4 г з водою? **Відповідь:** 39,2 г; 22,4 л.
7. Які сполуки входять до складу АТФ?  
 А - азотиста основа аденіну;  
 Б - вуглевод рибоза;  
 В - три молекули фосфорної кислоти;  
 Г - гліцерин;  
 Д - амінокислота.
8. **Відповідь:** А,Б,В
9. Вкажіть правильне рівняння реакції повного розщеплення глюкози:  
 А  $C_6H_{12}O_6 + 2 H_3PO_4 + АДФ \rightarrow 2C_3H_6O_3 + АТФ + 2H_2O + 20кДж$ ;  
 Б  $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 + 6H_2O \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + 1520 кДж$ ;  
 В  $C_6H_{12}O_6 + H_3PO_4 + 6O_2 + АДФ \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + АТФ + 260 кДж$ ;  
 Г  $C_6H_{12}O_6 + 38 H_3PO_4 + 38АДФ + 602 \rightarrow 6CO_2 + 44H_2O + 38АТФ + 2800 кДж$ .  
**Відповідь:** Г

10. Вкажіть, де в мітохондріях розташовані ферменти дихання й синтезу АТФ:  
 А у просторі між мембранами;      Б на внутрішній мембрані;  
 В на зовнішній мембрані;      Г на рибосомах мітохондрій.  
**Відповідь:** В

### II рівень

11. У медицині для нейтралізації отруйного білого фосфору використовують солі Купруму. Закінчить рівняння реакції:  
 $P + CuSO_4 + H_2O \rightarrow Cu + H_3PO_4 + H_2SO_4$   
**Відповідь:**  $2P + 5CuSO_4 + 8H_2O \rightarrow 5Cu + 2H_3PO_4 + 5H_2SO_4$
12. Перетворення білого фосфору в червоний прискорюється в присутності йоду, який відіграє роль каталізатора. Проміжною сполукою при цьому є фосфор йодид. Визначте формулу цієї сполуки, якщо відомо, що до її складу входить 89,12% Йоду, а густина її парів за воднем 285.
13. До харчових фосфатів належать натрієві та калієві солі. Добавки харчових фосфатів утримують вологу, разом з іншими добавками надають відповідного кольору м'ясопродуктам. Визначте формулу кристалогідрату натрій фосфату, якщо після прожарювання 19 г кристалогідрату маса твердого залишку становить 8,2 г.  
**Відповідь:**  $Na_3PO_4 \cdot 12H_2O$
14. У молекулі ДНК тимідилові нуклеотиди складають 20% від загальної кількості. Визначте відсотковий вміст інших видів нуклеотидів. А - ? Г - ? Ц - ?  
**Відповідь:** А = Т = 30%; Г = Ц = 20%
15. Встановіть відповідність між підписами на малюнку та відповідними термінами.



- А зовнішня мембрана,  
 Б криста,  
 В мітохондріальні рибосоми  
 Г матрикс мітохондрії,  
 Д внутрішня мембрана,  
 Е нитка мітохондріальної ДНК.

|   | А | Б | В | Г | Д | Е |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 |   |   |   |   |   |   |
| 2 |   |   |   |   |   |   |
| 3 |   |   |   |   |   |   |
| 4 |   |   |   |   |   |   |
| 5 |   |   |   |   |   |   |
| 6 |   |   |   |   |   |   |

|   | А | Б | В | Г | Д | Е |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | X |   |   |   |   |   |
| 2 |   |   |   |   | X |   |
| 3 |   | X |   |   |   |   |
| 4 |   |   |   | X |   |   |
| 5 |   |   | X |   |   |   |
| 6 |   |   |   |   |   | X |

### III рівень

16. Кальцій фосфід розкладається водою і кислотами-неокисниками, в результаті цього виділяються фосфін і як домішка інша воднева сполука дифосфін  $P_2H_4$ . Складіть рівняння реакцій кальцій фосфіду з водою і хлоридною кислотою.  
**Відповідь:**  $Ca_3P_2 + 6 H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$ ;       $Ca_3P_2 + 6HCl \rightarrow 3CaCl_2 + 2PH_3$

17. Перетворення білого фосфору в червоний прискорюється в присутності йоду, який відіграє роль каталізатора. Проміжною сполукою при цьому є фосфор йодид. Визначте формулу цієї сполуки, якщо відомо, що до її складу входить 92,48% Йоду, а густина її парів за воднем 206. **Відповідь:**  $PI_3$
18. У процесі повного розщеплення глюкози утворилось 38 молекул АТФ. Скільки молей АТФ утворилось на кисневому етапі її розщеплення? **Відповідь:** 36 моль.
19. Скільки амінокислотних залишків містить білкова молекула, якщо у фрагменті ДНК розміром 10200 нм закодовано 20 білкових молекул. **Відповідь:** 500.
20. Фосфор отримують з апатиту або фосфориту в результаті взаємодії з коксом і піском при температурі  $1500^\circ C$ . Фосфор, добутий з 31,0 г фосфориту, окиснили при нагріванні 27,9 мл 70% розчину нітратної кислоти (густина -  $1,4 \text{ г/см}^3$ ). Після закінчення реакції до утвореного розчину прилили 65,3 мл 20% розчину натрій гідроксиду (густина -  $1,225 \text{ г/см}^3$ ). Які речовини і в якій кількості містяться в розчині?  
**Відповідь:** 0,1 моль  $NaNO_3$ , 0,1 моль  $NaH_2PO_4$ , 0,1 моль  $Na_2HPO_4$ .

## Арсен, миш'як

Хімічний символ: As

Порядковий номер: 33

Атомна маса: 74,922 а.о.м.

Електронна конфігурація:  $3d^{10}4s^24p^3$

Електронегативність (за Полінгом) 2,0

Ступені окиснення: -3; 0; +3; +5

**Історія відкриття.** Перший контакт людини з Арсеном відбувся ще у 3 тис. до нашої ери. У волоссі мумії, знайденої в альпійському льодовику, виявлений значний вміст Арсену. З цього можна зробити висновок, що людина працювала на виробництві міді, руди якої часто забруднені Арсеном.

У середні віки Арсен відомий у вигляді аурипігменту ( $As_2S_3$ ) та реальгару ( $As_4S_4$ ), які були описані ще в часи Аристотеля. З III століття нашої ери (Лейденський папірус) відомі ці сполуки у використанні для забарвлення срібла в золотий, а міді в білий кольори. Алхіміки у середньовічній роботі «Фізика і містика» припускали спорідненість сірки і ртуті. Арсен (III) сульфід використовувався як фарба для малювання, засіб для усунування волосся на тілі, а також проти легеневих хвороб.

В середні віки арсен (III) оксид було знайдено в димі плавильних печей. Альбетрус Магнус вперше описав добування арсену відновленням його вугіллям у 1250 році. Його вважають відкривачем арсену. Парацельс у XVI столітті ввів елемент до переліку лікувальних засобів.

*Походження назви.* Назва походить від arsenikon — грец. αρσενικόν від перського خنزرز (царник) — «золотистий». За іншою версією назву виводять від грецького «арсен» — сильний, потужний. Символ «As» запропонований у 1814 році Йенсом Якобом Берцеліусом. У 1789 році А. Лавуазьє включив Арсен у список хімічних елементів. Російську назву (рос. *мышьяк*) пов'язують зі словом «миша» та вживанням препаратів арсену для знищення мишей та щурів.

**Поширення у природі.** Відомо понад 120 мінералів, що містять Арсен. Найбільш поширені: реальгар, аурипігмент, арсенопірит — основні руди Арсену знаходяться в гідротермальних жилах разом з арсенистими і стибійстими мінералами Ni, Co, Ag, Pb. Порівняно рідкісний. Домішки Арсену містять майже всі сульфідні руди кольорових металів, а також залізний (сірчаний) колчедан.

