**Елементи ІІІ групи періодичної системи. Бор. Алюміній**

**План:**

**І. Бор.**

1. Загальна характеристика.

2. Історія походження та назви.

3. Поширення у природі.

4. Отримання.

5. Фізичні властивості.

6. Хімічні властивості.

7. Застосування.

8. Біологічна роль.

**ІІ. Алюміній**.

1. Загальна характеристика.

2. Історія походження та назви.

3. Поширення у природі.

4. Отримання.

5. Фізичні властивості.

6. Хімічні властивості.

7. Застосування.

8. Біологічна роль.

**І. Бор**

**1. Загальна характеристика.**

Бор (англ. boron, нім. Воr) — хімічний елемент. Символ В, ат. н. 5, ат.м. 10, 811. Неметал. Темно-сірі кристали. У природі існує у вигляді боратів. Має понад 10 алотропних модифікацій. Кларк 5·10-3 % за масою. Аморфний бор існує у вигляді коричневого порошку. Найважливіші мінерали — бура та керніт. Світові запаси бл. 100 млн т.

**2. Історія походження та назви.**

Із старовини в ювелірній справі застосовувалася сполука бура, що містила бор, відома середньовічним алхімікам під арабською назвою burag і латинським, — Borax. Буру використовували як плавень — для паяння золота і срібла, для додання легкоплавкості глазурі і склу. На початку XVII століття з бури було отримано речовину, яку пізніше стали називати борною кислотою. У 1808 році французькі хіміки Л. Ж. Гей-Люссак і Л. Тенар і англійський хімік Г. Деві, що запізнився на 9 днів, повідомили про відкриття елементу. Вони отримали його прожаренням борної кислоти з металевим калієм, який незадовго перед цим був відкритий Деві. Після отримання речовини французькі хіміки дали назву елементу бор, а Деві — борон (лат. Boron), останнє збереглося в англійській мові.

**3. Поширення в природі.**

Середній вміст бору в земній корі 4 г/т. У промислових родовищах всього світу вміст бору оцінюється в 10 млн. тонн. Незважаючи на це, відомо близько 100 власних мінералів бору; в «чужих» мінералах він майже не зустрічається. Це пояснюється насамперед тим, що у комплексних аніонів бору (а саме в такому вигляді він входить в більшість мінералів) немає достатньо розповсюджених аналогів. Майже у всіх мінералах бор зв'язаний з киснем, а група флуоровмісних сполук малочисельна. Елементарний бор в природі не зустрічається. Він входить в багато сполук і дуже поширений, особливо в невеликих концентраціях; у вигляді боросилікатів і боратів, а також у вигляді ізоморфної домішки в мінералах входить до складу багатьох вивержених і осадових порід. Бор присутній в нафтових і морських водах (в морській воді 4,6 мг/л), в водах соляних озер, гарячих джерел і грязьових вулканів. Борна кислота іноді зустрічається навесні у вулканічних водах.

*Основні мінеральні форми бору*:

 Боросилікат: датоліт CaBSiO4OH, данбурит CaB2Si2O8

 Борати: бура Na2B4O7 • 10H2O, ашарит MgBO2(OH), гідроборацит (Ca, Mg)B6O11 • 6H2O, ініоїт Ca2B6O11 • 13H2O, каліборит KMg2B11O19 • 9H2O.
 * Датоліт Бура Каліборит*

**4. Отримання.**

У промисловості з природних [боратів](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D0%BE%D1%80%D0%B0%D1%82%D0%B8) сплавом з содою отримують буру. При обробці природних мінералів бору сірчаною кислотою утворюється [борна кислота](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D0%BE%D1%80%D0%BD%D0%B0_%D0%BA%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE%D1%82%D0%B0). З борної кислоти H3BO3 прожаренням отримують оксид [B2O](http://uk.wikipedia.org/w/index.php?title=%D0%9E%D0%BA%D1%81%D0%B8%D0%B4_%D0%B1%D0%BE%D1%80%D0%B0&action=edit&redlink=1)3, а потім його або буру відновлюють активними металами ([магнієм](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D0%B0%D0%B3%D0%BD%D1%96%D0%B9) або [натрієм](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B0%D1%82%D1%80%D1%96%D0%B9)) до вільного бору.

 

При цьому у вигляді сірого порошку утворюється аморфний бор. Кристалічний бор високої чистоти можна отримати перекристалізацією, але в промисловості його отримують електролізом розплавлених флуороборатів або термічним розкладанням парів [броміду бору](http://uk.wikipedia.org/w/index.php?title=%D0%91%D1%80%D0%BE%D0%BC%D1%96%D0%B4_%D0%B1%D0%BE%D1%80%D0%B0&action=edit&redlink=1) BBr3 на розжареному до 1000—1500 °C танталовому дроті у присутності водню.



