

## До § 9

### Гідроліз водних розчинів солей

#### Взаємодія солей з водою

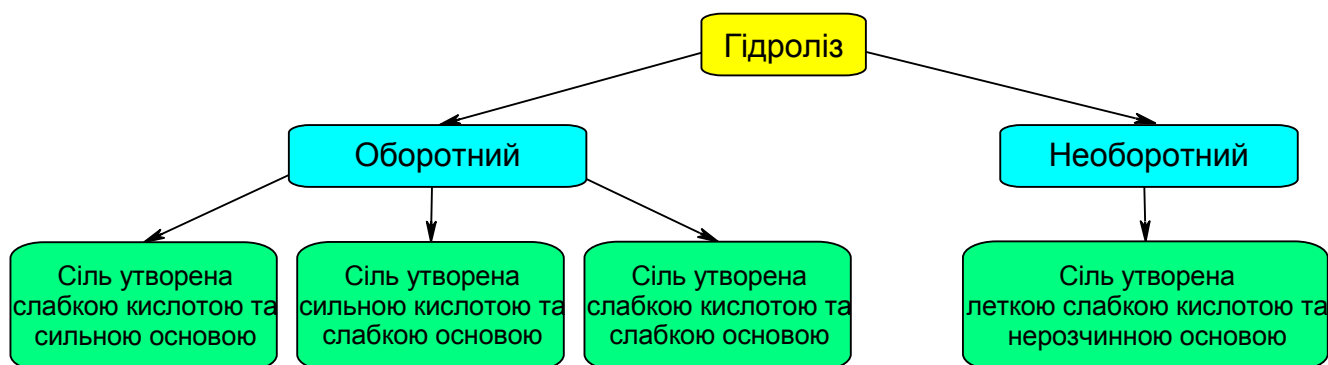
Коли ми говоримо про взаємодію солей із водою, то зазвичай маємо на увазі процес розчинення солей у воді. Але експериментально встановлено, що розчини деяких солей не змінюють забарвлення індикаторів, а в розчинах інших солей індикатори показують наявність кислот або лугів. Звідки ж у розчині солі з'являється луг або кислота? Вони з'являються в результаті хімічної взаємодії солей з водою, що називають *гідролізом*.

**Гідроліз солей — це хімічна взаємодія йонів солі з водою, у результаті якої утворюється слабкий електроліт (кислота або основа).**

Солі можна розглядати як продукт взаємодії кислоти з основою і залежно від того, якою кислотою і якою основою утворена сіль, розрізняють декілька випадків гідролізу. Але всі випадки гідролізу можна розділити на два типи: оборотний та необоротний гідроліз. Під час *оборотного гідролізу* реакції піддаються зазвичай не більше декількох відсотків розчиненої солі, а під час *необоротного* майже вся речовина піддається гідролізу.

