Лекція 10. **Кальцій. Сполуки кальцію.**

***Кальцій*** — 20-й елемент періодичної таблиці, заряд ядра — +20. Хімічний символ — Са. Утворює просту речовину — сріблясто-білий метал кальцій. Природний Кальцій — це суміш шести ізотопів: 40Са (96,97 %), 42Са, 43Са, 44Са, 46Са і радіоактивного 48Са.

Електронні формули: 20Са *1s22s22p63s23p64s2 -2e-* → 20Са2+ *1s22s22p63s23p6*;

**20**Са\* 1s22s22p63s23p64s1***4р1*.**

***Поширеність Кальцію в природі***

Оскільки кальцій належить до активних металів, то в природі у вільному стані він не трапляється. Трапляється у вигляді мінералів (карбонатів, сульфатів). На Кальцій припадає 3,38 % маси земної кори (5-те місце піс­ля Оксигену, Силіцію, Алюмінію і Феруму). Найважливіші сполуки Кальцію: кальцит СаСО3 (саме з нього складається вапняк, крейда, мармур), доломіт СаСО3 • МgСО3; гіпс СаSO4 • 2Н2O, ангідрит СаSO4 (безводний кальцій сульфат; якщо додати до нього води, його об’єм збільшиться на 30 % і він поступово перетвориться на гіпс); у вигляді Са3(РО4)2входить до складу фосфоритів, апатитів, фтороапатитів.

Сполуки Кальцію є також у рослинних та тваринних організмах, зокрема його багато в кістках і зубах. Мі­неральна речовина кісток містить 80 % кальцій ортофосфату.

Концентрація елемента в морській воді — 0,4 г/л. Сполуки Кальцію містяться і у прісних водах, зумовлю­ючи їхню твердість.

***Фізичні властивості кальцію***

Кальцій сріблясто-білий метал, твердіший, ніж лужні метали, порівняно з ними має вищу температуру плавлення і кипіння.

***Добування кальцію***

**Кальцій добувають:**

1. електролізом розплаву СаС12 за наявності CaF2, який знижує температуру плавлення;

CaCl2 = Ca + Cl2↑

1. алюмотермічним способом:

 вакуум, 1100 °С

3СаО + 2А1 → А12О3 + 3Са; ΔН < 0

***Хімічні властивості кальцію***

**Кальцій взаємодіє:**

1. **з неметалами:**
* за нормальних умов реагує з киснем та галогенами:

2Са + О2 = 2СаО

Са + С12 = СаС12

* при нагріванні взаємодіє із сіркою, азотом, воднем, фосфором та вуглецем:

Са +S — CaS (кальцій сульфід)

3Са + N2 = Ca3N2 (кальцій нітрид)

Са + Н2 = СаН2 (кальцій гідрид)

2Са + 2Р = Са3Р2 (кальцій фосфід)

Са + 2С — СаС2 (кальцій карбід)

Усі одержані сполуки гідролізують (розкладаються водою):

Ca3N2 + 6H2O → 3Ca(OH)2 + 2NH3↑

Са3Р2 + 6Н2O = 3Са(ОН)2 + 2PH3↑

СаС2 + 2Н2O = Са(ОН)2 + С2Н2|

СаН2 + 2Н2O = Са(ОН)2 + H2↑

1. **з водою** (з холодною — повільно, а з гарячою — доволі енергійно):

Са + 2Н2O = Са(ОН)2 + Н2↑

1. **з кислотами**:

Са + 2НС1 = СаС12 + H2↑

4Са + 10HNO3 (дуже розб.) = 4Ca(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O

 4Са + 5H2SO4 (конц.) = 4CaSO4 + H2S↑+ 4Н2O

1. при нагріванні **відновлює менш активні метали** з оксидів або галогенідів деяких металічних елементів:

TiCl4 + 2Са = 2СаС12 + Ті

***Кальцій оксид***

***Кальцій оксид*** СаО має технічні назви палене вапно, негашене вапно. Кальцій оксид — сполука з яскраво вираженими основними властивостями.

***Добування кальцій оксиду***

У лабораторії:

а) окисненням кальцію:

2Са + O2 = 2СаО

б) термічним розкладом кальцій карбонату:

 *1000 -1100 °С*

СаСO3 → CаО + СO2

У промисловості кальцій оксид добувають термічним розкладом вапняку, основою якого є кальцій карбонат.