Можливо також використання крекінгу бороводнів.

Надчистий бор, для використання в напівпровідниковій промисловості, одержують шляхом розкладання диборану при високих температурах, а потім додатково очищають методом зонної плавки та методом Чохральського.



*Метод Чохральського*

**5. Фізичні властивості.**

Надзвичайно тверда речовина (поступається тільки алмазу, нітриду вуглецю, нітриду бору (боразону), карбіду бору, бор-вуглець-кремнію, карбіду скандію-титану). Крихкий, володіє напівпровідниковими властивостями (широкозонний [напівпровідник](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B0%D0%BF%D1%96%D0%B2%D0%BF%D1%80%D0%BE%D0%B2%D1%96%D0%B4%D0%BD%D0%B8%D0%BA)).

**6. Хімічні властивості.**

За багатьма фізичними та хімічними властивостями неметал бор нагадує силіцій.

Кристалічний бор стійкий до впливу киплячої плавикової і соляної кислоти. Коли дрібнодисперсний, він повільно реагує з гарячим концентрованим розчиномгідроген пероксиду, гарячою концентрованою нітратною кислотою, гарячою сульфатною кислотою чи гарячою сумішю сульфатної і хроматної кислоти.

Швидкість окислення бору залежить від кристалічності, розмір часток, чистоти і температури.

Бор достатньо інертний і при кімнатній температурі взаємодіє тільки з фтором:

2B + 3F2 = 2BF3↑

При нагріванні бор реагує з іншими галогенами з утворенням тригалогенідів.

2B + 3Br2 = 2ВВг3

Трихлорид на практиці, як правило, одержують з оксиду.

З азотом утворює бор нітрид BN, з фосфором - фосфід BP, з вуглецем - карбіди різного складу (B4C, B12C3, B13C2). При нагріванні в атмосфері кисню або на повітрі бор згоряє з великим виділенням теплоти, утворюючи оксид B2O3:

4B + 3O2 = 2B2O3

З воднем бор безпосередньо не взаємодіє, хоча відомо досить велика кількість бороводнів (боранів) різного складу, які одержують при обробці боридів лужних або лужноземельних металів кислотою:

Mg3B2 + 6HCl = B2H6↑ + 3MgCl2

При сильному нагріванні бор виявляє відновні властивості. Він здатний, наприклад, відновити кремній або фосфор з їх оксидів:

3SiO2 + 4B = 3Si + 2B2O3

3P2O5 + 10B = 6P + 5B2O3

Дану властивість бору можна пояснити дуже високою міцністю хімічних зв'язків в бор оксиді B2O3.

При відсутності окисників бор стійкий до дії розчинів лугів. У гарячій нітратній, сульфатній кислотах і в царській горілці бор розчиняється з утворенням борної кислоти  H3BO3.

Бор оксид B2O3 - типовий кислотний оксид. Він реагує з водою з утворенням борної кислоти:

B2O3 + 3H2O = 2H3BO3

При взаємодії борної кислоти з лугами утворюються солі не самої борної кислоти - борати (що містять аніон BO33-), а тетраборати, наприклад:

4H3BO3 + 2NaOH = Na2B4O7 + 7H2O

*Іони Бору надають полум'ю зеленого забарвлення.*

**7. Застосування.**

Бор знаходить застосування у вигляді добавки при отриманні корозійно стійких і жаростійких сплавів. Поверхневе насичення сталевих деталей бором підвищує їх механічні і антикорозійні властивості. Карбіди бору (В4С і В13С2) володіють високою твердістю, це — хороші абразивні матеріали. Раніше вони широко використовувались для виготовлення свердел, вживаних зубними лікарями (звідси назва бормашина). Карбід бору застосовується в компактному вигляді для виготовлення газодинамічних підшипників.

Бор (у вигляді волокон) є зміцнюючою речовиною багатьох композиційних матеріалів. Сам бор і його з'єднання — нітрид BN та інші — використовуються як напівпровідникові матеріали і діелектрики, алмазоподібна модифікація нітриду бору (боразон) по твердості майже не поступається алмазу і застосовується як важливий абразивний і різцевий матеріал. Газоподібні BF використовують в лічильниках теплових нейтронів.

Сплав бору з магнієм (диборид магнію MgB2) має, на даний момент, рекордно високу критичну температуру переходу в надпровідний стан серед надпровідників першого роду.