За звичайних умов найбільш стійкий так званий металевий, або сірий, арсен — сіро-стальна крихка кристалічна маса, яка при свіжому зламі має металевий блиск, на повітрі швидко тьмяніє, оскільки покривається тонкою плівкою  $As_2O_3$ . Кристалічна гратка сірого арсену ромбоєдрична, шарувата. Густина As — 5,72 г/см<sup>3</sup> (при 20°C), питомий електричний опір  $35 \cdot 10^{-8}$  Ом/см, твердість за Брінелем 147 кгс/мм<sup>2</sup>. Арсен діамагнітний.

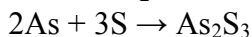
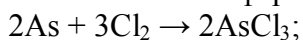
При конденсації пари арсену на поверхні, що охолоджується рідким повітрям, утворюється жовтий арсен — прозорі, м'які як віск кристали, густиною 1,97 г/см<sup>5</sup>, схожі за властивостями до білого фосфору. Під дією світла або при слабкому нагріванні він переходить в сірий арсен.

Відомі також склоподібно-аморфні модифікації: чорний арсен і бурий арсен, які при нагріванні вище за 270°C перетворюються на сірий арсен.

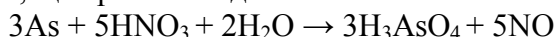
**Фізичні властивості.** Арсен у вільному стані ні в воді, ні в органічних розчинниках нерозчинний.

**Хімічні властивості.** В елементному стані це метал, оскільки його сіра модифікація проводить електричний струм і з багатьма металами дає сплави (але може утворювати й

арсеніди  $\text{Cu}_3\text{As}$ ,  $\text{ZnAs}_2$ ,  $\text{Co}_5\text{As}_2$ ). Металевий (сірий) арсен – речовина середньої хімічної активності. В ряду напруг Арсен знаходиться за Гідрогеном, але перед Купрумом. Гідроген з кислот не витісняє, і, внаслідок цього, в розбавлених кислотах нерозчинний. Якщо залишити арсен на повітрі, він поступово окиснюється, а якщо його подрібнити, то спалахує яскравим блакитним полум'ям, при цьому з'являється білий дим – пари арсен (III) оксиду  $\text{As}_2\text{O}_3$ . «Горить» він і в атмосфері хлору та сірки:



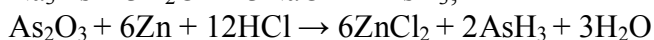
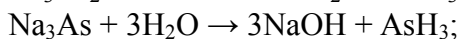
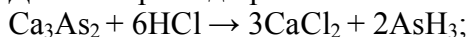
Хлорид  $\text{AsCl}_3$  і сульфід  $\text{As}_2\text{S}_3$  підтверджують наявність металевих властивостей у арсену. Якщо ж розчиняти арсен в нітратній кислоті, то утворюється кислота. Це свідчить про те, що арсен володіє властивостями неметалу:



В результаті реакції утворюється жовтий розчин арсенатної кислоти. Такі властивості змушують віднести Арсен до амфотерних елементів, що має властивості як метала, так і неметалу. У вільному вигляді арсену властиві металеві ознаки, але в реакціях він проявляє амфотерність. Утворюючи арсенатну кислоту, він начебто продовжує лінію Фосфору, а його вільний металевий стан зближує його з елементами побічної підгрупи.

Як це не парадоксально звучить, але чистий арсен не отруйний – небезпечними є його сполуки. Отруєння ними відбувається, коли вони потрапляють в кровотік. Тому при роботі зі сполуками арсену і при отриманні арсену слідкують за ретельною герметизацією апаратури і дотримання гігієнічного контролю.

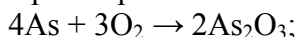
Дією на арсеніди розбавлених кислот, а інколи навіть води утворюється арсин  $\text{AsH}_3$ :



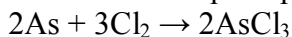
Відомі також гідриди арсену іншого складу:  $\text{As}_2\text{H}_4$  – газ, що легко перетворюється в  $\text{AsH}_3$ ; твердий амфорний порошок червоного кольору, що є полімером  $(\text{As}_2\text{H})_n$ . Отже, за своїм складом водневі сполуки арсену схожі на аналогічні сполуки фосфору. Крім того, у Фосфору є гідрид  $\text{PH}_3$ , дуже нестійкий, і миш'як утворює подібну речовину  $\text{AsH}_3$ , але оскільки металеві властивості арсен проявляє сильніше, то цей гідрид існує, як будь-який гідрид металу, в твердому вигляді (коричневий порошок). Всі гідриди арсену – сильні неорганічні отрути. Вони діють в організмі на сульфідні групи ( $-\text{SH}$ ) білків, блокуючи їх і виключаючи із загального циклічного процесу.

Сірий арсен значно менш хімічно активний, ніж фосфор.

При нагріванні на повітрі вище  $400^\circ\text{C}$  арсен горить, утворюючи  $\text{As}_2\text{O}_3$ :

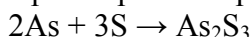


З галогенами арсен реагує безпосередньо:



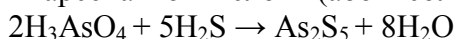
За звичайних умов  $\text{AsF}_5$  – газ;  $\text{AsF}_3$ ,  $\text{AsCl}_3$ ,  $\text{AsBr}_3$  – безбарвні леткі рідини;  $\text{AsI}_3$  і  $\text{As}_2\text{I}_4$  – червоні кристали.

При нагріванні арсен з сіркою, отримано сульфід:



Помаранчево-червоний  $\text{As}_4\text{S}_4$  і лимонно-жовтий  $\text{As}_2\text{S}_3$ .

Блідо-жовтий сульфід  $\text{As}_2\text{S}_5$  осаджується при пропусканні  $\text{H}_2\text{S}$  в охолоджену льодом розчині арсенатної кислоти (або її солей) в соляній кислоті, що «димить»:



При близько  $500^\circ\text{C}$  він розкладається на  $\text{As}_2\text{S}_3$  і сірку.

**Вплив на живі організми.** При надходженні в організм в надмірних кількостях, Арсен призводить до мутацій ДНК людини. Чистий арсен не отруйний, але всі його сполуки, що розчинні у воді або можуть перейти в розчин під дією шлункового соку, надзвичайно отруйні; особливо небезпечний арсеновистий водень. Із сполук, що використовуються на виробництві найбільш токсичний арсеновистий ангідрид.

При гострому отруєнні арсеном спостерігаються блювання, болі в животі, пронос, пригнічення центральної нервової системи. Подібність симптомів отруєння арсеном з симптомами холери тривалий час дозволяв маскувати використання сполук арсену (найчастіше, арсен триоксиду) як смертельної отрути. У Франції порошок арсен триоксиду за високу «ефективність» отримав повсякденну назву «спадковий порошок». Існує припущення, що сполуками арсену був отруєний Наполеон на острові Святої Олени. У 1832 році з явилася надійна якісна реакція на арсен - проба Маршу, що значно підвищила ефективність діагностування отруєнь.

На територіях, де в ґрунті і воді надлишок арсену, він накопичується в щитовидній залозі у людей і викликає ендемічний зоб.

Допомога і протиотрути при отруєнні арсеном: прийом водних розчинів тіосульфату натрію  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , промивання шлунку, прийом молока та сиру; специфічна протиотрута - унітіол.

