

1. Електроліти. Електролітична дисоціація.
2. Рівновага у розчинах слабких електролітів
  - 2.1 Йонний добуток води, рН
  - 2.2 Буферні розчини
  - 2.3 Гідроліз солей
  - 2.4 Добуток розчинності

### ЕЛЕКТРОЛІТИ. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ: СТУПІНЬ І КОНСТАНТА

*Неелектроліти – речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм.*

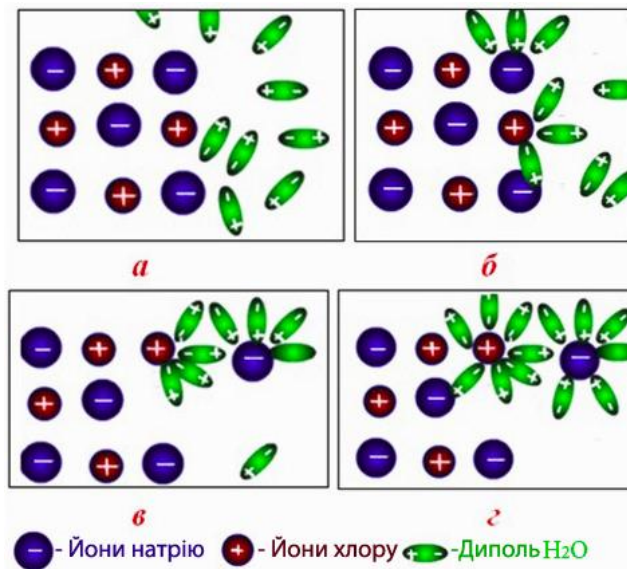
До неелектролітів належать речовини з ковалентними неполярними або малополярними зв'язками, наприклад сахароза, бензен, толуен, етанол.

*Електроліти – речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм (рис. 1).*

До електролітів належить речовини з йонним або ковалентним полярним зв'язком – солі, основи, кислоти. Електроліти є провідниками II роду, тобто їх електропровідність зумовлена рухом йонів, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації (рис.2, 3).

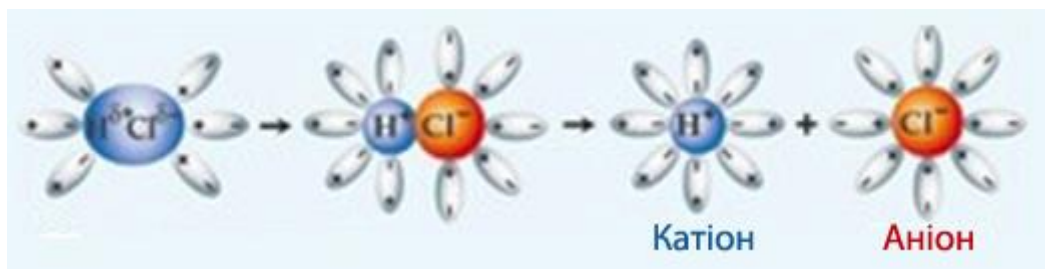


**Рис.1** – Водний розчин натрій хлориду – електроліт, який проводить електричний струм за рахунок гідратованих йонів  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$ .



**Рис.2** – Механізм утворення йонів при розчиненні електроліту з йонною будовою ( $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ):

- а) орієнтація диполів води біля вузлів кристалічної ґратки – йон-дипольна взаємодія;
- б) руйнування кристалічної ґратки при витягуванні з неї диполями води спочатку позитивно заряджених йонів, а потім – негативно заряджених йонів;
- в) процес гідратації йонів  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$ ;
- г) утворення гідратованих йонів  $\text{Na}^+ \cdot n\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{Cl}^- \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .



**Рис.3** – Механізм утворення йонів внаслідок йонізації полярної молекули електроліту з ковалентним полярним зв'язком ( $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ) під впливом полярних молекул води і утворення гідратованих йонів ( $\text{H}^+ \cdot n\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{Cl}^- \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ).

Отримані експериментально значення величин, які характеризують колігативні властивості розчинів електролітів, більші, ніж розраховані теоретично. Тому використовують **ізотонічний коефіцієнт  $i$** .