Борна кислота (H3BO3) широко застосовується в атомній енергетиці в якості поглинача нейтронів в ядерних реакторах типу ВВЕР (PWR) на «теплових» («повільних») нейтронах. Завдяки своїм нейтронно-фізичним характеристикам і можливості розчинятися у воді, застосування борної кислоти робить можливим плавне (не ступеневе) регулювання потужності ядерного реактора шляхом зміни її концентрації в теплоносії - так зване «борне регулювання».

Бор (його нуклід 10В) характеризується високим ефективним перерізом захоплення теплових нейтронів (3·10-25 м2). Важливо, що при цій ядерній реакції виникають тільки стабільні ядра. Тому чистий бор і, особливо, його сплави застосовують у вигляді матеріалів, що поглинають нейтрони, при виготовленні для ядерних реакторів регулюючих стрижнів, що уповільнюють або припиняють реакції ділення.

Близько 50 % природних і штучних сполук бору використовують при виробництві скла (так звані боросилікатні типи скла), близько 30 % — при виробництві миючих засобів. Нарешті, приблизно 4-5 % з'єднань бору витрачається при виробництві емалей, глазурі, металургійних флюсів.

Боросилікатне скло, яке, як правило має склад 12-15% B2O3, 80% SiO2, і 2% Al2O3, має низький коефіцієнт теплового розширення й, відповідно, гарну стійкість до теплового удару. Duran і Pyrex дві основні марки такого скла, використовуються для виготовлення лабораторного та кухонного посуду.

*Вироби із боросилікатного скла*

Натрій перборат є джерелом активних форм кисню в багатьох миючих засобах, засобах для чищення, відбілювання і пральня.

Бор є одним з компонентів неодимових магнітів (Nd2Fe14B), які є найбільш сильними постійнними магнітами.

У медицині як антисептичний засіб знаходять застосування бура і борна кислота (у вигляді водно-спиртових розчинів). У побуті буру або борну кислоту використовують для знищення побутових комах, зокрема, тарганів (бура, потрапляючи в органи травлення таргана, кристалізується, і гострі голчаті кристали, що утворилися, руйнують тканини цих органів).

Окремо також варто вказати на те, що сплави бор-вуглець-кремній володіють надвисокою твердістю і здатні замінити будь-який шліфувальний матеріал (окрім карбон нітриду, алмазу, бор нітриду по мікротвердості) а за вартістю і ефективністю шліфування (економічною) перевершують всі відомі людству абразивні матеріали. Ряд органічних похідних бору є надзвичайно ефективними ракетними паливами (диборан, тетраборан, пентаборан та ін.), а деякі полімерні сполуки з воднем і вуглецем є надзвичайно стійкими до хімічних дій і високих температур, наприклад широко відомий пластик Карборан-22.

Завдяки своїй здатності забарвлювати полум'я в зелений колір, аморфний бор використовується в піротехнічних ракетах.

*Борвмісний сигнальний вогонь*

Борати натрію використовується як флюс для пайки золота і срібла, а з амоній хлоридом для зварювання кольорових металів.

Борна кислота H3BO3 використовується у виробництві текстильного скловолокна і плоских дисплеїв і багатьох клеїв. Триетилборан використовується як паливо у двигунах на ракеті Сатурн V. Його використовувало НАСА у програмах Apollo і Skylab з 1967 до 1973 року.

 *Запуск ракети Аполлон-15 Saturn V з використанням триетилборану в якості палива*.

**8. Біологічна роль.**

Бор - важливий мікроелемент, необхідний для нормальної життєдіяльності рослин. Недостача бору зупиняє їх розвиток, викликає у культурних рослин різні хвороби. В основі цього лежать порушення окисних і енергетичних процесів у тканинах, зниження біосинтезу необхідних речовин. При дефіциті бору в ґрунті в сільському господарстві застосовують борні мікродобрива (борна кислота, бура та інші), що підвищують урожай, поліпшують якість продукції і запобігають виникненню ряду захворювань рослин. Роль бору в тваринному організмі не з'ясована. В м'язовій тканині людини міститься (0,33-1)·10-4% бору, в кістковій тканині (1,1-3,3)·10-4%, в крові - 0,13 мг/л. Щодня з їжею людина отримує 1-3 мг бору. Токсична доза - 4 г. Один з рідкісних типів дистрофії рогівки пов'язаний з геном, що кодує білок-транспортер, імовірно регулюючий внутрішньоклітинну концентрацію бору.

Бор, бор оксид, борна кислота, борати, і багато сполук борорганічних не токсичні для людини і тварин (токсичність приблизно як у кухонної солі). LD50 (доза, при якій відбувається 50% смертності) для тварин становить близько 6 г на кг маси тіла. Речовини з ЛД50 вище 2 г вважається нетоксичним. Мінімальна летальна доза для людини не встановлена.