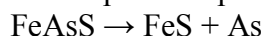
Працюють з арсеном в герметичних боксах, використовуючи захисний спецодяг. Через високу токсичність сполуки арсену використовувалися Німеччиною як отруйні речовини в Першу світову війну. У західних країнах арсен був відомий переважно як сильна отрута, у той же час в традиційній китайській медицині майже впродовж двох тисяч років він використовувався для лікування сифілісу і псоріазу.

Невелика кількість  $\text{As}_2\text{O}_3$  корисна для організму людини та тварини. З'ясовано, що добавка його до корму худоби прискорює ріст і підвищує працездатність тварин.

В деяких мінеральних водах (наприклад, «Джемук»), вміст Арсену такий, що ця вода вважається лікувально-столовою.

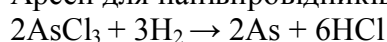
Недостача Арсену призводить до зниження народжуваності і пригнічення росту, а додавання в їжу натрій арсеніту привело до збільшення швидкості росту у людини.

**Добування в промисловості.** Сьогодні для отримання металевого арсену найчастіше нагрівають арсенопірит у муфельних печах без доступу повітря. При цьому вивільняється арсен, пари якого конденсуються і перетворюються на твердий арсен в залізних трубках, що виступають з печей, і знаходяться в особливих керамічних приймачах. Залишок в печах потім нагрівають при доступі повітря, і тоді арсен перетворюється на  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Металевий арсен виробляють в досить незначних кількостях, і головну частину арсеновмісних руд переробляють на білий арсен, тобто в триоксид арсену — арсенистий ангідрид  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Ще добувають арсен нагріванням без доступу повітря з арсенопіриту:



Арсенопірит розкладається при нагріванні на сульфід заліза і елементарний арсен (з сублимацією As на холодному місті).

Арсен для напівпровідників добувають відновленням воднем із дистильованого  $\text{AsCl}_3$ .



Арсенхлорид реагує з воднем утворюючи хлороводень та елементарний арсен.

**Застосування.** Застосовують арсен для виготовлення деяких сплавів; сполуки його використовують як інсектициди, деякі — у медицині.

Арсен особливої чистоти (99,9999%) використовується для синтезу ряду цінних і важливих напівпровідникових матеріалів - арсенідів і складних алмазоподібних напівпровідників.

Невеликі добавки арсену (0,2-1,0% по масі) вводять в свинець, що служить для виробництва рушничного дроби (арсен підвищує поверхневий натяг розплавленого свинцю, завдяки чому дріб отримує форму, близьку до сферичної; арсен збільшує твердість свинцю). Як частковий замітник сурми арсен входить до складу деяких бабітів і друкарських сплавів.

Сульфідні сполуки арсен - аурипігмент і реальгар - використовуються в мистецтві як фарби і в шкіряній промисловості в якості засобів для видалення волосся з шкіри. У піротехніці реальгар застосовують для отримання «грецького», або «індійського», вогню, що виникає при горінні суміші реальгару з сіркою і селітрою (яскраво-біле полум'я).

Чистий арсен, хоча і не отруйний, але при зберіганні на повітрі завжди покривається плівкою отруйного  $As_2O_3$ . За відсутності належної вентиляції, вкрай небезпечним є травлення металів (заліза, цинку) технічною сульфатною або соляною кислотами, що містять домішки арсену, оскільки при цьому утворюється арсеновистий водень.

Сполуки арсену застосовують в біохімії як специфічні інгібітори ферментів для вивчення реакцій обміну речовин.

Арсен використовується у ветеринарії, як досить ефективний засіб від гельмінтів для лікування овець.

Різні арсеновмісні сполуки, в дуже малих дозах, застосовуються в якості ліків для боротьби з недокрів'ям і рядом важких захворювань, оскільки надають клінічно значимий стимулюючий вплив на ряд функцій організму, зокрема, на кровотворення. З неорганічних сполук арсену арсеновистий ангідрид може застосовуватися в медицині для приготування пігулок і в стоматологічній практиці у вигляді пасти як некротизуючий лікарський засіб. Цей препарат називали «миш'як» і застосовувався в стоматології при видаленні нерва. В даний час препарати арсену застосовуються в стоматологічній практиці рідко через токсичність. Розроблені та застосовуються інші методи безболісної денервації зуба під місцевою анестезією.

У 1909 році німецький мікробіолог П. Ерліх отримав «препарат 606», ефективні ліки від малярії, сифілісу, поворотного тифу.

**Сучасні досягнення.** Медики довели, що арсен має позитивний ефект і в боротьбі з лейкемією. Китайські вчені виявили, що арсен атакує білки, які відповідають за зростання ракових клітин.

Арсен в малих дозах канцерогенний, його використання в якості ліків, що «поліпшують кров» (так званій «білий миш'як», наприклад «Таблетки Бло з миш'яком», та ін.) тривало до середини 1950-х рр., і внесло свій вагомий внесок в розвиток онкологічних захворювань.

Нещодавно широкого розголосу отримала техногенна екологічна катастрофа на півдні Індії - через надмірний відбір води з водоносних горизонтів арсен почав надходити в питну воду. Це викликало токсичні і онкологічні захворювання у десятків тисяч людей.

Вважалося, що «мікродози арсен, що вводяться з обережністю в організм, який росте, сприяють росту кісток людини і тварин у довжину і товщину, в окремих випадках ріст кісток може бути викликаний мікродозами арсену в період закінчення росту».

Вважалося також, що «При тривалому споживанні невеликих доз миш'яку в організмі виробляється імунітет». Цей факт встановлений як для людей, так і для тварин. Відомі випадки, коли звичні споживачі арсену вживали за один раз таку дозу арсену, що у кілька разів перевищувала смертельну, і залишалися здоровими. Досліди на тваринах показали своєрідність цієї звички. Виявилось, що тварина, що звикла до арсену при його вживанні, швидко гине, якщо значно менша доза вводиться в кров або під шкіру. Однак таке «звикання» носить дуже обмежений характер, щодо так званої «гострої токсичності», і не захищає від новоутворень. Тим не менш, у даний час досліджується вплив мікродоз арсеновмісних препаратів у якості протиракового засобу.

У деяких живих організмах арсен є необхідним елементом, займаючи місце фосфору в біохімічних реакціях.

*Життя на основі арсену.* Життєву форму на основі арсену у вигляді бактерії, штам GFAJ-1, було відкрито 2 грудня 2010 астробіологом НАСА Фелісою Вольф-Саймон під час проведення тестів. В природі ці бактерії живуть в суворих умовах середовища поблизу озера Моно в штаті Каліфорнія (США), вода якого вирізняється високим вмістом лугів і солей, зокрема високою концентрацією солей арсену. Вперше на Землі дослідники виявили мікроорганізм, що здатен жити й розмножуватися використовуючи токсичний хімічний елемент Арсен. В усіх клітинних компонентах цієї бактерії місце Фосфору в органічних молекулах займає Арсен.

Арсен, незважаючи на свою токсичність для більшості земних форм життя, все ж таки бере участь у біохімічних процесах певних організмів. Деякі морські водорості включають



арсен до комплексу органічних молекул, таких як arsenosugars та arsenobetaines. Гриби та бактерії можуть виробляти летючі метиловані сполуки, що включають до свого складу арсен. Деякі бактерії, типу *Chrysiogenes arsenatis*, використовують арсенат, окислену форму арсену (миш'яку), для своєї життєдіяльності. Також, певні прокаріоти можуть застосовувати арсенат як кінцевий отримувач електрона під час бродіння, а деякі можуть використовувати арсенат як донор електрона для генерування енергії.

