

## ЛЕКЦІЯ № 3

### Тема : «Друга група катіонів»

#### План

1. Іонний добуток води.
2. Гідроліз солей.
3. Загальна характеристика катіонів II групи.
4. Груповий реактив, умови його застосування.

1. Вода слабкий електроліт, але все ж таки дисоціює на іони  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$   
Із рівняння реакції помітно що, концентрація іонів водню дорівнює концентрації іонів гідроксиду:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ .

Застосувавши закон дії мас, константа дисоціації дорівнює :

$$K = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] \text{ або } K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-],$$

Іонний добуток води  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  – це добуток концентрації іонів  $[\text{H}^+]$  на концентрацію іонів  $[\text{OH}^-]$ .

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Іонний добуток води дозволяє при відомій концентрації іонів  $[\text{H}^+]$  визначити концентрацію іонів  $[\text{OH}^-]$  і навпаки.

В чистій воді  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$  г-іон /л, такий розчин

**нейтральний.**

Якщо  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  г-іон /л, а  $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$  розчин кислий.

Якщо  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  г-іон /л, а  $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$  розчин лужний.

Звичайно реакцію середовища визначають через **водневий показник рН**- це від'ємний десятинний логарифм концентрації іонів водню :

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+], \text{ тоді}$$

при  $\text{pH} = 7$  середовище нейтральне

при  $\text{pH} < 7$  середовище кисле

при  $\text{pH} > 7$  середовище лужне

Для визначення реакції середовища використовують індикатори.

Водневий показник важливий фактор проведення аналітичних реакцій додержання якого обов'язково.

**2. Гідроліз солей** – це взаємодія іонів солі з іонами  $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$ .

Гідроліз відбувається якщо:

- утворюється слабодисоційована речовина
- утворюється нерозчинна речовина (осад), тому що утворення цих

речовин супроводжується зв'язуванням  $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$ , що приводить до до кислого середовища ( $\text{H}^+$ ) або лужного ( $\text{OH}^-$ ).

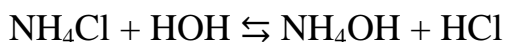
Реакція водних розчинів солей залежить від основи та кислоти з яких вона утворена.

Розрізняють 4 типи солей:

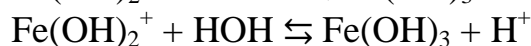
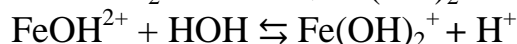
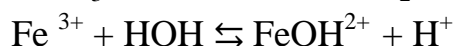
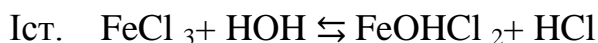
1. Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою ,

Наприклад :  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ,  $\text{CuSO}_4$  ,  $\text{FeCl}_3$  ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

Середовище при гідролізі – кисле ( $\text{H}^+$ )



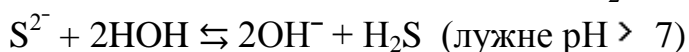
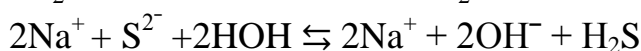
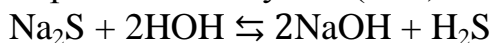
Якщо солі утворені багатозарядним катіоном, то гідроліз протікає ступінчасто.



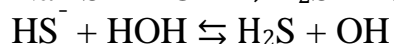
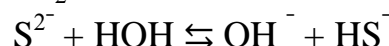
2. Сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою ,

Наприклад :  $\text{KCN}$  ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ,  $\text{Na}_2\text{S}$

Середовище – лужне ( $\text{OH}^-$ ).



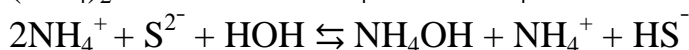
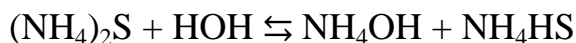
Але ця сіль утворена багато основою кислотою , тому дисоціює ступінчасто:



3. Сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою,

Наприклад :  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  ,  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$

Середовище – або слаболужне, або слабокисле.