 Борна кислота є більш токсичною для комах, ніж для ссавців, і зазвичай використовується як інсектицид.

Борани (сполуки Бору з Гідрогеном) дуже отруйні. Як завжди, отруйна дія визначається не елементом, а структурою речовини.

**ІІ. Алюміній.**

1. **Загальна характеристика.**

Алюмі́ній (Al) (англ. aluminium, нім. Aluminium) — хімічний елемент III групи періодичної системи, його атомний номер 13, відносна атомна маса 26,9815. В природі існує єдиний стабільний ізотоп 27Al. Третій за вмістом елемент (і найпоширеніший метал) земної кори (після кисню і кремнію), що становить приблизно 8% від її маси.

1. **Історія та походження назви.**

Назва *алюміній* походить від слова *alumen* ([галун](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%B0%D0%BB%D1%83%D0%BD)), яке в свою чергу виникло за [Ісідором](http://uk.wikipedia.org/w/index.php?title=%D0%86%D1%81%D1%96%D0%B4%D0%BE%D1%80&action=edit&redlink=1) ([VII ст. до н. е.](http://uk.wikipedia.org/wiki/7_%D1%81%D1%82%D0%BE%D0%BB%D1%96%D1%82%D1%82%D1%8F_%D0%B4%D0%BE_%D0%BD._%D0%B5.)), в зв'язку з застосуванням цієї речовини в якості протрави для фарбування: *«Alumen vocatur a lumin e, quod lumen coloribus praestat tingendis»*[2. [Пліній](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BB%D1%96%D0%BD%D1%96%D0%B9) описує галуни і їх затосування і знаходить згадку про них ще в [Геродота](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%B5%D1%80%D0%BE%D0%B4%D0%BE%D1%82)([V ст. до н. е.](http://uk.wikipedia.org/wiki/5_%D1%81%D1%82%D0%BE%D0%BB%D1%96%D1%82%D1%82%D1%8F_%D0%B4%D0%BE_%D0%BD._%D0%B5.)) під назвою σττπτηρία. Однак в той час галуни (тобто KAl(SO4)2·12H2O) не відрізняли від сполук з аналогічною дією, наприклад [залізного купоросу](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%97%D0%B0%D0%BB%D1%96%D0%B7%D0%BD%D0%B8%D0%B9_%D0%BA%D1%83%D0%BF%D0%BE%D1%80%D0%BE%D1%81). В чистому вигляді галуни були отримані, очевидно,[алхіміками](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BB%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%8F). *Земля*, яка була в основі галунів, тобто [оксид алюмінію](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%BA%D1%81%D0%B8%D0%B4_%D0%B0%D0%BB%D1%8E%D0%BC%D1%96%D0%BD%D1%96%D1%8E), була вперше отримана в [1754](http://uk.wikipedia.org/wiki/1754) році [Маргграфом](http://uk.wikipedia.org/w/index.php?title=%D0%90%D0%BD%D0%B4%D1%80%D0%B5%D0%B0%D1%81_%D0%A1%D0%B8%D0%B3%D1%96%D0%B7%D0%BC%D1%83%D0%BD%D0%B4_%D0%9C%D0%B0%D1%80%D0%B3%D0%B3%D1%80%D0%B0%D1%84&action=edit&redlink=1), і пізніше отримала назву *глинозем*.

[Гемфрі Деві](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%B5%D0%BC%D1%84%D1%80%D1%96_%D0%94%D0%B5%D0%B2%D1%96) в [1808](http://uk.wikipedia.org/wiki/1808) році визначив існування металу основи галунів, і назвав його *алюміум*, а пізніше *алюмінум*. Протягом 1808–1810 років він намагався електролітично виділити цей метал з глинозему, проте це йому не вдалось.

1. **Поширення в природі.**

Алюміній за розповсюдженням у [земній корі](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%97%D0%B5%D0%BC%D0%BD%D0%B0_%D0%BA%D0%BE%D1%80%D0%B0) займає третє місце. Його вміст в літосфері згідно з А. П. Виноградовим 8,05%. Глобальні запаси алюмінію на Землі (в межах [ноосфери](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%BE%D0%BE%D1%81%D1%84%D0%B5%D1%80%D0%B0)) становлять 1,2·109 т (2000 р.), термін їх вичерпання за прогнозами [Римського клубу](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B8%D0%BC%D1%81%D1%8C%D0%BA%D0%B8%D0%B9_%D0%BA%D0%BB%D1%83%D0%B1) — 55 років.