### Пізнавально-розрахункові задачі

#### I рівень

- Вкажіть кількість неспарених електронів в атомі Арсену:  
А 1; Б 5; В 3; Г 2; Д 4
- Вкажіть ступені окиснення, які може виявляти Арсен:  
А -3; +3; +5; +6; Б -3; +1; +2; +3; +4; В -3; +3; +5; Г -2; -1; +4; +6; +7.  
+5;
- Вкажіть, який оксид Арсену на повітрі спалахує яскравим блакитним полум'ям:  
А AsO; Б As<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; В AsO<sub>4</sub>; Г As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; Д As<sub>2</sub>O
- Вкажіть речовини з якими може взаємодіяти сірий миш'як:  
А з киснем і цинком; В з водою і лугом; Д з киснем і азотом.  
Б з лугом і нітратною Г з хлором і сіркою;  
кислотою;
- Вкажіть прізвище вченого, який відкрив арсен:  
А Ломоносов М.В.; Б Авогадро А.; В Шеєле Л.; Г Лавуазьє А.Л..

|                   |   |   |   |   |   |
|-------------------|---|---|---|---|---|
| <b>Відповіді:</b> | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|                   | В | В | Г | Г | Г |

#### II рівень

- Вкажіть масову частку Арсену в речовині, формула якої As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>:  
А 65%; Б 61%; В 75%; Г 60%
- Визначте і вкажіть масу речовини, що утвориться під час взаємодії 1,2 моль арсену з бромом, кількість речовини якого становить 0,4 моль:  
А 5,6 г; Б 12 г; В 8,4 г; Г 9 г
- Визначте невідомі речовини і напишіть рівняння реакцій за наведеними схемами:  
As + S → А      А + O<sub>2</sub> → В + Г      Г + C<sub>(тв)</sub> → СО + Д      В + O<sub>2</sub> → SO<sub>2</sub>
- Обчисліть і вкажіть суму молярних мас речовин В, Д (г/моль):  
А 139; Б 154; В 127; Г 64
- Встановіть відповідність між кислотними оксидами і кислотами:

| Кислотні оксиди                    | Кислоти                                 |
|------------------------------------|---|
| 1 N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ;  | А HNO <sub>3</sub> + HNO <sub>2</sub> ; |
| 2 NO <sub>2</sub> ;                | Б H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> ;      |
| 3 As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; | В H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ;      |
| 4 P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ;  | Г H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> ;     |
| 5 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ;  | Д HNO <sub>2</sub> ;                    |
|                                    | Е HNO <sub>3</sub>                      |

|   | А | Б | В | Г | Д | Е |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 |   |   |   |   |   |   |
| 2 |   |   |   |   |   |   |
| 3 |   |   |   |   |   |   |
| 4 |   |   |   |   |   |   |
| 5 |   |   |   |   |   |   |

- Установіть послідовність збільшення ступеня окиснення Арсену в сполуках:  
А As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>; Б As; В H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>; Г AsH<sub>3</sub>

|                   |   |   |   |                         |            |
|-------------------|---|---|---|-------------------------|------------|
| <b>Відповіді:</b> | 6 | 7 | 9 | 10                      | 11         |
|                   | Б | В | А | 1-Б; 2-Г; 3-Д; 4-В; 5-А | Г, Б, А, В |

#### III рівень

- Вкажіть суму коефіцієнтів продуктів реакції:  
As<sub>2</sub>S<sub>3</sub> + HNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> + S + NO **Відповідь: 25.**

13. Дopiшiть схему окисно-вiдновної реакцiї:  
 $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{AsH}_3 + ?$  **Вiдповiдь: 30.**  
 Вкажiть суму коефiцiєнтiв.
14. Арсен для напiвпровiдникiв добувають вiдновленням воднем iз дистильованого арсен(III) хлориду. Арсен (III) хлорид масою 50г вiдновили до арсену. Одержаний арсен окиснили до арсен (V) оксиду. Яка маса оксиду утворилася за умови 95% виходу вiд теоретично можливого?  
**Вiдповiдь: 42,85 г.**
15. Якщо розчинити арсен в розбавленiй нiтратнiй кислотi, утворюється арсенова кислота i видiляється нiтроген (II) оксид. Яка маса арсеновiї кислоти утворюється, якщо на 10 г арсену подiяти 250г 10% розчину нiтратнiй кислоти? **Вiдповiдь:18,9 г.**
16. До 200 г 7,1% розчину арсеновiї кислоти прилили 50 г 6,4% розчину натрiй гiдроксиду. Обчислiть склад утворених продуктiв та iх масову частку в утвореному розчинi. **Вiдповiдь:** 5,2%  $\text{NaH}_2\text{AsO}_4$  та 1,1%  $\text{H}_3\text{AsO}_4$
17. Одна з кислот, утворена арсеном, мiстить 1,5% Гiдрогену, 56,4% Арсену i 42,1% Оксигену. Встановiть формулу кислоти.
18. Арсен (V) оксид отримують дегiдратацiєю арсенатнiй кислоти  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ . При високiй температурi арсен (V) оксид розкладається на арсен (III) оксид i кисень. Який об'єм кисню можна отримати з 200 г арсенатнiй кислоти ?
19. Обчислiть, скiльки кiлограмiв арсену можна отримати з 1 т арсеновистого колчедану  $\text{FeAsS}$ , якщо вiдомо, що руда мiстить 20% пустої породи i практичний вихiд арсену складає 90%.
20. Арсенатну кислоту  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  добувають окисненням арсен (III) оксиду нiтратною кислотою. Складiть рiвняння вiдповiдної реакцiї. Обчислiть яку масу арсенатнiй кислоти можна отримати з 10 моль оксиду.
21. При спалюваннi 2,5 г арсену витрачається 560 мл кисню при н.у. Визначте формулу добутого оксиду.

## р-елементи IV групи ПС

### Силіцій, кремній

Хімічний символ: Si

Порядковий номер: 14

Атомна маса: 28,086 а.о.м.

Електронна конфігурація:  $3s^23p^2$

Електронегативність (за Полінгом) 1,8

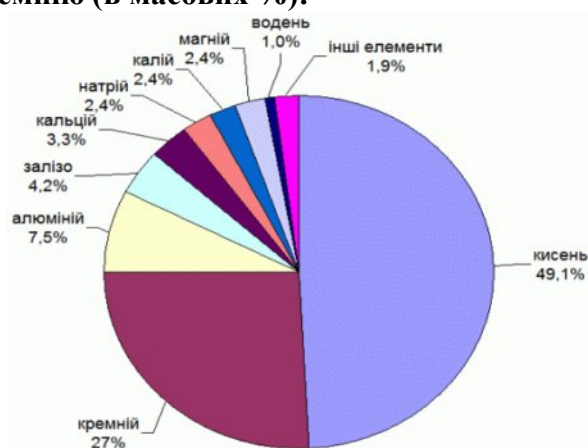
Ступені окиснення: -4; 0; +4

**Історія відкриття.** У чистому вигляді кремній був виділений в 1811 році французькими ученими Жозефом Луї Гей-Люссаком і Луї Жаком Тенаром. У 1825 шведський хімік Йєнс Якоб Берцеліус дією металевого калію на фтористий кремній  $\text{SiF}_4$  отримав чистий елементарний кремній. Новому елементу було дано назву «Силіцій» (від лат. *silix* — кремій). Назва «кремній» введена в 1834 році російським хіміком Германом Івановичем Гессом.

**Поширення в природі.** За поширеністю в природі Силіцій займає друге місце серед хімічних елементів (27,6% маси земної кори). У вільному стані в природі Силіцій не зустрічається. Найбільш поширеними його сполуками є силіцій діоксид  $\text{SiO}_2$  (силікатний ангідрид або кремнезем) і солі силікатної кислоти — силікати, які являють собою основу всіх гірських порід. У невеликих кількостях сполуки кремнію входять також до складу організмів рослин.