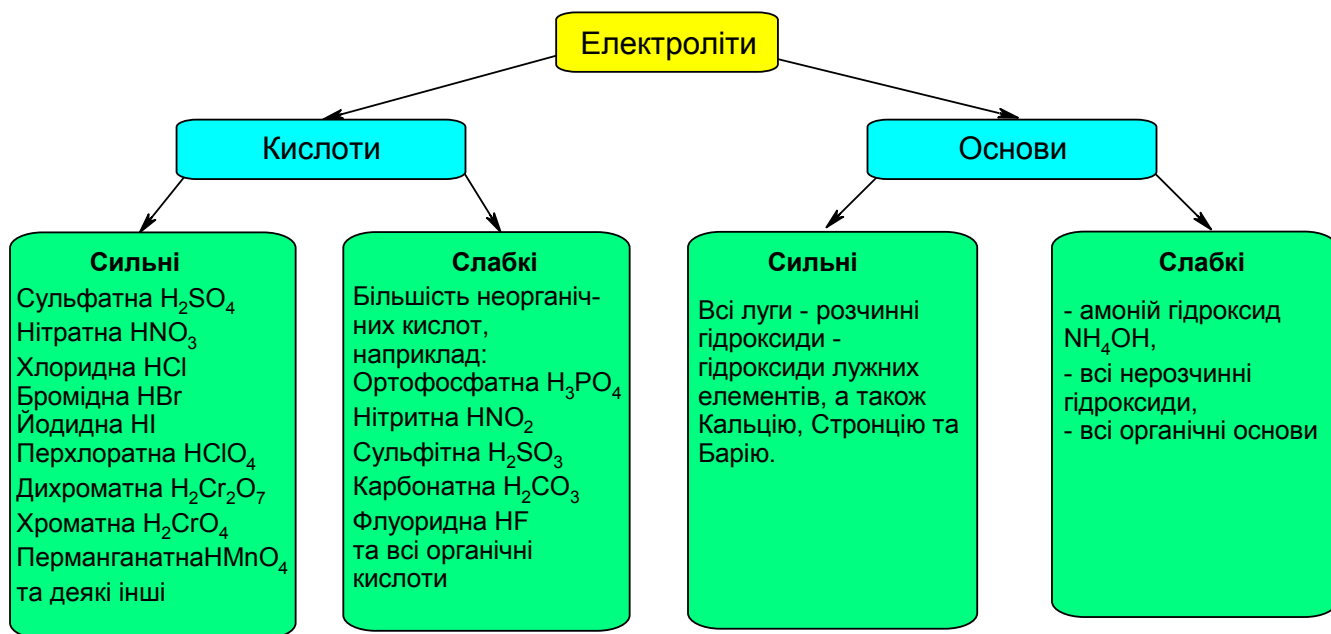
Як відбуватиметься гідроліз, визначається силою кислоти та основи, якими утворена сіль. Можна виділити чотири групи солей, для кожної з яких гідроліз відбуватиметься по-своєму (схема 1).

Схема 1. Різновиди гідролізу



Визначити, до якого типу електролітів належить та чи інша кислота або основа, можна за схемою 2.

Схема 2. Види електролітів



### *Сіль, утворена слабкою кислотою та сильною основою*

Розглянемо, що відбувається в розчині солі, утвореної слабкою кислотою та сильною основою, наприклад, натрій флуориду  $\text{NaF}$ . Натрій флуорид може взаємодіяти з водою за рівнянням:



Цей процес відбувається дуже слабо, гідролізу піддається не більше 1% розчиненої солі, але все ж таки невелика кількість продуктів реакції з'являється в розчині. Причому з двох продуктів реакції натрій гідроксид — сильна основа, тобто повністю дисоціює на йони, а флуоридна кислота — слабка кислота, тобто дисоціює слабо. Отже, у розчині з'являється надлишок гідроксид-іонів, що зумовлює лужне середовище. У йонній формі рівняння реакції гідролізу натрій флуориду виглядає так:

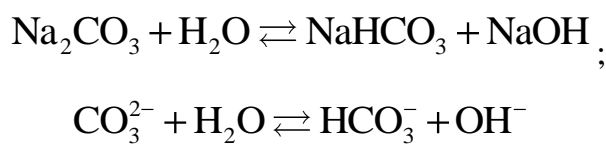


Скорочене йонне рівняння набагато краще ілюструє надлишок гідроксид-

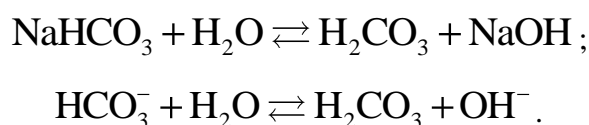
іонів. Для його складання необхідно пам'ятати, що на йони розкладаються тільки сильні електроліти, а слабкі електроліти записують у вигляді молекул. Зі скороченого рівняння добре видно, що сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою, піддається гідролізу за аніоном, тобто за йоном кислотного залишку, а розчини цих солей виявляють лужне середовище.

Як ви пам'ятаєте, багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, а отже і солі багатоосновних кислот піддаються ступінчастому гідролізу. Наприклад, натрій карбонат за першим ступенем взаємодіє з однією молекулою води, а продукт гідролізу взаємодіє з другою молекулою води.

