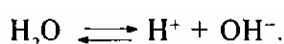


## Лекція за темою «Гідроліз солей»

Реакцію обмінної взаємодії речовин з водою називають **гідролізом**. Гідролізу підлягають хімічні сполуки, які належать до різних класів: солі, солеподібні бінарні ковалентні сполуки, ефіри, жири, вуглеводи, білки тощо. Механізм гідролізу для різних типів сполук різний. У неорганічній хімії найчастіше вивчають гідроліз солей.

Солі при їх розчиненні у воді розпадаються на іони. Один з іонів (катіон або аніон) вступає у хімічну взаємодію з молекулами води з утворенням слабкого або малорозчинного електроліту. Внаслідок такої взаємодії рівновага дисоціації води зміщується праворуч:

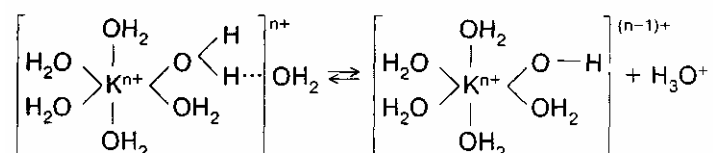


Залежно від природи вихідної солі, у розчині накопичуються іони  $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$  іони, тому в розчині створюється кисле або лужне середовище.

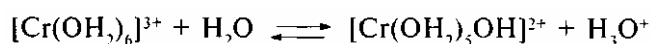
### Механізм гідролізу

Гідроліз солей розглядають як результат поляризаційної взаємодії іонів солі з їх гідратною оболонкою. Чим сильніша поляризуюча дія іонів, тим інтенсивніше відбувається гідроліз.

Катіони — акцептори електронних пар — зв'язуються у розчині з молекулами води за рахунок донорно-акцепторної взаємодії. Чим більший заряд та менший розмір катіона, тим сильніша його акцепторна здатність: міцніший зв'язок  $\text{Me}^{n+}$  —  $\text{OH}_2$  та сильніше поляризується зв'язок  $\text{O}-\text{H}$  координованої молекули води. Водночас стає сильнішим водневий зв'язок між молекулою води і молекулами  $\text{H}_2\text{O}$  розчинника. Це призводить до розриву зв'язку  $\text{O}-\text{H}$  у молекулі води і до перетворення водневого зв'язку  $\text{H}\cdots\text{OH}_2$  на ковалентний. Продукти такої взаємодії — іон гідроксонію  $\text{H}_3\text{O}^+$  та гідроксо-аквакомплекс утворюються за схемою:



Для гідратованого катіона хрому(III) подібне рівняння має вигляд:



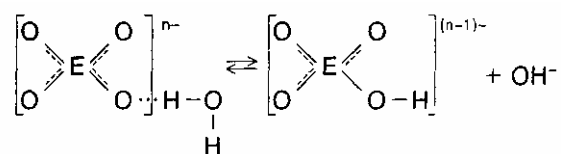
або умовно



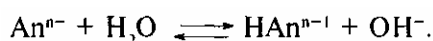
Внаслідок обмінної взаємодії у розчині утворюється надлишок іонів гідроксонію  $\text{H}_3\text{O}^+$ , тобто середовище стає кислим.

Такий механізм гідролізу характерний для дво- та тризарядних катіонів:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ .

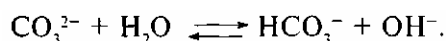
Аніони — донори електронних пар зв'язуються з молекулами води водневим зв'язком. Поляризаційна взаємодія аніонів з молекулами води може привести до повного відриву протона від молекули води та приєднання його до аніона. В цьому процесі водневий зв'язок  $\text{A}\cdots\text{H}-\text{OH}$  перетворюється на ковалентний  $\text{A}-\text{H}$  за схемою:



або спрощено



Обмінна взаємодія карбонат-іона з водою має вигляд:



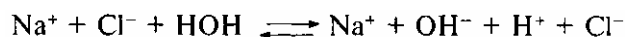
Взаємодія аніонів з молекулами води тим сильніша, чим більший негативний заряд та менший розмір аніона. Відомо, що енергія водневого зв'язку між аніонами  $\text{EO}_4^{n-}$  та молекулами води у ряді  $\text{ClO}_4^-$  —  $\text{SO}_4^{2-}$  —  $\text{PO}_4^{3-}$  —  $\text{SiO}_4^{4-}$  зростає від 7,1 до 35,6 кДж/моль, завдяки чому збільшується їх здатність до гідролізу. Водночас у ряді однозарядних іонів  $\text{ClO}^-$  —  $\text{ClO}_2^-$  —  $\text{ClO}_4^-$  —  $\text{ClO}_3^-$  —  $\text{ClO}_4^-$  — за мірою збільшення їх розмірів здатність до утворення водневого зв'язку, тобто здатність до гідролізу зменшується.

Таким чином, продукти гідролізу та pH розчинів гідролізованих солей визначають природою катіонів та аніонів. Продуктами гідролізу можуть бути слабкі кислоти та основи, малорозчинні та легко леткі сполуки. Реакція гідролізу завжди напрямлена у бік утворення таких сполук. Якщо продукти гідролізу — розчинні речовини, то гідроліз відбувається оборотно; у випадку утворення малорозчинних та летких речовин — гідроліз необоротний.

Залежно від акцепторної здатності катіонів та донорної здатності аніонів солі поділяються на чотири типи.

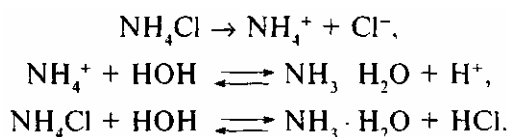
1. Солі, утворені сильними основами та сильними кислотами, у водних розчинах

гідролізу не підлягають. При розчиненні таких солей (наприклад, NaCl) рівновага дисоціації води практично не зміщується, оскільки іони солі  $\text{Na}^+$  та  $\text{Cl}^-$  не утворюють малодисоційованих сполук з молекулами води. У системі:



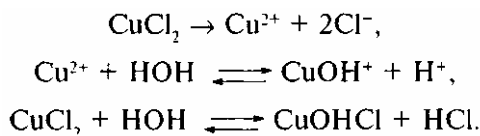
єдиною малодисоційованою сполукою є вода. Внаслідок цього рівновага реакції практично повністю зміщена ліворуч і розчин не містить помітного надлишку  $\text{H}^+$  чи  $\text{OH}^-$ -іонів. Середовище розчину солей такого типу нейтральне ( $\text{pH} = 7$ ).

**2. Солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою**  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CrCl}_3$  тощо гідролізуються за катіоном. Реакція супроводжується накопиченням  $\text{H}^+$ -іонів. Так, гідроліз хлориду амонію представлений рівнянням:



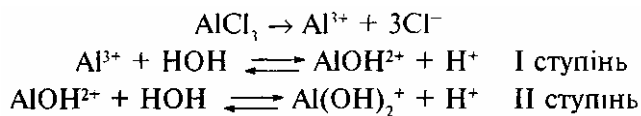
Оскільки, гідрат аміаку  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  значно більш дисоційований, ніж вода, то рівновага зміщена ліворуч. Гідроліз таких солей відбувається лише у незначній мірі. Однак у розчині накопичується деякий надлишок  $\text{H}^+$ -іонів ( $\text{HCl}$  — сильна кислота), внаслідок цього  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  і  $\text{pH} < 7$ . Розчин хлориду амонію набуває кислої реакції.

