## Лекція 9. Металічні елементи головної підгрупи ІІ групи. Магній.

***Загальна характеристика***

Лужноземельні металічні елементи — це s'-елементи, які розміщуються у головній підгрупі II групі періо­дичної системи, а саме: Кальцій (Са), Стронцій (Бг), Барій (Ва), Радій (Rа). Інші елементи головної підгрупи — це Берилій (Ве) та Магній (Mg).

Електронна формула — *ns*2, у збудженому стані — *ns1np1*. Зі збільшенням порядкового номера збільшуєть­ся атомний радіус елементів, відповідно зменшується електронегативність та енергія іонізації. Лужноземельні метали в реакціях виявляють лише відновні властивості (віддають електрони із зовнішнього електронного ша­ру), лише валентність II і ступінь окиснення +2. Атоми цих металічних елементів мають низькі потенціали іоні­зації, які зменшуються в групі зверху донизу. Легко утворюють йон складу Ме2+:

Ме°-2е-→Ме2+

Хімічна активність елементів II групи зростає зі збільшенням радіуса атома (від Берилію до Радію), і поси­люються металічні властивості.

Прості речовини, утворені елементами родини лужноземельних металічних елементів, називають лужно­земельними металами. Вони мають велику реакційну здатність, утворюють сполуки з іонним типу зв’язку. Це доволі активні в хімічному відношенні метали, однак менш активні, ніж лужні. Усі лужноземельні метали, крім радію, відносять до легких.

Усі лужноземельні метали мають сріблясто-білий колір, вони легкі, м’які, легкоплавкі, розрізаються скаль­пелем, мають хорошу електропровідність. На повітрі вкриваються шаром, який поряд з оксидами МеО містить пероксиди МеО2 і нітриди Ме3N2. Через легкість окиснення на повітрі лужноземельні метали зберігають під ша­ром гасу.

Берилій утворює оксид і гідроксид, які мають амфотерні властивості. Усі інші елементи утворюють оксиди МеО та гідроксиди Ме(ОН)2, які виявляють основні властивості, що посилюються зі збільшенням порядкового номера елемента. Усі основи, крім Мg(ОН)2 та Ве(ОН)2 — луги. Магній гідроксид розчиняється лише у гарячій воді; одержаний гідроксид при нагріванні взаємодіє з кислотними оксидами.

Леткі сполуки лужноземельних металічних елементів забарвлюють безбарвне полум’я в характерні кольо­ри: сполуки Кальцію — у цегляно-червоний колір, Стронцію і Радію — у кармінно-червоний, Барію — у жовто- зелений.

***Магній***

***Магній*** — 12-й елемент періодичної таблиці, заряд ядра — +12. Хімічний символ — Мg, відносна атомна маса — 24. Відомо три стабільні природні ізотопи Магнію: 24Мg (78,6 %), 25Mg (10,1 %), 26Mg (11,3 %). Утворює просту речовину магній. Виявляє валентність II і ступінь окиснення +2.

Електронні формули: 12Mg *1s22s22p63s2 -2e- →* 12Mg2+ *1s22s22p6*;

12Mg \*...*3s13р1.*

***Поширеність у природі***

Магній — 8-й за поширеністю елемент земної кори (1,87 % маси, тобто його кларк — майже 19 кг/т). Тра­пляється у вигляді мінералів магнезиту MgCOз, доломіту MgCOз ∙ СаСОз, карналіту MgCl2 • КС1 ∙ 6Н2O, каї­ніту КС1 ∙ MgSO4 • 3Н2O, бішофіту MgCl2 • 6Н2O. До складу основних порід також входять силікати: тальк 3MgO • 4SiO2 • Н2O, азбест СаО • 3MgO • 4SiO2 тощо. Багато його у морській воді — 0,12-0,13 % (саме йон Mg2+ надає їй гіркоти). Входить до складу хлорофілу (2,7 %).

***Фізичні властивості магнію***

Магній — пластичний сріблясто-білий метал. Його густина при 20 °С — 1,737 г/см3 (на третину менша за густину алюмінію, а міцність удвічі більша), температура плавлення — 651 °С, температура кипіння — 1103 °С.