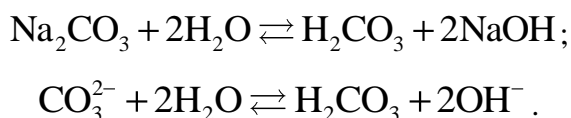
*Перша стадія:*



*Друга стадія:*



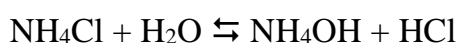
*Сумарне рівняння:*



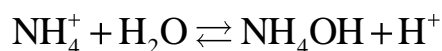
За першою стадією гідролізу піддається приблизно 2 % розчиненої солі, а за другою стадією — менше за 0,01 %. Взагалі, як у випадку з дисоціацією, так і з гідролізом: якщо процес відбувається за декількома стадіями, то ефективніше відбувається процес за першою стадією. Отже, у більшості випадків записувати рівняння гідролізу за другою або третьою стадією не має сенсу.

### ***Сіль, утворена сильною кислотою та слабкою основою***

Прикладом такої солі є амоній хлорид  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Вона піддається гідролізу за рівнянням:

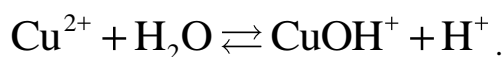
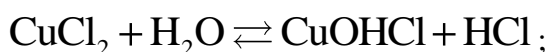


Під час гідролізу утворюється сильна хлоридна кислота, що повністю дисоціює, та слабка основа — амоній гідроксид. Це зумовлює появу надлишкової кількості йонів Гідрогену та кисле середовище в такому розчині:



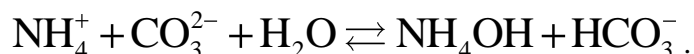
Отже, солі, утворені слабкими основами, піддаються гідролізу за катіоном, а їхні розчини виявляють кисле середовище.

Якщо сіль утворена нерозчинним гідроксидом багатовалентного металічного елемента, то гідроліз може відбуватися за декількома стадіями, але переважно відбувається тільки реакція за першою стадією:



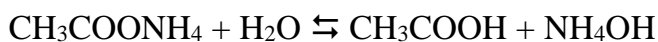
### ***Сіль, утворена слабкою кислотою та слабкою основою***

Якщо така сіль потрапляє у водне середовище, то внаслідок гідролізу утворюються два слабкі електроліти:



Тобто під час гідролізу такої солі гідролізу піддаються і катіон, і аніон. Для того, щоб визначити середовище в такому розчині, необхідні додаткові відомості про силу утворених електролітів. Із довідкової літератури можна дізнатися, що амоній гідроксид більш сильний електроліт, ніж гідрогенкарбонат-іон. Отже він дисоціює ефективніше, що зумовлює надлишок гідроксид-іонів і лужне середовище в розчині амоній карбонату. Але для того щоб зробити подібні висновки, необхідні відомості про силу кислот і основ, що є лише у спеціальній довідковій літературі.

Цікавим прикладом солі, утвореної слабкими і кислотою, і основою, є амоній ацетат  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ . Під час її гідролізу утворюється також два слабких електроліти, але їхня сила майже однакова:

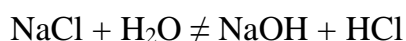


Тому в розчині амоній ацетату не виникає надлишку ані йонів Гідрогену, ані гідроксид-іонів. Розчин амоній ацетату виявляє нейтральне середовище. Цей факт іноді наводить на висновок, що в даному випадку гідроліз не відбувається, але це не

так. Гідроліз відбувається, йому піддається майже 3 % розчиненої солі, але завдяки однаковій силі утворених електролітів концентрація йонів  $H^+$  та  $OH^-$  однакова, що є ознакою нейтрального середовища.

### ***Сіль, утворена сильною кислотою та сильною основою***

Для розчиненої у воді солі, утвореної сильною кислотою і сильною основою, наприклад, натрій хлорид  $NaCl$ , можна було б записати рівняння:



Але обидва продукти реакції є сильними електролітами і у вигляді молекул у розчині існувати не можуть. У даному випадку продукти, якщо б і утворилися, то одразу ж прореагували б один з одним з утворенням солі і води. Така реакція відбуватися не може.