На практиці найчастіше зустрічається гідроліз солей, які містять у своєму складі багатозарядний катіон слабкої основи. Це найпоширеніший випадок, оскільки більшість гідроксидів металів є слабкими багатокислотними основами. При гідролізі подібних сполук утворюються, як правило, основні солі, тобто гідроліз солі відбувається переважно за першим ступенем. Наприклад,

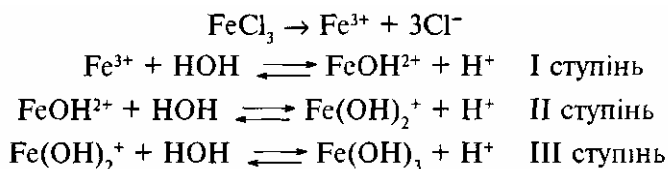


До утворення слабкої основи гідроліз зазвичай не доходить через накопичення у розчині  $\text{H}^+$ -іонів.

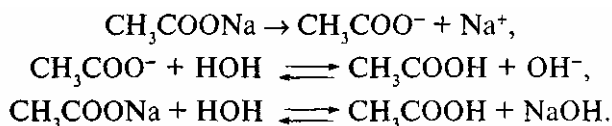
Якщо катіон багатозарядний, а аніон однозарядний, то з великою кількістю води гідроліз може відбуватися ступінчасто з утворенням різних продуктів. Це стосується хлоридів алюмінію, хрому(III), заліза(III) тощо.



У більш рідких випадках, наприклад, при додаванні декількох кристалів хлориду заліза(III) до киплячої води, відбувається III ступінь гідролізу з утворенням гідроксиду феруму(III):

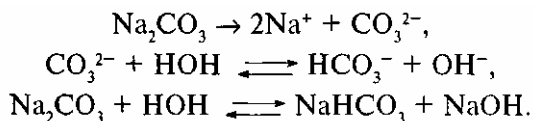


**3. Солі, утворені сильною основою та слабкою кислотою** ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$  тощо), гідролізуються за аніоном. Прикладом такої реакції є взаємодія ацетату натрію з водою:



Наведені рівняння показують, що внаслідок гідролізу солі накопичується деякий надлишок гідроксид-іонів, тому  $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ . Отже розчини солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію:  $\text{pH} > 7$ . Оскільки оцтова кислота більш сильний електроліт, ніж вода, то рівновага реакції зміщена ліворуч. Сіль гідролізована у незначній мірі.

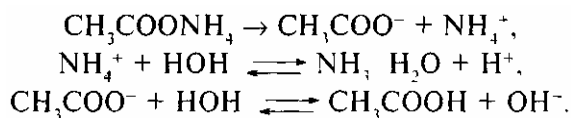
Солі, утворені сильною основою та слабкою багатоосновною кислотою, гідролізуються з утворенням кислої солі та сильної основи



Гідроліз таких солей відбувається переважно за I ступенем, оскільки утворені  $\text{OH}^-$ -іони перешкоджають перебігу гідролізу за II ступенем з утворенням слабкої кислоти та сильної основи. Гідроліз не відбувається за II ступенем ще й тому, що продукт реакції  $\text{HCO}_3^-$  менш дисоційований, ніж  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ( $K_{1,\text{H}_2\text{CO}_3} = 4,5 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_{2,\text{H}_2\text{CO}_3} = 4,5 \cdot 10^{-11}$ ).

**4. Солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою**  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$  та інші, найбільш гідролізовані. У цьому випадку гідролізу підлягають як катіон, так і аніон солі з утворенням малодисоційованих або малорозчинних сполук. Слабка основа та слабка кислота утворюються у випадку

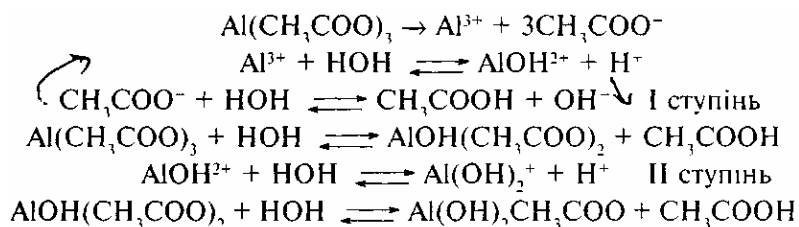
гідролізу солі, катіон та аніон яких однозарядний:



Іони  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$  нейтралізують один одного, тому рівновага у значній мірі зміщена праворуч.