**Ізотонічний коефіцієнт за умов однакової концентрації показує, у скільки разів кількісні характеристики колігативних властивостей розчинів, визначені експериментально, більші за відповідні теоретично обчислені величини:**

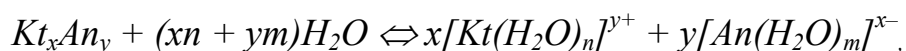
$$i = \frac{\Delta P_{\text{експ}}}{\Delta P_{\text{теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам.експ}}}{\Delta t_{\text{зам.теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип.експ}}}{\Delta t_{\text{кип.теор}}} = \frac{\pi_{\text{осм.експ}}}{\pi_{\text{осм.теор}}},$$

де  $\Delta P$  – зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином,  $\Delta t_{\text{зам}}$  і  $\Delta t_{\text{кип}}$  – відповідно зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів,  $\pi_{\text{осм}}$  – осмотичний тиск. Оскільки величини  $\Delta P$ ,  $\Delta t$  і  $\pi_{\text{осм}}$  є функціями числа частинок розчиненої речовини, то відхилення поведінки розчинів електролітів від законів, що описують колігативні властивості, зумовлене збільшенням концентрації частинок (завдяки утворенню йонів) у розчинах електролітів.

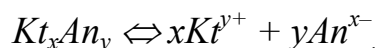
Сучасна теорія електролітичної дисоціації складалася на основі гіпотези Арреніуса про розщеплення молекул на йони, гідратної теорії Менделєєва, яка стверджувала, що розчинена речовина обов'язково бере участь у хімічній взаємодії з молекулами розчинника, і робіт Каблукова, присвячених сольватації йонів.

1. При розчиненні електроліту у воді відбувається його розпад на йони, які підлягають гідратації.

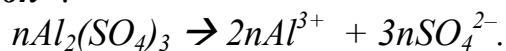
*(Щоб скласти у загальному вигляді рівняння електролітичної дисоціації, яка відбувається у водному розчині, символами  $Kt$  і  $An$  позначають відповідно позитивно заряджений йон (катіон) і негативно заряджений йон (аніон), а індексами  $x$  і  $y$  – кількості йонів кожного знаку. З урахуванням процесу гідратації, внаслідок якої утворюється гідрат катіона з  $n$  молекул води і гідрат аніона з  $m$  молекул води, повне рівняння електролітичної дисоціації записують так:*



*але частіше користуються спрощеним рівнянням дисоціації, не враховуючи процесу гідратації:*



*При цьому сумарний заряд аніонів за абсолютною величиною дорівнює сумарному заряду катіонів, тому електроліт в цілому електронейтральний. Наприклад, при дисоціації алюміній сульфату сумарний заряд аніонів дорівнює  $6n-$ , а сумарний заряд катіонів –  $6n+$ :*



2. При пропусканні електричного струму через розчин або розплав електроліту позитивно заряджені йони (**катіони**) рухаються до катоду, а негативно заряджені (аніони) – до аноду, тому вони називаються **аніонами**.
3. Електролітична дисоціація – процес оборотний, тобто одночасно з розпадом молекул на йони відбувається зворотний процес – сполучення йонів у молекули – **асоціація**.
4. Електрична провідність і колігативні властивості розчинів електролітів пропорційні загальній концентрації молекул та йонів. Щоб урахувати збільшення кількості частинок (відносно недисоційованого стану) при обчисленні відповідних величин застосовують **ізотонічний коефіцієнт  $i$** . Тому закони, що описують колігативні властивості, для розчинів електролітів набувають вигляду:

закон Рауля:  $\Delta P = i P_0 \chi_{\text{розч.реч}}$ ;

наслідки закону Рауля :  $\Delta t_{\text{кип}} = i K_E C_m$ ;  $\Delta t_{\text{зам}} = i K_K C_m$ ;

закон Вант-Гоффа:  $\pi_{\text{осм}} = i R T C_M$ .

5. Кількісними характеристиками процесу дисоціації є ступінь і константа дисоціації.

**Ступінь дисоціації  $\alpha$**  показує, яка частина від загальної кількості молекул розпалася на йони, є відносною величиною і може бути виражена у %.

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис.}}}{N_{\text{заг}}}; \quad \alpha = \frac{C_{\text{дис.}}}{C_{\text{заг}}};$$

де  $n_{\text{дис.}}$  – кількість дисоційованих молекул,  $N_{\text{заг.}}$  – загальна кількість молекул;  $C_{\text{дис.}}$  – молярна концентрація дисоційованого електроліту,  $C_{\text{заг.}}$  – загальна молярна концентрація електроліту.  **$\alpha$  залежить від:**

1. природи електроліту;
2. природи розчинника (чим більш полярний зв'язок в електроліті і розчиннику, тим сильніше відбувається дисоціація);
3. концентрації електроліту (чим менша концентрація, тим сильніша дисоціація);
4. температури (чим більша температура, тим сильніша дисоціація).

