

## Лекція № 4

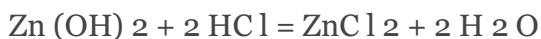
### Тема: Хімічні властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів у світлі уявлень про електролітичну дисоціацію та окисно-відновні процеси.

Розглянемо у світлі теорії електролітичної дисоціації властивості речовин, які у водних розчинах виявляють властивості електролітів.

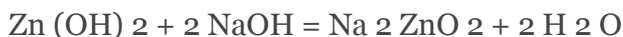
Для кислот характерні наступні загальні хімічні властивості: здатність взаємодіяти з основами з утворенням солей; здатність взаємодіяти з деякими металами з виділенням водню; здатність змінювати кольори індикаторів, зокрема, викликати червоне забарвлення лакмусу; кислий смак. При дисоціації будь-якої кислоти утворюються іони Гідрогену. Тому всі властивості, які є загальними для водних розчинів кислот, ми повинні пояснити присутністю гідратованих іонів Гідрогену. З усуненням іонів Гідрогену, наприклад при нейтралізації, зникають і кислотні властивості. У сильних кислот, що дисоціюють в одну ступінь, кислотні властивості проявляються яскравіше ніж у слабких. Чим краще кислота дисоціює, тобто чим більше її ступінь дисоціації, тим вона сильніша.

Водні розчини основ володіють такими загальними властивостями: здатністю взаємодіяти з кислотами з утворенням солей; здатністю змінювати кольори індикаторів інакше, ніж їх змінюють кислоти (наприклад, вони викликають синє забарвлення лакмусу). Оскільки спільним для всіх розчинів основ є присутність у них гідроксид-іонів, то ясно, що носієм основних властивостей є гідроксид-іон. Тому з точки зору теорії електролітичної дисоціації основи — це електроліти, що дисоціюють в розчинах з утворенням гідроксид-іонів. Сила основ, як і сила кислот, залежить від величини ступіня дисоціації. Чим більше ступінь дисоціації даної основи, тим вона сильніша.

Існують гідроксиди, здатні вступати у взаємодію і утворювати солі не тільки з кислотами, але і з основами. До таких гідроксидів належить цинк гідроксид. При взаємодії його, наприклад, з хлоридною кислотою утворюється цинк хлорид:



а при взаємодії з натрій гідроксидом — натрій цінкат:



Гідроксиди, які володіють цією властивістю, називаються амфотерними гідроксидами або амфотерними електролітами. До таких гідроксидів, крім цинк гідроксиду, відносяться алюміній гідроксид, хром гідроксиди і деякі інші.

Явище амфотерности пояснюється тим, що в молекулах амфотерних електролітів міцність зв'язку між металом і киснем незначно відрізняється від міцності зв'язку між киснем і воднем. Дисоціація таких молекул можлива, отже, по місцях обох цих зв'язків. Якщо позначити амфотерний електроліт формулою  $\text{ROH}$ , то його дисоціацію можна виразити схемою



Таким чином, у розчині амфотерного електроліту існує складна рівновага, в якому беруть участь продукти дисоціації як кислоти, так і основи.

Солі можна визначити як електроліти, які при розчиненні у воді дисоціюють, з утворенням позитивних іонів, відмінних від іонів Гідрогену, і негативні іони, відмінні від гідроксид-іонів. Таких іонів, які були б спільними для водних розчинів усіх солей, немає, тому солі і не володіють загальними властивостями. Як правило, солі добре дисоціюють, і тим краще, чим менше заряди іонів, які утворюють сіль. При розчиненні кислих солей у розчині утворюються катіони металу, складні аніони кислотного залишку, а також іони, що є продуктами дисоціації цього складного кислотного залишку, у тому числі іони  $\text{H}^+$ . Наприклад, при розчиненні гідрокарбонату натрію дисоціація протікає відповідно до наступних рівнянь:



При дисоціації основних солей утворюються аніони кислоти і складні катіони, що складаються з металу і гідроксогруп. Ці складні катіони також здатні до дисоціації. Тому в розчині основної солі присутні іони  $\text{OH}^-$ . Наприклад, при розчиненні хлориду гідроксомагнія дисоціації протікає відповідно до рівнянь:



Таким чином, теорія електролітичної дисоціації пояснює загальні властивості кислот присутністю в їх розчинах іонів Гідрогену, а загальні властивості основ — присутністю в їх розчинах гідроксид-іонів.