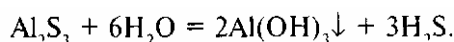
Реакція середовища у розчинах таких солей залежить від співвідношення сили кислоти та основи. При їх рівній силі, як у наведеному прикладі, вона може бути нейтральною. Отже, нейтральна реакція розчину ще не свідчить про відсутність гідролізу солі.

Солі, утворені слабкою багатокислотою основою та слабкою одноосновною кислотою, підлягають гідролізу з утворенням основних солей за схемами:



Оцтова кислота — слабкий електроліт, але вона існує в розчині, тому реакція розчину даної солі буде кислою.

Сульфіди алюмінію, хрому(III), заліза(III), а також карбонати алюмінію, хрому(III), заліза(III) в розчині не існують. При їх взаємодії з водою відбувається повний гідроліз:



Реакція необоротна, оскільки утворений гідроксид алюмінію важко розчинний.

### Ступінь та константа гідролізу

Кількісною характеристикою гідролізу солей є **ступінь гідролізу  $h$**  та **константа гідролізу  $K_G$** .

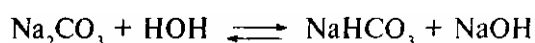
**Ступінь гідролізу солі  $h$**  є відношення концентрації гідролізованої солі  $n$  до її загальної концентрації у розчині  $C_M$ :

$$h = \frac{n}{C_M} \cdot 100 \text{ \%}.$$

Ступінь гідролізу змінюється у межах від 0 до 1, або від 0 до 100 %. Величина  $h$  залежить від природи солі, її концентрації у розчині та температури. Ступінь

гідролізу солей, утворених сильною основою та сильною кислотою, практично дорівнює нулю. Для солей, утворених слабкою основою та сильною кислотою або сильною основою та слабкою кислотою, ступінь гідролізу складає близько 1 % і не перевищує 5 %. Так, у 0,1 М розчинах ацетату натрію та хлориду амонію при 25 °С вона складає близько 0,1 %, а ціаніду натрію — 1,5 %. У випадку гідролізу сульфідів та карбонатів алюмінію та хрому(III), гідроліз яких перебігає до кінця, ступінь гідролізу складає 100 %.

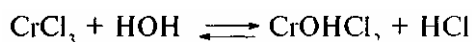
Згідно з законом діяння мас, ступінь гідролізу при розведенні розчинів зростає. *Наприклад, при 25 °С для реакції*



*ступінь гідролізу залежно від концентрації солі складає*

<i>C, моль/л</i>	0,2	0,1	0,05	0,01	0,005	0,001
<i>h, %</i>	1,7	2,9	4,9	11,3	16,0	34,0

**Великий вплив на ступінь гідролізу має температура.** *Це пов'язано з тим, що при нагріванні помітно зростає ступінь дисоціації води, внаслідок чого зростає концентрація  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$  іонів. Для реакції*

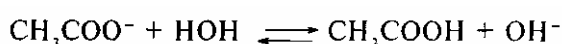


*при концентрації солі 0,01 моль/л ступінь гідролізу залежно від температури складає:*

<i>t °С</i>	0	25	50	75	100
<i>h, %</i>	4,6	9,4	17	28	40

*При кип'ятінні розчину ацетату алюмінію гідроліз перебігає до кінця, тобто сіль перетворюється на гідроксид алюмінію та оцтову кислоту. Аналогічно за таких умов гідролізується хлорид заліза(III).*