***Добування магнію***

**Магній добувають:**

а) електролітичним розкладом карналіту або магній хлориду:

 *електроліз*

МgС12 → Мg + С12↑

а) відновленням з його оксиду за допомогою аморфного вуглецю за температури 2000°С

MgO + С = Mg + CO

Хімічні властивості магнію

Метал дуже активний, на повітрі (подібно до алюмінію) вкривається оксидною плівкою, подальше окиснення можливе лише при нагріванні (>300 °С). У хімічних реакціях виступає як сильний відновник. Магній реагує:

1. **із простими речовинами:**
* з киснем (горить яскравим полум’ям):

2Мg + O2 → 2MgO; ΔН $\ll $ 0

* з усіма неметалами (подібно до Кальцію):

$$t℃$$

Мg + С12 == МgС12

 $t℃$

Мg + S== MgS

 $t℃$

3Мg + N2 = Мg3N2

1. **зі складними речовинами:**
* з карбон(ІУ) оксидом:

 t°

2Mg + СO2 = 2MgO + С

Отже, магній, який горить, не можна гасити вуглекислотним вогнегасником;

з водою при нагріванні реагує дуже повільно через утворення малорозчинного гідроксиду:
 $t℃$

Mg + 2Н2O = Mg(OH)2 + H2↑

Але з водяною парою реагує легко:

$$t℃$$

Mg + Н2O = MgO + H2↑

* з оксидами і галогенідами багатьох металічних елементів, легко відбираючи Оксиген і галогени:

 $t℃$

3Mg + МoО3 = 3MgO + Mo

 *вакуум,1100* $℃$

ТiO + Mg → MgO + Ті; ΔH < 0

* з кислотами:

Mg + 2НС1 = MgCl2 + H2↑

4Mg + 10HNO3 ( сильно розб.) → 4Mg(NО3)2 + NH4NO3 + 3H2О

Магній оксид

***Магній оксид MgO*** — основний оксид. З водою не реагує, взаємодіє:

* з кислотними оксидами (при нагріванні):

$$ t℃$$

MgО + SО3 == MgSО4

 $t℃$

MgO + SiО2 == MgSiО3

* з кислотами:

MgO + 2HCl = MgCl2 + H2О

 MgO + H2SО4 = MgSО4 + H2О

* із солями, витісняючи менш активні метали з розчинів солей:

Mg + CuCl2 = MgCl2 + Cu

***Добування магній оксиду***

У **лабораторії:**

а) спалювання металічного магнію:

2Mg + О2 = 2MgO

б) термічний розклад магній гідроксиду:

 $t℃$

Mg(OH)2 = MgO + Н2О

**У промисловості** — термічний розклад магній карбонату:

$$t℃$$

MgCО3 = MgO + СО2

Магній гідроксид

***Магній гідроксид*** — нерозчинна у воді речовина білого кольору. При нагріванні розкладається:

$t℃$

Мg(ОН)2= МgО + Н2O

**Взаємодіє:**

* з кислотними оксидами:

Мg(ОН)2 (суспензія) + СO2 = Мg СО3 ↓+ H2O

МgСO3+ СO2 + Н2O = Мg(НСO3)2

* з кислотами (легко):

Мg(ОН)2 + Н2SO4 = МgSO4 + 2Н2O

Мg(ОН)2+ 2НNO3 = Мg(NO3)2+ 2Н2O

* з амфотерними оксидами (при сплавлянні):

 t$℃$

Mg(OH)2 + ZnO = MgZnO2 + H2O

магній цинкат

* з амфотерними гідроксидами (при сплавлянні):

$$t℃$$

Мg(ОН)2 + 2А1(ОН)3 = Мg[А1O2] + 4Н2O

магній метаалюмінат

***Добування магній гідроксиду***

Добувають магній гідроксид дією лугів або аміачною водою на розчини солей Магнію:

МgSO4 + 2КОН = Мg(ОН)2↓+ К2SO4

МgС12 + 2NH4ОН = Мg(ОН)2↓ + 2NH4С1

***Застосування магнію та його сполук***

Магній дуже широко використовують як основу у виробництві легких міцних сплавів для космічної та аві­аційної промисловості, в автомобіле- та приладобудуванні; у металургії — як відновник для добування деяких металів (наприклад, титану) з їхніх оксидів і галогенідів (магнійтермія):

 *800 °С*

2Mg + ТІСІ4→ Ті + 2МgС12

Також його застосовують в органічному синтезі.

Яскраве полум’я горіння (у реакції з окисниками) раніше використовували для фотоспалаху, а зараз у піро­техніці.

Магній оксид через низьку теплопровідність і високу температуру плавлення (витримує температуру де 2800 °С) застосовують як вогнетривкий матеріал, теплоізолятор (аналогічно азбест і тальк), для виготовлення деяких видів цементу, а також вогнетривкої кераміки.

Магній перхлорат Мg(С1O4)2 використовують як водопоглинач для осушування газів (кристалогідрат міс­тить шість молекул води).

Великі перспективи мають сполуки Магнію в електротехнічній галузі (виробництво потужних електричних батарей і сухих елементів).