Це краще можна побачити, якщо намагатися записати рівняння в йонній формі, усі йони в цьому рівнянні скоротяться. У такому випадку можна зробити висновок, що така реакція не відбувається. Отже, солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, гідролізу не піддаються, у їхніх розчинах середовище нейтральне.

### **Необоротний гідроліз**

Усі розглянуті вище випадки гідролізу є прикладами оборотних процесів. Вони не можуть відбуватися до кінця, оскільки продукти реакції, якщо накопичуються в значних кількостях, то починають взаємодіяти один з одним з утворенням початкових речовин.

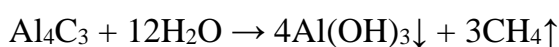
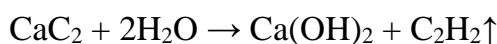
Інша ситуація спостерігається із солями, у результаті гідролізу яких утворюються речовини, що виводяться з розчину. Наприклад, алюміній сульфід:



Під час гідролізу алюміній сульфід утворюється нерозчинний алюміній гідроксид та леткий сірководень. Обидві речовини виводяться з розчину і не можуть взаємодіяти одна з одною, а це означає, що реакція відбувається до кінця. У такому випадку реакція гідролізу є необоротною. Необоротний гідроліз характерний для солей, що утворені легкою або нестійкою кислотою та нерозчинним у воді гідроксидом. Існують солі, що також піддаються необоротному гідролізу, але

утворені не зазначеними вище речовинами, наприклад, амоній силікат. Взагалі можна сказати, що необоротному гідролізу піддаються такі солі, під час гідролізу яких обидва продукти реакції виводяться з розчину (у вигляді газуватої або нерозчинної речовини) і не здатні вступати в зворотну реакцію. Зазвичай такі солі в таблиці розчинності позначені як такі, що не існують у розчині або розкладаються водою.

До необоротного гідролізу також можна віднести взаємодію алюміній або кальцій карбідів з водою:



Перше рівняння відображає один з методів добування ацетилену, а друге — метод добування метану. У даному випадку і ацетилен, і метан можна розглядати як дуже слабкі леткі кислоти, тому ці взаємодії можна віднести до випадків необоротного гідролізу.

### Ступінь гідролізу

Ефективність процесу гідролізу солі можна виразити ступенем гідролізу. За аналогією зі ступенем дисоціації, ступінь гідролізу показує частку солі, що піддалася гідролізу, від загальної кількості солі, що міститься в розчині. Математично це можна записати:

$$\alpha = \frac{C_{\text{гідр.}}}{C_{\text{заг.}}}$$

де  $\alpha$  — ступінь гідролізу;  $C_{\text{гідр.}}$  — концентрація солі, що піддалася гідролізу;  $C_{\text{заг.}}$  — загальна концентрація солі, що наявна в розчині. Ступінь гідролізу можна виражати в частках одиниці або у відсотках, для чого наведену формулу необхідно помножити на 100 %.

Зазвичай для більшості солей ступінь гідролізу не перевищує декількох відсотків, а для деяких — тисячні або мільйонні частки відсотків.

### Додаткові завдання:

1. Із наведених речовин випишіть в окремі рядки формули солей, які: а) піддаються оборотному гідролізу; б) піддаються необоротному гідролізу; в) не

піддаються гідролізу.

$\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{MnBr}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

2. Для наведених речовин складіть рівняння реакцій гідролізу та визначте кислотність їхніх розчинів (кисле чи лужне). Для солей, для яких характерний ступінчастий гідроліз, складіть рівняння гідролізу за всіма стадіями.

$\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .

3. За таблицею розчинності визначте принаймні три солі, для яких характерний необоротний гідроліз. Запишіть для них рівняння реакцій гідролізу. Поясніть причини, що зумовлюють необоротність гідролізу цих солей.