*Оскільки гідроліз є оборотним процесом, то до нього застосовують закон діяння мас і його можна характеризувати константою гідролізу. Іонне рівняння гідролізу солі, утвореної сильною основою та слабкою кислотою, має вигляд:*



$$K_p = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]}$$

Концентрація води в розведених розчинах — це практично стала величина, її переносять до сталої  $K$ . Добуток двох сталих величин є **константою гідролізу**:

$$K_f = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}.$$

Помноживши чисельник і знаменник рівняння на  $[\text{H}^+]$ , одержують

$$K_f = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]},$$

$$\text{де } \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} = \frac{1}{K_{\text{дCH}_3\text{COOH}}}; [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}, \text{ тоді}$$

$$K_f = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дCH}_3\text{COOH}}}.$$

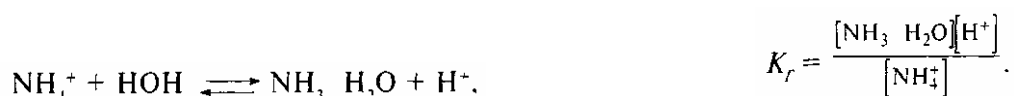
Отже, **константа гідролізу бінарних солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою**, дорівнює частці від ділення іонного добутку води на константу дисоціації слабкої кислоти.

$$K_f = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кис.1}}}.$$

Одержане співвідношення показує, що **чим слабша кислота**, тобто чим менша константа її дисоціації, тим більша константа гідролізу утвореної нею солі.

**Значення константи гідролізу характеризує** здатність даної солі підлягати гідролізу; чим більша константа гідролізу, тим більша міра (при однакових температурі та концентрації солі) перебігу гідролізу.

За аналогією з попереднім випадком можна показати, що константа гідролізу солі, утвореної слабкою основою та сильною кислотою, дорівнює:



Помноживши чисельник і знаменник рівняння на концентрацію  $[\text{OH}^-]$ , одержують:

$$K_f = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}, \quad \text{де } \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{1}{K_{\text{дNH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}},$$

тоді

$$K_f = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дNH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}}.$$

Таким чином, **константа гідролізу бінарної солі, утвореної слабкою основою та сильною кислотою**, дорівнює:

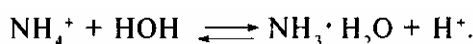
$$K_f = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{досн}}}.$$

Отже, **чим слабша основа**, тим більше підлягають гідролізу утворені нею солі.

Аналогічний висновок можна зробити для солі, утвореної слабкою основою та слабкою кислотою, константа гідролізу якої пов'язана з константами дисоціації основи та кислоти співвідношенням:

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{Досн}} K_{\text{Дкисл}}}$$

Зв'язок між  $K_r$  та  $h$  розглядають на прикладі гідролізу солі слабкої основи та сильної кислоти  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Іонне рівняння гідролізу має вигляд:



Якщо вихідна молярна концентрація солі у розчині  $C$ , моль/л, а ступінь гідролізу  $h$ , то  $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = C \cdot h$ ;  $[\text{H}^+] = C \cdot h$ , концентрація негідролізованої солі складатиме  $C - C \cdot h$ . Підставляють ці значення концентрацій у вираз  $K_r$  даної солі і одержують:

$$K_r = \frac{Ch \cdot Ch}{C - Ch} = \frac{C^2 h^2}{C(1 - h)}$$

або

$$K_r = \frac{Ch^2}{1 - h}$$

**закон розведення Оствальда.**

При  $h$  значно менше нуля рівняння  $K_r$  має вигляд:

$$K_r = Ch^2, \text{ або } h = \sqrt{\frac{K_r}{C}}$$

Оскільки

$$K_r = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{Досн}}}, \text{ то } h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C \cdot K_{\text{Досн}}}}$$

Аналогічно записують ступінь гідролізу солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою:

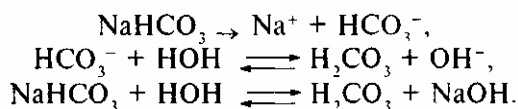
$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C \cdot K_{\text{Дкисл}}}}$$

Закон розведення Оствальда показує, що:

- зі зменшенням концентрації солі ступінь гідролізу зростає;
- чим слабша кислота або основа, яка утворила сіль, тим більший ступінь гідролізу.