#### Середній вміст Кремнію (в масових %):

|                                 |      |
|---------------------------------|------|
| В камінні метеоритів            | 18%  |
| Ультраосновних гірських породах | 19%  |
| Основних гірських породах       | 24%  |
| Кислих гірських породах         | 32%  |
| Глинах                          | 7,3% |
| Пісковиках                      | 37%  |
| Карбонатних глиняних породах    | 2,4% |
| У воді океанів                  | 3-4% |



**Природні силікати.** Солі силіцієвих кислот поширені в природі - мінерали класу силікатів природних. При ізоморфному заміщенні в їх структурі частини Силіцію Алюмінієм утворюються алюмосилікати. Відомо понад 400 мінералів, що містять Силіцій. Найважливіші мінерали кремнію - силікати, кремнезем. (ілюстрації можна подивитися в посібнику у бібліотеці ЧОІПОПП).

**Біологічна роль.** Для деяких організмів Силіцій є важливим біогенним елементом. Він входить до складу опорних утворень у рослин і скелетних – у тварин. У великих кількостях кремній накопичують морські організми: діатомові водорості, радіолярії, губки. Велику кількість кремнію концентрують хвощі і злакові: бамбукові та рисові. М'язова тканина людини містить  $(1-2) \cdot 10^{-2}\%$  кремнію, кісткова тканина- $17 \cdot 10^{-4}\%$ , кров - 3,9 мг/л. Більшість (12%) літосфери складає кварц  $\text{SiO}_2$  і його різновиди, а 75% складають різні силікати і алюмосилікати (польові шпати, слюди, амфіболи).

Силіцій – секрет нашої міцності. В.І. Вернадський пише: «Ніякий організм не може жити без кремнію». Середня місткість кремнію від маси земної кори складає 29,5% (друге місце після кисню – 47%). Вчені схиляються до того, що саме він лежить в основі енергоінформаційного обміну у космосі і на Землі. В організмі людини він восьмикратно бере участь у процесах життєзабезпечення. По даним М.Г. Воронкова 38% нашого здоров'я залежить від Силіцію. Його посилений обмін і нестача викликає дисбаланс 70 мікроелементів. При дефіциті кремнію в організмі вміст його, передусім знижується в самій еластичній тканині – судинних стінках. Тому існує чіткий зв'язок у розвитку атеросклерозу з

ростом дефіциту Силіцію. В обмінних процесах, сполуки Силіцію – сильні каталізатори окисно-відновних процесів, сполуки необхідні для побудови гемоглобіну. В організмі він забезпечує міцний енергоінформаційний потенціал і забезпечує здоров'я біоенергетичного тіла.

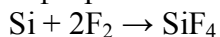
Силіцій широко поширений в природі і займає 3 місце по запасах мінералів в земній корі. Однак в організмі тварин і рослин він міститься в дуже малих кількостях. В організмі умовної людини масою 70 кг може міститися біля 2100 мг Силіцію (2,1 г). Найбільш високі концентрації Силіцію виявлені в гіалуруновій кислоті пуповини, в 1 г якої міститься 1,53 мг вільного і 0,36 мг зв'язаного Силіцію. Шкіра, волосся, кристалик ока теж багаті на Силіцій. Велика частина присутнього в організмі Силіцію міститься в сполучній тканині. В експерименті додавання 50 мг неорганічного Силіцію на 100 г корму викликало збільшення маси тіла щурів і курчат, яким Силіцій необхідний для правильного формування скелета і швидкості росту. Показано, що Силіцій присутній в тих частинах кістки, де відбувається активна кальцинація, наприклад, остеобластах (клітинах кістки, які формують субстанцію з солей кальцію, фосфорної кислоти і колагенового білка). В клітинах Силіцій допомагає «зливати» молекули в одну структуру і знаходиться в живих системах у вигляді силікатної кислоти. Дуже цікаві дані про те, що при переломі кістки в місці її регенерації знаходиться незвично висока концентрація Силіцію, яка перевищує норму в 216 разів. При цьому вже на 3-тю добу після перелому в крові відмічається зниження концентрації Силіцію. Вчені вважають, що шляхом впливу на обмін Силіцію можна посилити фіксацію кальцію і фосфору в кістках.

**Будова.** Силіцій, як і вуглець, належить до головної підгрупи четвертої групи періодичної системи Менделєєва. У його зовнішньому електронному шарі чотири електрони, тому атоми Силіцію при хімічних реакціях можуть прилучати недостаючі їм до завершення шару чотири електрони або віддавати іншим елементам свої чотири валентні електрони. Тому Силіцій проявляє валентність або -4, або +4. Більш типовою для нього є позитивна валентність.

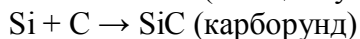
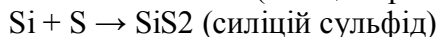
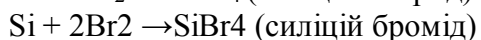
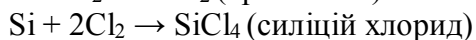
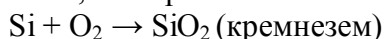
**Фізичні властивості.** Кремній утворює темно-сірі зі смолистим блиском крихкі кристали, гратка гранецентрована кубічна типу алмазу. Кремній - напівпровідник, електричні властивості якого сильно залежать від домішок. При низькій температурі хімічно інертний. З багатьма металами утворює силіциди.

Вільний силіцій може бути в аморфному і кристалічному стані. Аморфний кремній — бурий порошок, а кристалічний має сірий колір і металічний блиск. Густина — 2,33 г/см<sup>3</sup>; температура плавлення 1423°C, температура кипіння 1600°C. Електричного струму чистий кремній майже зовсім не проводить.

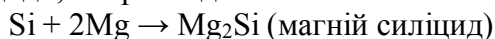
**Хімічні властивості.** При звичайній температурі силіцій досить пасивний і взаємодіє лише з фтором:



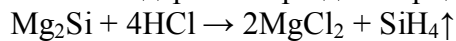
Але при нагріванні він стає активнішим і безпосередньо сполучається з киснем, галогенами і навіть з вуглецем. При цьому аморфний кремній виявляє значно більшу активність, ніж кристалічний



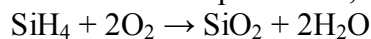
При нагріванні він сполучається також з багатьма металами, утворюючи так звані силіциди, наприклад:



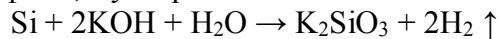
З воднем кремній безпосередньо не реагує, але його водневі сполуки можна одержати посередньо. Найпростішою з водневих сполук кремнію є силан  $\text{SiH}_4$ , аналогічний метану. Силан можна одержати при дії хлоридної кислоти на силіцид магнію:



Силан — безбарвний газ, який на повітрі самозаймається:



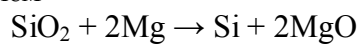
З кислотами кремній не взаємодіє, але з лугами реагує досить енергійно, особливо аморфний, з утворенням солі силікатної кислоти з виділенням водню:



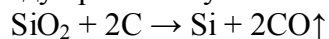
**Вплив на живі організми.** Сполуки Силіцію відносно не токсичні. Але дуже небезпечно вдихання силікатів та силіцій діоксиду. Мікрочастинки  $\text{SiO}_2$ , потрапивши в легені можуть викликати тяжке захворювання - силікоз.