***Хімічні властивості кальцій оксиду***

**Кальцій оксид взаємодіє:**

* з водою (реакція екзотермічна і відбувається дуже енергійно; цей процес називають гасінням вапна, а продукт реакції — відповідно гашеним вапном):

СаО + Н2O = Са(ОН)2

* з амфотерними оксидами та амфотерними основами при сплавлянні:

 $t℃$

CaO + ZnO = CaZnO2

$$t℃$$

СаО + Zn(OH)2 = CaZnO2 + H2O

* з кислотами:

3СаО + 2Н3РO4 = Са3(РO4)2 + 3Н2O

***Кальцій гідроксид***

***Кальцій гідроксид*** (Са(ОН)2). Насичений водний розчин кальцій гідроксиду називають вапняною водою, а білу суспензію кальцій гідроксиду — вапняним молоком.

Одержання кальцій гідроксиду

У лабораторії Са(ОН)2 одержують при взаємодії кальцію чи його оксиду з водою:

Са + 2Н2О = Са(ОН)2 + Н2↑

СаО + Н2O = Са(ОН)2

У промисловості кальцій гідроксид добувають з кальцій оксиду.

Хімічні властивості кальцій гідроксиду

Кальцій гідроксид — луг. Дисоціює двоступенево.

**Взаємодіє:**

* з кислотними оксидами:

Са(ОН)2 + СO2 = СаСО3 + Н2O або Са(ОН)2 + 2СO2 = Са(НСO3)2

надлишок

* з кислотами, утворюючи солі різних типів:

3Са(ОН)2 + 2Н3РO4 = Са3(РO4)2 ↓+ 6Н2O

кальцій ортофосфат

Са(ОН)2 + Н3РO4 = СаНРO4 + 2Н2O

кальцій гідрогенортофосфат

Са(ОН)2 + 2Н3РO4 = Са(Н2РO4)2 + 2Н2O

кальцій дигідрогенортофосфат

3Са(ОН)2 + Н3РO4 = (СаOН)3РO4 + 3Н2O

кальцій гідроксоортофосфат

* з хлором (та іншими галогенами):

Са(ОН)2 + С12 = СаОС12 + Н2O

 1 моль 1 моль

Або при надлишку хлору може утворитись суміш СаС12 і Са(ОС1)2, яку називають хлорним вапном;

* із солями:

2FeCl3 + 3Са(ОН)2 = 3СаС12 + 2Fe(OH)3↓

* з амфотерними оксидами і гідроксидами при сплавлянні:

$$t℃$$

Са(ОН)2 + ZnO = CaZnO2 + Н2O

кальцій цинкат

$$t℃$$

Са(ОН)2 + Zn(OH)2 = CaZnO2 + 2Н2О

***Солі Кальцію***

Якісне виявлення: іони Са2+ забарвлюють полум’я газового пальника в цегляно-червоний колір. Карбонат амонію осаджує з розчинів солей кальцію білий осад СаСO3.

Гіпс CaSО4 • 2Н2О при нагріванні до 100 °С втрачає % кристалізаційної води і перетворюється на алебастр:

2(CaSО4 • 2Н2О) = 2(CaSО4 • 0,5Н2О) + 3Н2О

Кальцит, вапняк, мармур, крейда — природні мінерали, основою яких є СаСО3.

Хлорне вапно СаОС12 — змішана сіль кальцій хлориду СаС12 і гіпохлориду Са(ОС1)2 (фактично це суміш Са(ОС1)2, СаС12, Са(ОН)2 і кристалізаційної води).

***Застосування кальцію та його сполук***

Металічний кальцій використовують як відновник у металургії для добування деяких металів (урану, хро­му, цезію, рубідію, цирконію).

Природні сполуки Кальцію застосовують у виробництві будматеріалів, вапна (будівництво), хлорного вап­на (відбілювання тканин, дезінфекція).

Кальцій ацетиленід (карбід) СаС2 використовують при зварюванні та різанні металу (ацетиленовий пальник).

Кальцій гідрид СаН2 надзвичайно активно реагує з водою (відбираючи її навіть від кристалогідратів), при цьому виділяється значна кількість водню.