Ступінь дисоціації гідроксиду аммонія більша, ніж ступінь дисоціації іона  $\text{HS}^-$  , тому реакція середі розчину цієї солі буде слаболужна.

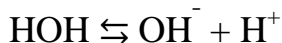
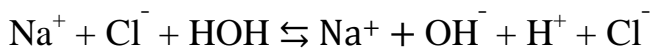
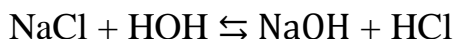
Гідроліз – процес зворотній, тільки деякі солі, утворені дуже слабкими основами та дуже слабкими кислотами гідролізуються до кінця.

Наприклад :



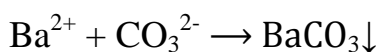
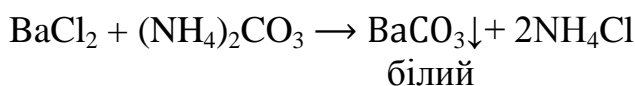
При цьому речовини випадають в осад, або виділяються у вигляді газу.

4. Сіль утворена сильною основою та сильною кислотою гідролізу не піддається. Наприклад :  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

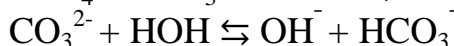
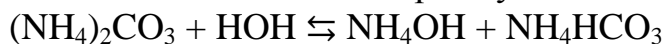


3. До другої аналітичної групи катіонів належать  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ . Елементи катіонів цієї групи знаходяться в II групі головній підгрупі періодичної системи елементів.  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  добре розчинні у воді, утворюють луги.  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  виявляє властивості слабкої основи. Кислі солі катіонів другої групи розчинні у воді, катіони  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ , забарвлюють полум'я в оранжева- червоній та жовто- зелений колір відповідно. Катіони  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  є в молоці. Вміст  $\text{Ca}^{2+}$  в сирому молоці 0,12%. Кількість молока в продуктах харчування визначають за вмістом кальція.

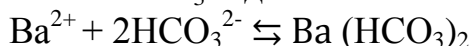
4. Друга аналітична група катіонів має груповий реактив карбонат амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Груповий реактив застосовують для осадження катіонів. Так як  $\text{CO}_3^{2-}$  з  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  дає не розчинні у воді солі.



Груповий реактив  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  – сіль, утворена слабою основою та слабою кислотою і піддається гідролізу :



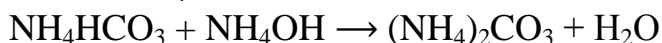
Аніон  $\text{HCO}_3^-$  - дає з катіонами II групи кислі солі – **розчинні у воді**.



Тому гідроліз треба придушити.

### I умова

Щоб розчинні солі перевезти в осад (не розчинний) додати треба розчин аміака  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

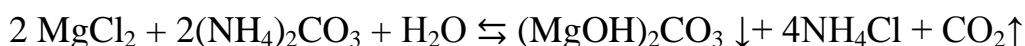


### II умова

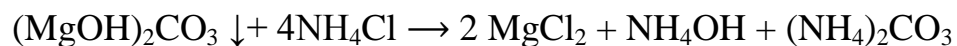
Нагрівання, тоді кислі солі розпадаються:



Але катіон  $\text{Mg}^{2+}$  при нагріванні з реактивом утворює основну сіль – осад, але він розчиняється в амонійних солях.



тому треба додати  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , хоча надлишок не бажано, так як підвищується розчинність інших карбонатів.



Для повного осадження катіонів  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  і повного розчинення  $\text{Mg}^{2+}$  необхідні наступні умови:

- 1) Осадження проводять з гарячих розчинів (водяна баня)
- 2) Реакція середі розчину повинна бути лужною
- 3) Карбонати осаджати в присутності  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$
- 4) Катіони осаджати свіжеприготовленим розчином  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  і для повноти осадження додавати надлишок реактива.