*Ступінь дисоціації пов'язаний з ізотонічним коефіцієнтом Вант-Гоффа залежністю*

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1};$$

де  $n$  – загальна кількість йонів, що утворюється при дисоціації електроліту, наприклад, для солі  $Al_2(SO_4)_3$   $n = 2 + 3 = 5$ .

За ступенем дисоціації електроліти поділяють на **сильні** ( $\alpha \rightarrow 1$  або 100%) і **слабкі**.  
**Необхідно знати формули сильних електролітів, а саме:**

**практично всі розчинні солі,**

**сильні кислоти:  $HMnO_4$ ,  $HClO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $H_2SO_4$  (за першим ступенем),**

**сильні основи:  $LiOH$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $CSOH$ ,  $RbOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ .**

**Константа дисоціації  $K_d$  ( $K_a$  – для кислот,  $K_b$  – для основ) є константою рівноваги процесу дисоціації слабого електроліту і характеризує здатність речовини розпадатися у розчині на йони.**

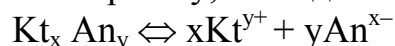
Чим менше значення  $K_{\text{дис}}$ , тим слабкішим є електроліт, і навпаки, велике значення  $K_{\text{дис}}$  свідчить про його високу здатність до дисоціації.

**$K_{\text{дис}}$  залежить від:**

1. природи електроліту;
2. природи розчинника (чим більш полярний зв'язок в електроліті і розчиннику, тим сильніше відбувається дисоціація);
3. температури (чим більша температура, тим сильніша дисоціація),

проте  **$K_{\text{дис}}$  не залежить від концентрації електроліту на відміну від  $\alpha$ .**

Вираз константи дисоціації електроліту, який дисоціює за такою схемою:



має такий вигляд:

$$K = \frac{[Kt^{y+}]^x \cdot [An^{x-}]^y}{[Kt_xAn_y]}$$

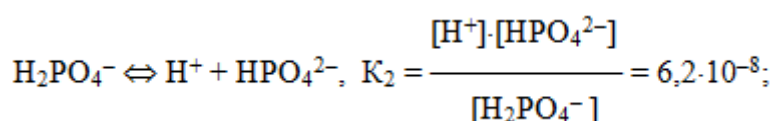
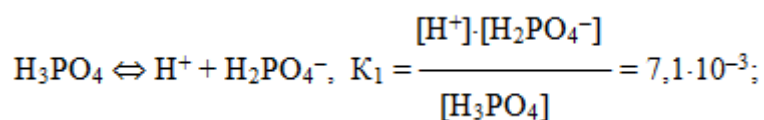
де  $[Kt^{y+}]$  і  $[An^{x-}]$  – відповідно рівноважні концентрації йонів, а  $[Kt_xAn_y]$  – рівноважна концентрація електроліту.

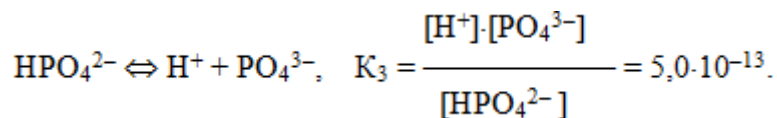
Значення констант дисоціації наводяться у спеціальних довідниках (табл.1).