В природі зустрічається винятково у вигляді сполук, входить до складу 270 [мінералів](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D1%96%D0%BD%D0%B5%D1%80%D0%B0%D0%BB). Найбільш розповсюдженими з них є подвійні силікати ([польові шпати](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BE%D0%BB%D1%8C%D0%BE%D0%B2%D1%96_%D1%88%D0%BF%D0%B0%D1%82%D0%B8),[слюди](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%BB%D1%8E%D0%B4%D0%B8) та ін.) і продукти їх вивітрювання — [глини](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%BB%D0%B8%D0%BD%D0%B8). З подвійних силікатів найважливіші: калієвий польовий шпат або [ортоклаз](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D1%80%D1%82%D0%BE%D0%BA%D0%BB%D0%B0%D0%B7) K[AlSi3O8], натрієвий польовий шпат або [альбіт](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BB%D1%8C%D0%B1%D1%96%D1%82) Na[AlSi3O8], кальцієвий польовий шпат або [анортит](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BD%D0%BE%D1%80%D1%82%D0%B8%D1%82) Ca[Al2Si2O8], плагіоклаз (ізоморфні суміші кальцієвого і натрієвого польового шпату:[олігоклаз](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%BB%D1%96%D0%B3%D0%BE%D0%BA%D0%BB%D0%B0%D0%B7), [андезин](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BD%D0%B4%D0%B5%D0%B7%D0%B8%D0%BD), [лабрадорит](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9B%D0%B0%D0%B1%D1%80%D0%B0%D0%B4%D0%BE%D1%80%D0%B8%D1%82)); слюди: [біотит](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D1%96%D0%BE%D1%82%D0%B8%D1%82), [мусковіт](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D1%83%D1%81%D0%BA%D0%BE%D0%B2%D1%96%D1%82), [цінвальдит](http://uk.wikipedia.org/w/index.php?title=%D0%A6%D1%96%D0%BD%D0%B2%D0%B0%D0%BB%D1%8C%D0%B4%D0%B8%D1%82&action=edit&redlink=1) і [лепідоліт](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9B%D0%B5%D0%BF%D1%96%D0%B4%D0%BE%D0%BB%D1%96%D1%82). Близькі до польових шпатів [нефелін](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B5%D1%84%D0%B5%D0%BB%D1%96%D0%BD) Na[AlSiO4] і [лейцит](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9B%D0%B5%D0%B9%D1%86%D0%B8%D1%82) K[AlSi2O6]. Відомі подвійні силікати кальцію і алюмінію — [цоїзит](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A6%D0%BE%D1%97%D0%B7%D0%B8%D1%82), [епідот](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%95%D0%BF%D1%96%D0%B4%D0%BE%D1%82) і [везувіан](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%92%D0%B5%D0%B7%D1%83%D0%B2%D1%96%D0%B0%D0%BD), подвійний силікат магнію і алюмінію — [кордієрит](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%BE%D1%80%D0%B4%D1%96%D1%94%D1%80%D0%B8%D1%82). Силікат алюмінію Al2SiO5 зустрічається у вигляді мінералів: [кіаніту](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D1%96%D0%B0%D0%BD%D1%96%D1%82), [силіманіту](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B8%D0%BB%D1%96%D0%BC%D0%B0%D0%BD%D1%96%D1%82) і [андалузиту](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BD%D0%B4%D0%B0%D0%BB%D1%83%D0%B7%D0%B8%D1%82). З [алюмосилікатів](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BB%D1%8E%D0%BC%D0%BE%D1%81%D0%B8%D0%BB%D1%96%D0%BA%D0%B0%D1%82%D0%B8), що містять [флуор](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%BB%D1%83%D0%BE%D1%80) можна відмітити [топаз](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A2%D0%BE%D0%BF%D0%B0%D0%B7) Al2(OH, F)2[SiO4].

[Оксид алюмінію](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%BA%D1%81%D0%B8%D0%B4_%D0%B0%D0%BB%D1%8E%D0%BC%D1%96%D0%BD%D1%96%D1%8E) зустрічається у вигляді [корунду](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%BE%D1%80%D1%83%D0%BD%D0%B4) і [наждаку](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B0%D0%B6%D0%B4%D0%B0%D0%BA). Найважливіше джерело добування алюмінію — боксит — складається з мінералів [беміту](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D0%B5%D0%BC%D1%96%D1%82) і[діаспору](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%94%D1%96%D0%B0%D1%81%D0%BF%D0%BE%D1%80) AlOOH і [гідраргіліту](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D1%96%D0%B4%D1%80%D0%B0%D1%80%D0%B3%D1%96%D0%BB%D1%96%D1%82) ([гібситу](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D1%96%D0%B1%D1%81%D0%B8%D1%82)) Al(OH)3 (найбільші родовища в [Австралії](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%B2%D1%81%D1%82%D1%80%D0%B0%D0%BB%D1%96%D1%8F), [Бразилії](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D1%80%D0%B0%D0%B7%D0%B8%D0%BB%D1%96%D1%8F), [Гвінеї](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%B2%D1%96%D0%BD%D0%B5%D1%8F), [Ямайці](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%AF%D0%BC%D0%B0%D0%B9%D0%BA%D0%B0)). Важливим мінералом алюмінію є також [кріоліт](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D1%80%D1%96%D0%BE%D0%BB%D1%96%D1%82) Na3AlF6.