**Силікоз** (від лат. *silex* — кремій) — захворювання людини, викликане тривалим вдиханням пилу, що містить вільний силіцій діоксид, відноситься до професійних захворювань. Захворювання набуло значного поширення з кінця XIX ст., головним чином у зв'язку з розвитком гірничорудної промисловості та машинобудування, де в процесі виробництва створюється пил, який містить вільний силіцію (IV) оксид. Силіцій оксид — природний мінерал, основний компонент піску. Силікатний пил потрапляючи в альвеоли легень захоплюється макрофагами, які намагаються знешкодити ці чужорідні тіла, але в результаті гинуть самі. Із макрофагів виділяються ферменти, які викликають запальний процес в тканинах навколо альвеол. Біля вогнищ запалення збираються фіброцити, які виробляють сполучнотканинні волокна, таким чином в легенях розростається рубцева тканина. Ця тканина заважає газообміну, викликає задуху і прогресивне погіршення здоров'я. Для хвороби характерно біль у грудях, кашель і жорстке дихання. Щоб не допустити потрапляння в легені небезпечного пилу, необхідно використовувати для захисту респіратор.

**Добування.** Аморфний кремній можна одержати нагріванням силіцій діоксиду з магнієм

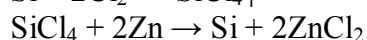
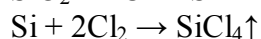
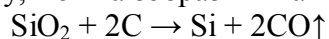


При обробці продуктів реакції хлоридною кислотою магній оксид розчиняється, а порошок кремнію залишається у чистому вигляді. Аморфний кремній добре розчиняється в розплавленому цинку і алюмінію, а при їх охолодженні виділяється в кристалічному стані. Кристали кремнію можна легко відділити від цинку або алюмінію розчиненням останніх в хлоридній кислоті, з якою кремній не реагує. У техніці кремній одержують відновленням діоксиду кремнію вугіллям при дуже високій температурі в електропечах:



Для потреб чорної металургії кремній одержують звичайно у вигляді його сплаву з залізом під назвою феросиліцію прожарюванням в електропечах суміші залізної руди з силіцій діоксидом і коксом.

Чистий силіцій добувають звичайно так: суміш силіцій діоксиду і коксу при дуже високій температурі обробляють хлором і одержують тетрахлорид силіцію  $\text{SiCl}_4$  (рідина з температурою кипіння  $57,6^\circ\text{C}$ ). Останній старанно очищають перегонкою, а потім відновлюють парами дуже чистого цинку при  $950^\circ\text{C}$ . Хімічні реакції, що відбуваються при цьому, можна зобразити такими рівняннями:

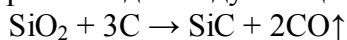


**Застосування.** Силіцій застосовується головним чином для виробництва різних сплавів. Так, залізо з добавкою 4% Силіцію має здатність швидко намагнічуватись і розмагнічуватись. З нього виготовляють електричні трансформатори.

Сталь з вмістом 15—20% Силіцію є кислотостійкою і йде на виготовлення хімічної апаратури. Сплав міді з 4—5% Силіцію застосовується у машинобудуванні. Силіцій широко

застосовують як напівпровідниковий матеріал в електронній та радіотехнічній промисловості. Але для цього він повинен бути найвищої чистоти. Саме на основі кремнію будується пам'ять комп'ютеру, прекрасного напівпровідника.

Серед штучно одержуваних сполук Силіцію, які застосовуються в практиці, слід відмітити силіцій карбід, або карборунд SiC, який одержують прожарюванням в електропечах діоксиду силіцію 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.

Технічний кремній застосовують як легуючу добавку при виробництві сталей і сплавів кольорових металів.

Використовують силіцій для виробництва скла, цементу, силікатного клею. В оптиці кремній необхідний для виготовлення лінз.

Силікони – оксигеновмісні високомолекулярні кремнійорганічні сполуки з загальною формулою  $[\text{R}_2\text{SiO}]_n$ , де R – органічна група. Більше 40 років силікони використовують для виробництва медичних виробів – імплантатів.

**Силікати.** У природі зустрічаються у вигляді солей різних силікатних кислот (польові шпати, рогові обманки, слюда) і є широко поширеними породоутворюючими мінералами. Силікати використовуються у металургії при виготовленні вогнетривкої цегли, скла тощо. А ось відомості про їх застосування як силікатного палива мізерні. Наприклад, теплотворна здатність силікатів у багато разів перевищує показники відомих енергоносіїв: один кілограм силікатного палива еквівалентний одній тонні(!) мазуту. Виробництво силікатного палива вже освоєно і ведеться в достатніх масштабах. Це паливо регенерується за участю їдкового натру і кремнезему. Воно займається лише за участю другого компоненту - карбіду кремнію, тобто енергетичні установки будуть пожежобезпечними.

## Пізнавально-розрахункові задачі

### I рівень

1. В організмі людини масою 70 кг може міститися біля 2,1 г Силіцію. Визначте масову частку Силіцію в організмі? **Відповідь: 3%.**
2. Склад мінералу азбесту можна виразити формулою  $3\text{MgSiO}_3 \cdot \text{CaSiO}_3$ . Визначте масову частку Силіцію в мінералі. **Відповідь: 17,3%.**
3. Який об'єм повітря витратиться на спалювання 200 кг силіцію в якому 10% негорючих домішок. **Відповідь: 1600 м<sup>3</sup>.**

### II рівень

4. Прожарили 21 г суміші магнію та силіцій діоксиду. При дії на утворену суміш надлишком хлоридної кислоти виділилось 4,48 л (н.у.) газової суміші. Визначте масовий склад вихідної суміші. **Відповідь: 13,64 г Mg, 7,36 г SiO<sub>2</sub>.**
5. При згоранні водневої сполуки силіцію (силану) масою 6,2 г отримали 12 г силіцій оксиду. Густина силану за повітрям дорівнює 2,14 г. Виведіть молекулярну формулу силану? **Відповідь: Si<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.**
6. При сплавленні 50 г вапняку та 120 г силіцій діоксиду одержали 45 г кальцій силікату. Обчисліть вихід продукту у відсотках. **Відповідь: 77,6%.**

### III рівень

7. Препарат магній силіциду з домішками магнію помістили в надлишок хлоридної кислоти. Утворилось дві газуваті речовини, об'єми яких відносяться як 5:1. Розрахуйте масову частку магнію у вихідному препараті силіциду? **Відповідь: 94%.**

8. Суміш кремнію і вугілля масою 20 г обробили надлишком концентрованого розчину лугу. В результаті реакції виділився водень об'ємом 13,44 л. Обчисліть масову частку кремнію у вихідній суміші. **Відповідь:42%.**

## ІНЕРТНІ (БЛАГОРОДНІ) ГАЗИ - р-елементи VIII групи ПС

### Аргон

Хімічний символ: Ar

Порядковий номер: 18

Атомна маса: 39,948 а.о.м. (г/моль)

Електронна конфігурація:  $3s^23p^6$

Електронегативність (за Полінгом) 1,8

**Історія відкриття.** Фізик Д.У. Релей і хімік У. Рамзай відкрили та вивчили перший благородний газ – аргон у той час, коли створення періодичної системи здавалося завершеною і в ній залишалось лише кілька порожніх клітин.

Ще 1785 р. англійський хімік і фізик Г. Кавендіш виявив у повітрі новий газ, надзвичайно хімічно стійкий. На частку цього газу припадала приблизно одна двадцята частина об'єму повітря. Але що це за газ, Кавендішу з'ясувати не вдалося.