### Гідроліз кислих солей. Рівновага у розчинах амфолітів

У водному розчині гідрокарбонату натрію встановлюється рівновага:



Рівняння гідролізу характеризується константою гідролізу:



$$K_f = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]}.$$

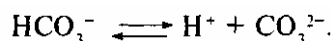
Перемноживши чисельник і знаменник рівності на  $[\text{H}^+]$ , одержують:

$$K_f = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}.$$

Вираз

$$\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]} = \frac{1}{K_{1, \text{H}_2\text{CO}_3}}, \text{ тоді } K_f = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{1, \text{H}_2\text{CO}_3}}. \quad K_{1, \text{H}_2\text{CO}_3} = 4,5 \cdot 10^{-7}; K_f = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2,2 \cdot 10^{-8}.$$

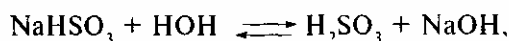
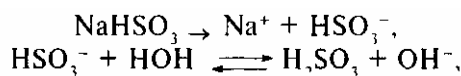
Іон  $\text{HCO}_3^-$  виявляє амфотерні властивості: може відщеплювати та приєднувати протон. Поряд із здатністю до гідролізу іон  $\text{HCO}_3^-$  під дією полярних молекул води здатний відщеплювати протон (виявляти властивості кислоти):



Ця рівновага характеризується другою константою дисоціації вугільної кислоти  $K_{2, \text{H}_2\text{CO}_3}$ :

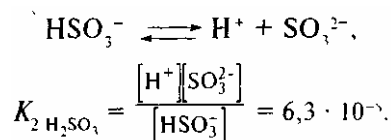
$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11}.$$

Порівняння  $K_{f, \text{NaHCO}_3}$  та  $K_{2, \text{H}_2\text{CO}_3}$  ( $2,2 \cdot 10^{-8} > 4,7 \cdot 10^{-11}$ ) свідчить про те, що у розчині  $\text{HCO}_3^-$  переважає тенденція приєднувати протон від молекули води, тобто продуктів гідролізу ( $\text{OH}^-$ -іонів). У розчині більше, ніж продуктів дисоціації кислоти ( $\text{H}^+$ ). Тому розчин  $\text{NaHCO}_3$  має лужне середовище. У водному розчині  $\text{NaHCO}_3$  реакція середовища кисла, на це вказує порівняння константи гідролізу солі  $\text{NaHSO}_3$  та константи дисоціації сірчистої кислоти за другим ступенем:



$$K_f = \frac{[\text{H}_2\text{SO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HSO}_3^-]} \text{ або } K_f = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{1, \text{H}_2\text{SO}_3}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{2 \cdot 10^{-2}} = 5 \cdot 10^{-13}.$$

Дисоціація гідросульфит-іона характеризується константою дисоціації —  $K_{2, \text{H}_2\text{SO}_3}$ :

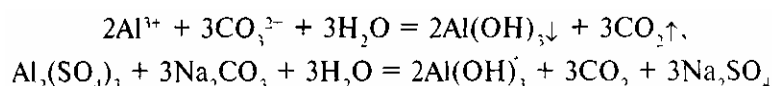


Оскільки  $K_{f, \text{NaHSO}_3} < K_{2, \text{H}_2\text{SO}_3}$  ( $5 \cdot 10^{-13} < 6,3 \cdot 10^{-8}$ ), то в розчині солі  $\text{NaHSO}_3$

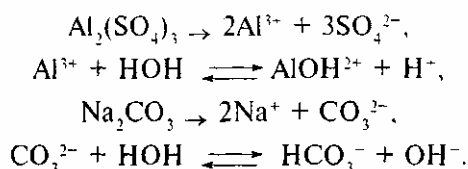
продуктів гідролізу (ОН<sup>-</sup>-іонів) менше, ніж продуктів дисоціації кислоти (Н<sup>+</sup>),<sup>10</sup> тобто процес дисоціації HSO<sub>3</sub><sup>-</sup> переважає над його гідролізом (рН < 7). Аналогічно гідролізуються усі кислі солі, аніони яких є амфолітами.