*Алюміній високої чистоти*

**4. Отримання.**

Алюміній отримують [електролізом](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%95%D0%BB%D0%B5%D0%BA%D1%82%D1%80%D0%BE%D0%BB%D1%96%D0%B7) розчину [глинозему](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%BB%D0%B8%D0%BD%D0%BE%D0%B7%D0%B5%D0%BC) (техн. Al2O3) в розплавленому [кріоліті](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D1%80%D1%96%D0%BE%D0%BB%D1%96%D1%82) Na3[AlF6] при 950–960 °C. Склад електроліту 75-90% за масою Na3[AlF6], 5-12% AlF3, 2-10% CaF2, 1-10% Al2O3, молярне відношення NaF/AlF3 = 2,20-2,85 .

*Глинозем алюмінію*

Промисловий комплекс з отримання алюмінію включає виробництво глинозему з алюмінієвих руд, кріоліту та інших фторидів, вуглецевих анодних і[футеровочних](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D1%83%D1%82%D0%B5%D1%80%D1%83%D0%B2%D0%B0%D0%BD%D0%BD%D1%8F) матеріалів і власне електролітичне отримання алюмінію.

Електроліз проводять в апаратах [катодом](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B0%D1%82%D0%BE%D0%B4) в яких служить дно ванни, [анодом](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BD%D0%BE%D0%B4) — попередньо обпалені [вугільні](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%92%D1%83%D0%B3%D1%96%D0%BB%D0%BB%D1%8F) блоки або самообпалюючі електроди, поміщені в розплавлений електроліт. У розплаві відбуваються такі реакції:

Na3[AlF6] ↔ 3Na+ + 2F− + AlF−4

AlF−4 ↔ F− + AlF3

AlF3 ↔ F− + AlF+2

AlF+2 ↔ F− + AlF2+

AlF2+ ↔ F− + Al3+

Al2O3 ↔ AlO+ + AlO−2,      AlO−2 ↔ Al3+ + 2O2−

AlO+ ↔ Al3+ + O2−,      Al3+ + 3e → Al

2O2− — 4e → O2

Розплавлений алюміній при температурі електролізу важчий, ніж електроліт, тому накопичується на дні ванни. На аноді виділяється O2, який взаємодіє з вуглецем анода, який вигорає, утворюючи СО та СО2.

[Густина струму](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D1%83%D1%81%D1%82%D0%B8%D0%BD%D0%B0_%D1%81%D1%82%D1%80%D1%83%D0%BC%D1%83) на аноді 0,7-0,9 А/см², на катоді — 0,4-0,5 А/см², для різних типів електролізерів [сила струму](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B8%D0%BB%D0%B0_%D1%81%D1%82%D1%80%D1%83%D0%BC%D1%83) становить 100–250 кА, робоча [напруга](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B0%D0%BF%D1%80%D1%83%D0%B3%D0%B0) 4,2-4,5 В.

Для отримання 1 т чорнового алюмінію витрачається 14500-17500 кВт·год електроенергії, 1925–1930 кг глинозему, 500–600 кг анодного матеріалу, 50-70 кг фтористих солей. Добова [продуктивність](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D1%80%D0%BE%D0%B4%D1%83%D0%BA%D1%82%D0%B8%D0%B2%D0%BD%D1%96%D1%81%D1%82%D1%8C) однієї ванни середньої потужності — від 550 до 1200 кг алюмінію. Алюміній відбирають з електролізера один раз на 1-2 доби.

Алюміній високої чистоти (не більше 0,05% домішок) отримують [електролітичним рафінуванням](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B0%D1%84%D1%96%D0%BD%D1%83%D0%B2%D0%B0%D0%BD%D0%BD%D1%8F_%D0%BC%D0%B5%D1%82%D0%B0%D0%BB%D1%96%D0%B2) чорнового алюмінію, який містить до 1% домішок. В якості електроліту найчастіше використовують розплав Na3[AlF6], BaCl2 (до 60%) NaCl (до 4%). Для отримання алюмінію особливої чистоти (не більше 0,001% домішок) застосовують [зонну плавку](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%97%D0%BE%D0%BD%D0%BD%D0%B0_%D0%BF%D0%BB%D0%B0%D0%B2%D0%BA%D0%B0).