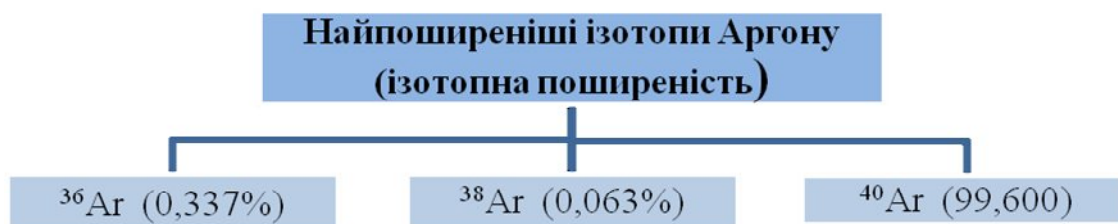
Про цей дослід згадали 107 років по тому, коли Джон Уільям Стретт (лорд Релей) виявив ту саму домішку, зауваживши, що з повітря отримується азот, який важче повітря, на відміну від азоту, виділеного зі сполук.

Через два роки Релей і Рамзай встановили, що в азоті повітря дійсно є домішка невідомого газу, важчого, ніж азот. Повітря, за допомогою розпеченої міді, було позбавлено кисню і потім нагріто з шматочками магнію в трубці. Потім значна кількість азоту була поглинута магнієм і визначена густина залишку. Густина виявилася в 15 разів більше густини водню, в той час, як густина азоту тільки в 14 разів більше. Ця густина зростала внаслідок подальшого поглинання азоту, поки не досягла 18. Таким чином було доведено, що повітря містить газ, густина якого більше густини азоту.

Коли Релей і Рамзай виступили з публічним повідомленням про своє відкриття, це справило приголомшливе враження. Багатьом здавалося неймовірним, що кілька поколінь вчених, виконали тисячі аналізів повітря, але прогледіли його складову частину! Саме в цей день 13 серпня 1894, аргон і отримав своє ім'я, яке в перекладі з грецького означає «недіяльний».

**Поширення у природі.** На Землі Аргону набагато більше, ніж усіх інших елементів його групи. Його середній вміст в земній корі (кларк) в 14 разів більше, ніж Гелію, і в 57 разів більше, ніж Неону. Є аргон і у воді, до  $0,3 \text{ см}^3$  в літрі морської і до  $0,55 \text{ см}^3$  в літрі прісної води. В повітрі плавального міхура риб Аргону знаходиться більше, ніж в атмосферному повітрі. Це тому, що у воді аргон розчиняється краще, ніж азот. Головне «сховище» земного Аргону – атмосфера. Його в ній (за масою) 1,286%, причому 99,6% атмосферного аргону – це найважчий ізопоп – Аргон-40. Найбільше цього ізопопу в аргоні земної кори.

**Будова.**





**Фізичні властивості.** З підгрупи важких інертних газів аргон - найлегший. Він важче за повітря в 1,38 разу. Рідиною стає при  $-185,9^{\circ}\text{C}$ , твердне при  $-189,4^{\circ}\text{C}$  (в умовах нормального тиску). На відміну від гелію і неону, він досить добре адсорбується на поверхнях твердих тіл і розчиняється у воді ( $3,29\text{ см}^3$  в 100 г води при  $20^{\circ}\text{C}$ ). Ще краще розчиняється аргон в багатьох органічних рідинах. Зате він практично нерозчинний в металах і не дифундує крізь них. Як всі інертні газы, аргон діамантний. Це означає, що його магнітна сприйнятливості негативна, він надає більшу протидію магнітним силовим лініям, ніж порожнеча. Ця властивість аргону (як і багато інших) пояснюється «замкненістю» електронних оболонок його атомів. Під дією електричного струму аргон яскраво світиться, синьо-блакитне світло аргону широко використовується в світлотехніці.

**Хімічні властивості.** Є підстави вважати, що виключно нестійке з'єднання  $\text{Hg} - \text{Ar}$ , що утворюється в електричному розряді, – це достовірно хімічна (валентна) сполука. Не виключено, що будуть отримані валентні з'єднання аргону з фтором і киснем, які, швидше за все, будуть нестійкими. Як нестійкий і навіть вибухонебезпечні оксиди ксенону – газу, важчого і явно більш схильного до хімічних реакцій, ніж аргон. Ще наприкінці минулого століття француз Війяр, стискуючи аргон під водою при  $0^{\circ}\text{C}$ , отримав кристалогідрат складу  $\text{Ar} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , а в 20-30-х роках ХХ століття Б.А. Никітіним, Р.А. Франкраном і іншими дослідниками при підвищеному тиску і низьких температурах були отримані кристалічні сполуки Аргону з  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ , галогеноводнем, фенолами і деякими іншими речовинами.

**Вплив на живі організми.** Аргон безпечний для довкілля. Газоподібний аргон важче за повітря і може накопичуватися в приміщеннях, які мало провітрюються. При цьому знижується вміст кисню в повітрі, що викликає кисневу недостатність і задуху. Рідкий аргон - низькокипляча рідина, яка може викликати обмороження шкіри і враження слизової оболонки очей. При вдиханні суміші з 69% аргону, 11% азоту і 20% кисню під тиском 4 атм виникають явища наркозу, які виражені набагато сильніше, ніж при вдиханні повітря під тим же тиском. Наркоз миттєво зникає після припинення подачі аргону. Причина – в неполярності молекул аргону, підвищений же тиск підсилює розчинність аргону в нервових тканинах. Біологи дослідили, що аргон сприяє росту рослин.

#### **Добування аргону**

Отримують аргон як побічний продукт при розділенні повітря на кисень і азот. Зазвичай, використовують кисневороздільні апарати двократної ректифікації, що складаються з нижньої колони високого тиску, верхньої колони низького тиску і проміжного конденсатора-випарника. В кінці азот відводиться зверху, а кисень – з простору над конденсатором. Летючість аргону більша, ніж у кисню, але менша, ніж у азоту. Тому аргонову фракцію відбирають в точці, що знаходиться приблизно на третині висоти верхньої колони, і відводять в спеціальну колону. Склад аргонної фракції: 10–12% аргону, до 0,5% азоту, все інше — кисень. У «аргонній» колоні, приєднаній до основного апарату, отримують аргон з домішкою 3-10% кисню і 3-5% азоту. Далі слідує очищення «сирого» аргону від кисню (хімічним шляхом або адсорбцією) і від азоту (ректифікацією). У промислових масштабах нині отримують аргон до 99,99% чистоти. Аргон отримують також з відходів аміачного виробництва — з азоту, що залишився після того, як велику його частину зв'язали воднем.

**Застосування Аргону.** В наш час, аргон використовується в окремих галузях і сферах господарської діяльності, допомагаючи тим самим людині удосконалювати і розвивати нові технології. Аргон використовується в основному в промисловому виробництві. Так, газ з успіхом використовується а спеціальних аргонних лампах для тривалого освітлення приміщень. Також, газ вживають при заповненні всього внутрішнього простору склопакетів, підвищуючи термін служби виробу.

Найбільш широку популярність газу принесла аргонна зварка. При даному типі зварки газ використовується, як захисне середовище при різних типах зварки, як дугової, так і контактної, також лазерної, при цьому в аргонному середовищі, що склалося, можливо виконувати зварку як металевих виробів, так і неметалічних. Окрім цього, аргон може

застосовуватися як плазмостворювач, у відповідних спеціальних пристроях – плазмотронах, що використовуються при зварці і різанні різних по структурі матеріалів.

Аргон також використовують для захисту флаконів з парфумами і маслами від ще одного ворога – кисню.

Аргон уповільнює і навіть запобігає процесам руйнування хімічних сполук. Наприклад, він використовується для збереження фармацевтичної продукції протягом довгого часу.