### Сумісний гідроліз

Взаємодія у розчині двох солей, одна з яких утворена слабкою основою і сильною кислотою, а друга — сильною основою і слабкою кислотою, призводить до утворення осаду слабкої основи та малодисоційованої кислоти. Якщо змішати розчини солей Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> і Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, то реакція перебігає за схемою:



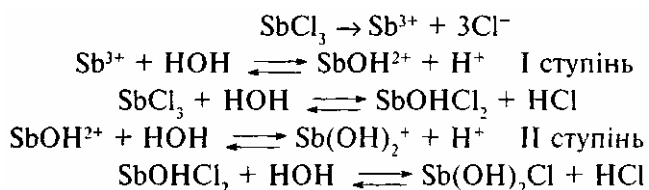
Пояснення цього факту обумовлено поведінкою солей у розчині:



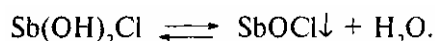
При змішуванні розчинів цих солей Н<sup>+</sup> і ОН<sup>-</sup>-іони нейтралізують один одного, що призводить до взаємного підсилення гідролізу обох солей. Взаємодію розчинів двох солей, які взаємно підсилюють гідроліз одна одної, називають **сумісним гідролізом**.

### Особливі випадки гідролізу

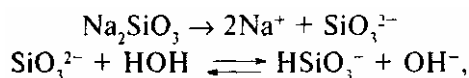
Гідроліз солей сурми(III), вісмуту(III), олова(IV) і деяких інших відбувається за катіоном у дві стадії з утворенням осадів оксосолей:



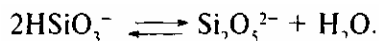
Утворена сіль хлорид дигідроксурми(III) Sb(OH)<sub>2</sub>Cl відщеплює воду з утворенням нерозчинної оксосолі:



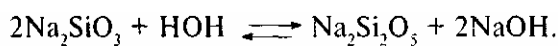
Гідроліз силікату натрію, на відміну від інших подібних солей, відбувається з утворенням диметасилікат-іона:



потім відбувається диміризація гідросилікат-юна:



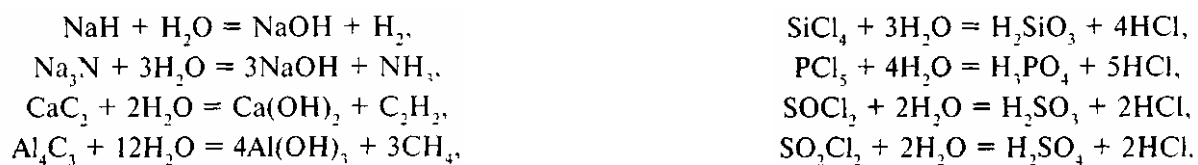
Сумарне рівняння гідролізу має вигляд:



Наведені схеми гідролізу солей є умовними. В дійсності гідроліз перебігає через складні процеси комплексоутворення, полімеризації тощо, тому механізм гідролізу для багатьох випадків вивчений недостатньо.