**Таблиця 1** – Константи дисоціації електролітів у водних розчинах

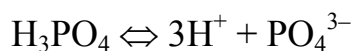
Формула сполуки	Константа дисоціації	Формула сполуки	Константа дисоціації
HNO <sub>2</sub>	$K=4,8 \cdot 10^{-4}$	HNO <sub>3</sub>	$K=43,6$
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$K_1=4,4 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,7 \cdot 10^{-11}$	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,6 \cdot 10^{-12}$
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$K_1=10^3$ $K_2=1,2 \cdot 10^{-2}$	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$K_1=1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$
H <sub>2</sub> S	$K_1=6 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1 \cdot 10^{-14}$	H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	$K_1=1 \cdot 10^{-4}$ $K_2=1 \cdot 10^{-9}$
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$K_1=7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3=3,2 \cdot 10^{-12}$	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	$K_1=5,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3=1,6 \cdot 10^{-14}$
H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	$K_1=3,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2=5 \cdot 10^{-8}$	H <sub>2</sub> Se	$K_1=1,7 \cdot 10^{-4}$ $K_2=1 \cdot 10^{-11}$
H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>	$K_1=3 \cdot 10^{-3}$ $K_2=2 \cdot 10^{-8}$	H <sub>2</sub> Te	$K_1=1 \cdot 10^{-3}$ $K_2=1 \cdot 10^{-11}$
HCN	$K=7,9 \cdot 10^{-10}$	HI	$K=1 \cdot 10^{11}$
HBr	$K=1 \cdot 10^9$	HBrO	$K=2,1 \cdot 10^{-9}$
HF	$K=6,6 \cdot 10^{-4}$	HCl	$K=1 \cdot 10$
HClO	$K=5 \cdot 10^{-8}$	HClO <sub>4</sub>	$K_1=10^8$
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$K_2=3,16 \cdot 10^{-7}$	HMnO <sub>4</sub>	$K=2 \cdot 10^2$
CH <sub>3</sub> COOH	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$	HCOOH	$K=1,8 \cdot 10^{-4}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$K_3=1,4 \cdot 10^{-11}$	Cd(OH) <sub>2</sub>	$K_2=5 \cdot 10^{-3}$
Fe(OH) <sub>3</sub>	$K_3=1,35 \cdot 10^{-12}$	Mn(OH) <sub>2</sub>	$K_2=5 \cdot 10^{-4}$
Cu(OH) <sub>2</sub>	$K_2=3,4 \cdot 10^{-7}$	NH <sub>4</sub> OH	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$
NaOH	$K=5,9$	Ga(OH) <sub>3</sub>	$K_3=4 \cdot 10^{-12}$
Cr(OH) <sub>3</sub>	$K_3=1,02 \cdot 10^{-10}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$K_2=4 \cdot 10^{-5}$

Для електролітів, що дисоціюють ступінчасто, кожній стадії дисоціації відповідає своє значення константи дисоціації. Наприклад, для ортофосфатної кислоти:





Для загального процесу:



сумарна константа дисоціації

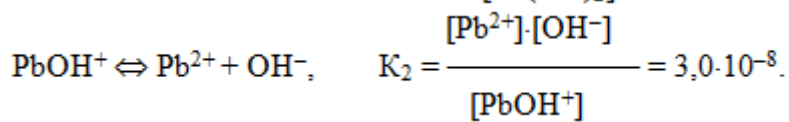
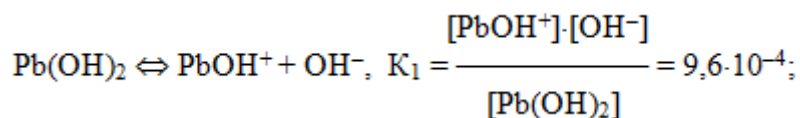
$$K_{\text{заг}} = \frac{[\text{H}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 2,2 \cdot 10^{-22}$$

дорівнює добутку ступінчастих констант дисоціації:

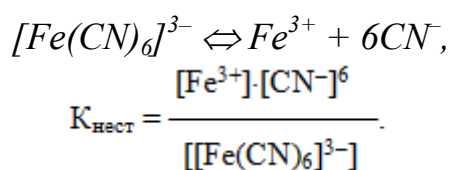
$$K_{\text{заг}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \cdot 6,2 \cdot 10^{-8} \cdot 5,0 \cdot 10^{-13} = 2,2 \cdot 10^{-22}.$$

При цьому  $K_1 > K_2 > K_3$ , оскільки відщеплення йона  $\text{H}^+$  від нейтральної молекули відбувається значно легше, ніж від однозарядного негативного аніона  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , тим більше, від двошарядного негативного аніона  $\text{HPO}_4^{2-}$ . З цього випливає, що  $\text{H}_3\text{PO}_4$  є значно сильнішою кислотою, ніж  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , а  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , у свою чергу, – ніж  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

Багатокислотні основи також дисоціюють ступінчасто, наприклад:



Нагадаємо, що комплексні йони також піддаються ступінчастій дисоціації, однак частіше розглядають не поетапний, а сумарний процес і тому користуються загальним рівнянням дисоціації. Так, для комплексного йону  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ , який є дуже слабким електролітом, сумарне рівняння дисоціації і загальна константа дисоціації мають вигляд:



Константа дисоціації комплексного йона називається **константою нестійкості**  $K_{\text{нест}}$ .

Іноді зручніше замість  $K_{\text{дис}}$  користуватися десятковим логарифмом, взятим з протилежним знаком, який позначається  $\text{p}K_{\text{дис}}$ :

$$\text{p}K_{\text{дис}} = -\lg K_{\text{дис}}.$$

Наприклад, для оцтової кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$  константа дисоціації дорівнює  $K_{\text{дис}} = 1,78 \cdot 10^{-5}$ , а  $\text{p}K_{\text{дис}} = -\lg(1,78 \cdot 10^{-5}) = 4,74$ .