### Пізнавально-розрахункові задачі

1. Який об'єм при н.у. займають 80 г газоподібного аргону?
2. У балоні знаходяться аргон і азот. Визначте питому теплоємність суміші цих газів, якщо масові частки аргону і азоту однакові і рівні 0,5? **Відповідь: 526 Дж/кг·К.**
3. Суміш газів складається з аргону і азоту, взятих за однакових умов і в однакових об'ємах. Визначте показник адіабати такої суміші. **Відповідь: 1,5.**

## Криптон

Хімічний символ: Kr

Порядковий номер: 36

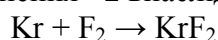
Атомна маса: 83,80 а.о.м. (г/моль)

Електронна конфігурація:  $3d^{10}4s^24p^6$

Електронегативність (за Полінгом): 1,9

**Історія відкриття.** Після того, як У. Рамзай відкрив аргон і гелій, перед ним виникло питання про розташування нових елементів в періодичній системі. Скориставшись методом Менделєєва («за зразком нашого вчителя Менделєєва», як писав Рамзай), він помістив нові гази по сусідству з іншими елементами в порядку зростання атомних мас. Нижче за аргон, між бромом і рубідієм, і ще нижче, між йодом і цезієм, також були порожні місця, і це дозволило допустити, що інертні гази складають особливу групу періодичної системи. Восени 1897 р. Рамзай як президент Хімічного відділення Британської асоціації науковців повинен був виступити з доповіддю на черговому з'їзді асоціації в Торонто. Темою доповіді він обрав «досі невідкритий газ» і розповівши про нього, продемонстрував свою таблицю. Доповідь Рамзая спонукала дослідників до інтенсивних пошуків невідкритих газів в різних мінералах і мінеральних водах, але честь відшукати його випала на долю того ж Уільяма Рамзая. У 1898 р. спільно зі своїм асистентом М.У. Траверсом Рамзай спектроскопічно виявив один з передбачених ним газів в пробі аргону, а потім виділив його в чистішому вигляді шляхом випарювання рідкого повітря. Новий газ був названий криптоном від греч. - секретний, прихований.

**Хімічні властивості.** Безпосередньо здатний реагувати з фтором. Проявляючи ступінь окиснення +2 внаслідок малої активності:



Сполуки криптону (II) нечисленні й існують тільки за низьких температур.

**Вплив на живі організми.** Дія криптону на живі організми вивчена недосконало. Досліджуються можливості його використання у водолазній справі у складі дихальних сумішей і при підвищеному тиску як засіб для анестезії. Відмічено, що при вдиханні газових сумішей, що містять криптон, спостерігається наркотичний ефект.

**Добування.** Отримують криптон при фракційному розділенні повітря. Виходить як побічний продукт у вигляді криптоно-ксенонової суміші в процесі розділення повітря на промислових установках. В процесі розділення повітря методом низькотемпературної

ректифікації виробляється постійний відбір фракції рідкого кисню, що містить рідкі вуглеводні, криптон і ксенон (відбір фракції кисню з вуглеводнями необхідний для забезпечення вибухобезпечності).

Для виділення Kr і Xe з відбіраної фракції видаляють вуглеводні в каталітичних печах при  $t = 500-600^{\circ}\text{C}$  і направляють в додаткову колону ректифікації для видалення кисню, після збагачення Kr+Xe суміші до 98-99% її повторно очищають в каталітичних печах від вуглеводнів, а потім в блоці адсорберів заповнених силікагелем (або іншим адсорбентом).

Після очищення суміші газів від залишків вуглеводнів і вологи її закачують в балони для транспортування на установку розділення Kr і Xe (це пов'язано з тим, що не на кожному підприємстві, що експлуатує повітрянороздільні установки, існує установка розділення Kr і Xe).

Подальший процес розділення Kr і Xe на чисті компоненти відбувається за наступним ланцюжком: видалення залишків вуглеводнів на контактній каталітичній печі, заповнено окисом міді при температурі  $300-400^{\circ}\text{C}$ , очищення від вологи в адсорбері, заповненому цеолітом, охолодження в теплообміннику, подача на розділення в колоні ректифікації № 1, де з кубового простору (нижня частина колони ректифікації) колони відбирається рідкий Xe і прямує в колону № 3, де він доочищує від домішки Kr, а потім викачується за допомогою мембранного компресора в балони. Газоподібний Kr відбирається з під кришки конденсатора колони № 1 і прямує в колону № 2, де він очищується від залишків азоту, кисню, аргону (температура їх кипіння значно нижче температури кипіння криптону). З кубового простору колони № 2 відбирається чистий криптон та закачується мембранним компресором в балони. Процес розділення суміші криптону і ксенону може продовжуватися як безперервно, так і циклічно, в порядку накопичення сировини (суміші) для переробки.

**Застосування.** Фториди криптону запропоновані як окиснювачі ракетного палива і як компоненти для накачування бойових лазерів. Завдяки високій окислювальній здатності фториди використовують у хімічних реакціях як ефективні окисники та фторувальні агенти.

Використовується криптон як заповнення простору між склом в склопакеті для додавання склопакету підвищених теплофізичних і звукоізоляційних властивостей.

Криптон використовують для наповнення ламп розжарювання, газорозрядних і рентгенівських трубок. Низька теплопровідність криптону дозволяє робити ці пристрої компактнішими. Криптонові лампи розжарювання служать довше звичайних та випромінюють на 10% більше світла, оскільки атоми Криптону важкі, вони перешкоджають випарюванню атомів вольфраму з поверхні розжареної нитки. Електричний розряд в трубках з розрядженим Криптоном супроводиться білим світінням.

## Джерела інформації

1. 500 задач по химии: Пособие для учащихся А. С. Гудкова, К. М. Ефремова, Н. Н. Магдеснева, Н. В. Мельчакова, – 2-е изд. – М.: Просвещение, 1981.
2. Біологічний енциклопедичний словник. / За ред. М. С. Гілярова. - М.: Радянська енциклопедія, 1989.
3. Боєчко Ф. Ф., Боєчко Л. О. Основні біохімічні поняття, визначення і терміни. - К.: Вища школа, 1993.
4. Гурвич Я.А. Довідник молодого апаратника-хіміка. - М.: Хімія, 1991.
5. Домбровський А.В., Найдан В.М. Органічна хімія: Навчальний посібник. – К.: Вища школа, 1992. – 508 с.
6. Ерыгин Д. П., Шишкин Е. А. Методика решения задач по химии: Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов по биол. и хим. спец. – М.: Просвещение, 1989.
7. Загальна та неорганічна хімія: Підруч. для студ. вищ. навч. закл. / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Иванов. – К.: Пед. Преса, 2000. – 784 с.
8. Ластухін Ю.О., Воронов С.О. Органічна хімія. – Львів: «Центр Європи», 2006. – 868 с.
9. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии: Учебное пособие для нехимич. спец. вузов. – М.: Высш. шк., 1990.
10. Мусіл Я. Основи біохімії патологічних процесів. - М.: Медицина, 1985.
11. Популярна бібліотека хімічних елементів. - М.: Наука, 1983.
12. Рабинович В.А., Хавін З.Я. Короткий хімічний довідник. - Л.: Хімія, 1977.
13. Ситник К.М., Топачевський В.О. Біологічний словник. – К.: Головна редакція Української радянської енциклопедії, 1986. – 700 с.
14. Химическая энциклопедия: В 5 т.: т. 2: Даффа – Меди / Редкол.: Кнунянц И. Л. (гл. ред.) и др. – М.: Сов энцикл., 1990.
15. Храпковський О. І. Цікаві нариси з хімії – К.: Рад. школа, 1966.
16. Шкідливі хімічні речовини: Неорганічні сполуки елементів V-VIII груп. Довідник, - Л. 1989.
17. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: в школі та вдома. – Севастополь: Біблекс, 2006.

Видання підготовлено до друку та віддруковано  
редакційно-видавничим відділом ЧОПОПП  
Зам. № 1296 Тираж 100 пр.  
18003, Черкаси, вул. Бидгощська, 38/1