Алюміній розливають в [злитки](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%97%D0%BB%D0%B8%D1%82%D0%BE%D0%BA), які потім переробляють в листи, фольгу, профілі, дріт. Він добре зварюється, піддається куванню, штампуванню, прокатці, волочінню і пресуванню, а також обробляється методами [порошкової металургії](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BE%D1%80%D0%BE%D1%88%D0%BA%D0%BE%D0%B2%D0%B0_%D0%BC%D0%B5%D1%82%D0%B0%D0%BB%D1%83%D1%80%D0%B3%D1%96%D1%8F).

**5. Фізичні властивості.**

Алюміній — сріблясто-білий легкий метал, добрий провідник тепла і електрики, пластичний, легко піддається механічній обробці.

*Кристалічна структура і атомний радіус*

Алюміній має кубічну гранецентровану кристалічну ґратку (просторова група Fm3m). Найближча відстань між двома атомами становить 2,863Å. Прийнятий період кристалічної ґратки алюмінію a = 4,0414 Å при кімнатній температурі[6]. Кристалічна ґратка стабільна при температурах від 4К і до температури плавлення 933К. Параметр ґратки дуже слабо змінюється від наявності домішок.

Атомний радіус алюмінію визначений як половина між найближчими атомами-сусідами в кристалічній структурі і рівний 1,43Å. В кристалічній структурі алюмінію металічний зв'язок.

*Густина*

Теоретична густина алюмінію обрахована за параметрами його кристалічної гратки становить 2,69872 г/см³. Експериментальні дані густини для полікристалічного алюмінію 99,996% чистоти становлять 2,6989 (при 20 °C) г/см³, а для монокристалів — на 0,34% вище.

Так, густина розплавленого алюмінію чистотою 99,996% на 6,6% менше, ніж у твердого металу, і при температурі 973 К становить 2357 кг/м³ і майже лінійно знижується до 2304 кг/м³ при температурі 1173 К.

*Теплопровідність*

Теплопровідність повністю відпаленого алюмінію в твердому стані знижується з ростом температури від 2,37 (298 К) до 2,08 Вт·см−1·К−1 (933,5 К) і при температурах вище 100 К вона малочутлива до чистоти металу.

При нагріванні алюмінію і переході його з твердого стану в рідкий у нього різко зменшується теплопровідність: з 2,08 до 0,907 Вт·см−1·К−1, а далі з ростом температури вона збільшується і при температурі 1000 °C становить вже 1,01 Вт·см−1·К−1.

*Плавлення і кристалізація*

Температура плавлення алюмінію дуже чутлива до чистоти металу і для високочистого алюмінію (99,996%) становить 933,4 К (660,3 °C), а температура початку кристалізації алюмінію за Шкалою температур Кельвіна (1968 р.) вважається рівною 660,37 °C і використовується протягом десятків років для калібрування термопар. Підвищення зовнішнього тиску збільшує температуру плавлення алюмінію, і вона досягає 700 °C при тиску близько 100 МПа.

Температура кипіння алюмінію становить приблизно 2452 °C, прихована теплота плавлення чистого алюмінію — 397 Дж·г−1, а прихована теплота випаровування 9462Дж·г−1.

**6. Хімічні властивості.**

У вільному стані алюміній – типовий активний метал. Однак, за нормальних умов на повітрі не змінюється, що зумовлено утворенням не поверхні оксидної плівки (товщиною 10–6 см). Через це алюміній не розчиняється і у воді. Знищення плівки веде до руйнування металу. Як типовий метал, алюміній виявляє тільки відновні властивості.

 *Взаємодія з простими речовинами.*

Алюміній за звичайних умов реагує лише з галогенами (з йодом за наявності слідів води). При нагріванні реагує з вуглецем, киснем, сіркою, азотом, утворюючи відповідні бінарні сполуки. При їх гідролізі утворюються відповідні сполуки неметалів з Гідрогеном та алюміній гідроксид. З воднем алюміній безпосередньо не реагує.

*Взаємодія зі складними речовинами.*

1. Алюміній після руйнування захисної плівки (дією солей Hg2+, лугів  або механічному пошкодженні) розчиняється у воді з утворенням алюміній гідроксиду Al(ОН)3 і виділенням водню Н2:

2Al + 6Н2О = 2Al(ОН)3 + 3Н2­.