### Гідроліз сполук з ковалентним зв'язком

Солеподібні сполуки з ковалентним зв'язком гідролізуються необоротно. Продуктами гідролізу є сильні і слабкі основи та кислоти. Оскільки ці сполуки не є електролітами, то рівняння гідролізу записують лише у молекулярному вигляді:



### Зміщення рівноваги гідролізу

Гідроліз більшості солей є оборотною реакцією, відповідно рівновага цього процесу залежить від усіх тих факторів, які впливають на рівновагу реакцій іонного обміну. Наприклад, вона зміщується в бік розкладу вихідної солі при умові, що одержані продукти малорозчинні або леткі. Додаванням до системи надлишку однієї з утворених під час реакції речовин (кислоти або лугу), відповідно з принципом Ле Шательє, зміщують рівновагу в бік вихідної солі. Так, рівновага гідролізу ацетату натрію практично повністю зміщується ліворуч при підлученні розчину. Для запобігання гідролізу хлориду олова(II) воду перед розчиненням в ній солі підкислюють.

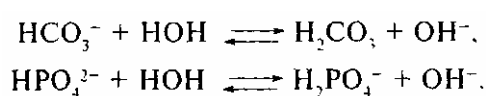
Додавання надлишку води (розведення розчину), навпаки, сприяє підсиленню гідролізу. Якщо до розчину гідролізованої солі додати реактив, який зв'язує утворені при гідролізі  $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$ -іони, то за принципом Ле Шательє рівновага зміщується у бік підсилення гідролізу. У цьому випадку гідроліз може перебігати до кінця з утворенням слабких основи та кислоти.

Якщо розглядати солі як продукт нейтралізації кислоти основою, то гідроліз — реакція, зворотня нейтралізації. Якщо реакція нейтралізації перебігає з виділенням тепла (екзотермічна реакція), то гідроліз солей — реакція ендотермічна. Тому підвищення температури призводить до збільшення ступеня гідролізу, тобто

рівновага реакції зміщується праворуч.

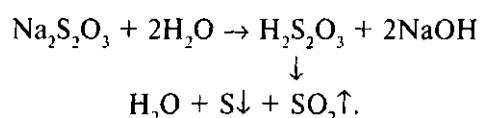
Отже, для запобігання гідролізу солей слід працювати з їх концентрованими розчинами або на холоді. До розчину слід додавати надлишок одного з утворених продуктів гідролізу (кислоту або основу). Підсиленню гідролізу сприяють розведення розчину вихідної солі та підвищення температури.

Гідроліз має велике значення для багатьох процесів, які перебігають у живих організмах. Так, біологічна роль солей  $\text{NaHCO}_3$  і  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , які входять до складу крові, полягає у підтримуванні концентрації іонів водню шляхом зміщення рівноваги:



Якщо в крові створюється надлишок  $\text{H}^+$ -іонів, то вони зв'язуються  $\text{OH}^-$ -іонами та наведені рівноваги зміщуються праворуч, а при надлишку  $\text{OH}^-$ -іонів — ліворуч. Завдяки цьому рН крові здорової людини дуже незначно змінюється відносно середнього значення 7,35. У живих істот у процесі життєдіяльності відбувається також гідроліз жирів, білків, вуглеводів.

Процес гідролізу має велике значення у фармації. У водних розчинах солі слабких кислот та сильних основ легко гідролізуються, що призводить до утворення малорозчинних сполук, які спричиняють помутніння розчину, що недопустимо для ін'єкційних розчинів. Гідролітичні процеси підсилюються у кислому середовищі, яке може утворитися при розчиненні у воді  $\text{CO}_2$ . Для пригнічення реакції гідролізу до розчинів таких солей додають 0,1 н розчин гідроксиду або гідрокарбонату натрію. Наприклад, розчин тіосульфату натрію має середовище близьке до нейтрального, і при незначному зниженні рН розкладається з виділенням сірки:



Для стабілізації розчину (рН 7,8-8,4) додають 20 г гідрокарбонату натрію на 1 л розчину.

Гідроліз широко використовують для одержання таких цінних продуктів як глюкоза, крохмаль, мило, гліцерин, харчові органічні кислоти тощо.

Суттєвий вплив гідроліз має на геохімічні процеси. Руйнування гірських порід обумовлено гідролізом алюмосилікатів, які входять до їх складу.