АЛЮМІНІЙ: ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *характеризувати алюміній як просту речовину, його фізичні та хімічні властивості як представника металів;*
- *складати рівняння реакцій, що підтверджують відновні властивості алюмінію (реакції з неметалами, водою, кислотами й солями в розчинах);*
- *досліджувати хімічні властивості алюмінію та його відновні властивості;*
- *спостерігати демонстраційні досліди, що характеризують хімічні властивості алюмінію;*
- *робити висновки про фізичні та хімічні властивості алюмінію; про значення алюмінію в житті людини.*

Охарактеризуйте хімічний елемент Алюміній за розміщенням у періодичній системі хімічних елементів і будовою атома.

Фізичні властивості. Як проста речовина, алюміній — метал сріблясто-білого кольору з характерним металічним блиском, електро- й теплопровідний, легкий (густина 2,7 г/см^3). Це легкоплавкий метал з температурою плавлення 660 °С, тобто його можна розплавити в полум'ї пальника. Алюміній добре піддається механічній обробці — куванню, штампуванню, прокату. Завдяки цим властивостям метал набув широкого застосування.

Хімічні властивості. Алюміній — хімічно активний метал, тому у вільному стані в природі не трапляється. У сполуках проявляє ступінь окиснення +3, оскільки на зовнішньому енергетичному рівні його атома містяться три електрони, з яких два s-електрони — спарені й один p-електрон — неспарений. Розглянемо докладніше хімічні властивості алюмінію.

Взаємодія з неметалами. Як усі активні метали, алюміній вступає в хімічну взаємодію з киснем, сіркою, галогенами й вуглецем. Взаємодія з киснем відбувається за звичайних умов на повітрі. Тому всі алюмінієві вироби вкриті оксидною плівкою. Рівняння реакції:

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3.$$

Подрібнений до порошкоподібного стану, алюміній швидко згоряє з виділенням великої кількості тепла.

За нагрівання алюміній реагує з вуглецем, утворюючи алюміній карбід:

$$4Al + 3C = Al_4C_3.$$

Дуже цікавою є реакція взаємодії алюмінію з йодом. Її можна спостерігати в лабораторії.

Проведемо демонстраційний дослід, дотримуючись правил безпеки.

Зверніть увагу! Цей дослід необхідно проводити під тягою.

Дослід 1. Змішаємо алюмінієвий порошок з йодом і додамо декілька крапель води (воду використаємо як каталізатор). Спостерігаємо бурхливу реакцію з утворенням алюміній йодиду фіолетового забарвлення (рис. 45). Рівняння реакції:

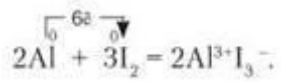




Рис. 45. Взаємодія алюмінію з йодом

У реакціях з неметалами алюміній віддає електрони зовнішнього енергетичного рівня й окиснюється, неметали приєднують електрони й відновлюються. Отже, алюміній є відновником.

Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії алюмінію з хлором і бромом. Визначте окисник і відновник.

Взаємодія з водою. Взаємодія алюмінію з водою відбувається так само, як у всіх хімічно активних металах. Щоб реакція відбулася, потрібно з його поверхні зняти оксидну плівку. Це можна зробити, наприклад, за допомогою наждачного паперу.

Алюміній витісняє водень з води, й утворюється алюміній гідроксид (рис. 46), що відображає рівняння реакції:

$$2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow$$



Рис. 46. Взаємодія алюмінію з водою

Взаємодія з кислотами. Алюміній реагує з хлоридною та розведеною сульфатною кислотами з утворенням відповідних солей та виділенням водню. Щоб переконатися в цьому, проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 2. Помістимо на дно двох пробірок шматочки алюмінію. До першої пробірки доллємо хлоридну, а до другої — розведену сульфатну кислоти. У пробірці з хлоридною кислотою водень виділяється інтенсивніше (рис. 47, с. 130).

Рівняння реакцій відповідно:

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow;$$

$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow.$$

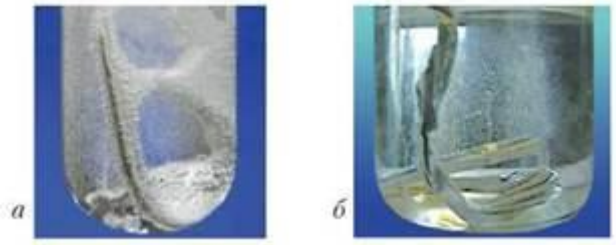


Рис. 47. Взаємодія алюмінію з кислотами: а — хлоридною; б — розведеною сульфатною

З концентрованими нітратною та сульфатною кислотами на холоді алюміній не реагує. Однак за нагрівання реакції відбуваються за схемами:

$$Al + HNO_3\ (конц.) \xrightarrow{t} Al(NO_3)_3 + NO_2\uparrow + H_2O;$$

$$Al + H_2SO_4\ (конц.) \xrightarrow{t} Al_2(SO_4)_3 + H_2S\uparrow + H_2O.$$

Розгляньте реакції взаємодії алюмінію з концентрованими кислотами як окисно-відновні процеси. Визначте окисник і відновник, доберіть коефіцієнти.

Взаємодія із солями в розчині. Алюміній реагує з розчинами солей, коли металічний елемент, що входить до складу солі, є менш активним порівняно з ним. Наприклад:

$$2Al + 3CuSO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3Cu.$$

Взаємодія з оксидами металічних елементів. Алюміній реагує з оксидами металічних елементів тільки за високих температур у діапазоні 1200-3000 °С. З алюмінієм реагують оксиди Феруму, Хрому, Мангану, Вольфраму та Кальцію. У цих реакціях алюміній проявляє відновні властивості:

$$2Al + Cr_2O_3 = Al_2O_3 + 2Cr.$$

Цю властивість алюмінію взято за основу промислового відновлення металів. Метод відновлення металів з їхніх оксидів з використанням алюмінію називають алюмотермією.

Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії алюмінію з вольфрам(VI) оксидом і ферум(II) оксидом. Визначте окисник і відновник, доберіть коефіцієнти.

Отже, алюміній проявляє загальні властивості металів, є добрим відновником у реакціях з неметалами, водою, кислотами, солями в розчинах і за взаємодії з оксидами металічних елементів.

ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

• **Алюміній** — метал сріблясто-білого кольору з характерним металічним блиском, електро- й теплопровідний, легкий, легкоплавкий, добре піддається механічній обробці.

• Як типовий активний метал, алюміній взаємодіє з **неметалами, водою, кислотами, розчинами солей та оксидами неметалічних елементів**.

• Алюміній реагує з розчинами солей, коли **метал, що входить до складу солі, є менш активним порівняно з ним**.

• З концентрованими нітратною та сульфатною кислотами алюміній реагує **тільки за нагрівання**.

• Метод відновлення металів з їхніх оксидів з використанням алюмінію називають **алюмотермією**.