Утворений Al(ОН)3 розчиняється у надлишку лугу з утворенням гідроксоалюмінату.

2. Взаємодія з кислотами-неокисниками (HСl або розведена сульфатна) відбувається при нагріванні і веде до утворення відповідних солей і виділення водню:

2Al + 6НСl = 2AlСl3 + 3Н2­; 2Al + 3Н2SO4 = 2Al2(SO4)3 + 3Н2­.

У фосфатній кислоті алюміній не розчиняється через утворення нерозчинного в H3PO4 алюміній фосфату AlPO4.

При взаємодії з розведеною нітратною кислотою водень не виділяється, а утворюються продукти відновлення нітратної кислоти:

8Al + 30HNO3 = 8Al(NO3)3 + 3N2O + 15H2O.

У концентрованих сульфатній та нітратній кислотах алюміній не розчиняється, тому ці кислоти перевозять в алюмінієвій тарі.

3. Взаємодія з лугами веде до утворення комплексних сполук алюмінію – гідроксоалюмінатів:

2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2,

2Al + 6NaOH + 6H2O = 2Na3[Al(OH)6] + 3H2.

Остання реакція відбувається у надлишку лугу.

Ці реакції використовують у лабораторії для одержання чистого водню.

Алюміній розчиняється і у розчинах солей, які при гідролізі створюють лужне або кисле середовище (зокрема, Na2CO3).

5. Взаємодія з оксидами металів лежить в основі методу алюмотермії:

8Al + 3Fe3O4 = 9Fe + 4Al2O3.

В ході реакції температура сягає 3500 0С, що дозволяє використовувати горіння суміші порошків алюмінію та Fe3O4 (термітну суміш) для зварювання металевих деталей (рейки, балки тощо).

**7. Застосування.**

Завдяки таким властивостям, як мала густина, висока тепло- і електропровідність, висока пластичність і корозійна стійкість, достатньо високі міцністні властивості (особливо в сплавах) і багатьом іншим цінним якостям, алюміній отримав винятково широке розповсюдження в різноманітних галузях сучасної техніки і відіграє найважливішу роль серед кольорових металів. Його широкому розповсюдженню сприяє найнижча вартість серед всіх кольорових металів

Важливою особливістю застосування алюмінію в техніці є те, що він досить складно піддається пайці та лудінню. Хімічно стійка оксидна плівка, утворювана на його поверхні, важко видаляється за допомогою звичайних флюсів. З огляду на це, починаючи з кінця 1930-х років, ведеться пошук нових методів пайки, спеціально призначених для алюмінію та його сплавів, одним з яких є ультразвукове паяння із застосуванням м'яких припоїв.

Чистий алюміній застосовується у виробництві фольги, яка широко використовується для виробництва електролітичних конденсаторів і пакувальних матеріалів для харчових продуктів. Завдяки дешевизні і високій провідності, меншій густині алюміній майже повністю витіснив мідь з виробництва провідникової продукції (дроти, кабелі, шинопроводи та ін.) Також алюміній застосовують у виготовленні корпусів і охолоджувачів діодів, спеціальної хімічної апаратури.

Покриття з алюмінію наносять на стальні вироби для підвищення їх корозійної стійкості. Способи нанесення: розпилення (для захисту стальних виробів, що експлуатуються в приморських зонах, на хімічних підприємствах); занурення в розплав (для отримання алюмінованих стальних стрічок); плакіювання прокатуванням (біметалічні стрічки); вакуумне напилення (для алюмінування стрічок зі сталі, тканин, паперу і пластмас, інструментальних дзеркал); електрохімічний спосіб (для отримання матеріалів і виробів з захисно-декоративними властивостями).

**8. Біологічна роль.**

Алюміній входить до складу тканин тварин і рослин; в органах ссавців виявлено від 10−3 до 10−5% алюмінію (на сиру речовину). Алюміній накопичується в печінці, підшлунковій і щитовидній залозах. В рослинних продуктах вміст алюмінію коливається від 4 мг на 1 кг сухої речовини (картопля) до 46 мг (жовта ріпа), в продуктах тваринного походження — від 4 мг (мед) до 72 мг на 1 кг сухої речовини (яловичина). В денному раціоні людини вміст алюмінію досягає 35-40 мг. Відомі організми — концентратори алюмінію, наприклад плауни (Lycopodiaceae), які містять в золі до 5,3% алюмінію, молюски (Helix и Lithorina), в золі яких 0,2-0,8% Алюмінію.

Утворюючи нерозчинні сполуки з фосфатами, алюміній порушує живлення рослин (поглинання фосфатів коренями) і тварин (всмоктування фосфатів в кишківнику).