Зв'язок між ступенем дисоціації, концентрацією розчину і константою електролітичної дисоціації встановлює **закон розведення Оствальда**. Для його виведення запишемо рівняння електролітичної дисоціації слабого бінарного електроліту  $\text{KtAn}$ , у якому символом  $\text{Kt}$  позначений катіон, а  $\text{An}$  – аніон:





Позначимо вихідну молярну концентрацію електроліту через  $C$  (моль/л), тоді концентрація тієї частини електроліту, яка піддалася дисоціації, з урахуванням ступеня дисоціації дорівнює  $\alpha C$ . Як видно з рівняння реакції, утворюються однакові кількості йонів обох знаків, причому, їх концентрації дорівнюють концентрації продисоційованої частини електроліту:

$$[\text{Kt}^+] = [\text{An}^-] = \alpha C,$$

а концентрація недисоційованих молекул:

$$[\text{KtAn}] = C - \alpha C = C(1 - \alpha).$$

Підставляючи значення концентрацій у вираз константи дисоціації, одержимо:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{Kt}^+][\text{An}^-]}{[\text{KtAn}]} = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}.$$

Отримане рівняння є **математичним виразом закону розведення Оствальда**.

У тому випадку, коли електроліт дуже слабкий, ступінь дисоціації має невелике значення ( $\alpha \rightarrow 0$ ), яким можна знехтувати, тоді знаменник у рівнянні прирівнюється до одиниці ( $1 - \alpha \sim 1$ ), а закон розведення набирає вигляду:

$$K = \alpha^2 C,$$

звідки ступінь дисоціації

$$\alpha = \sqrt{K/C}.$$

За останнім рівнянням формулюється **закон розведення Оствальда**:

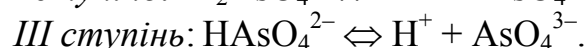
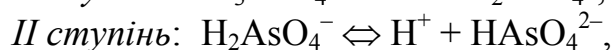
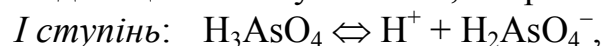
**При розведенні розчину (тобто зменшенні концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується.**

## ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У СВІТЛІ ТЕОРІЇ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

**Кислоти - електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони Гідрогену  $\text{H}^+$ .**

Кількість йонів Гідрогену, що утворюються при дисоціації однієї молекули, визначає **основність** кислот. Так,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – одноосновні кислоти,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – двоосновні,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  – триосновні. Кислоти з більшою основністю зустрічаються рідко.

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, наприклад, арсенатна кислота:



У сильних кислот, які повністю дисоціюють на йони, кислотні властивості виявляються більшою мірою, у слабких – меншою. Силу кислоти можна визначити за її константою дисоціації: якщо  $K_{\text{дис}} > 10^{-2}$ , кислоту відносять до сильних, якщо  $K_{\text{дис}} < 10^{-4}$  – до слабких. Ті кислоти, константи дисоціації яких лежать у межах  $10^{-2}$ – $10^{-4}$ , називають кислотами середньої сили.

Завдяки наявності йонів  $\text{H}^+$  (точніше, гідратованих йонів у вигляді катіона гідроксонію  $\text{H}_3\text{O}^+$ ), у водних розчинах усі кислоти виявляють спільні властивості, зокрема певним чином змінюють забарвлення індикаторів (фіолетового лакмусу на червоний, метилоранжу на рожевий, фенолфталеїн залишається безбарвним) (рис.4).

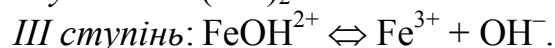
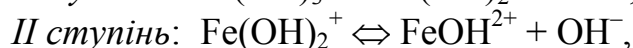
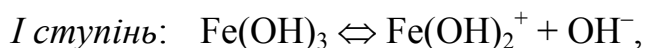
**Основи – це електроліти, при дисоціації яких утворюються гідроксид-іони.**

Сила основ також характеризується величиною константи дисоціації: чим вище значення  $K_{\text{дис}}$ , тим основа сильніша.

*Розчинні у воді основи називаються лугами.* До них належать гідроксиди лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba), а також хоч і слабка, але розчинна основа  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

*Кількість гідроксильних груп, що входять до складу основи, визначає її кислотність.* Так,  $\text{KOH}$  – однокислотна основа,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – двокислотна.

Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто:



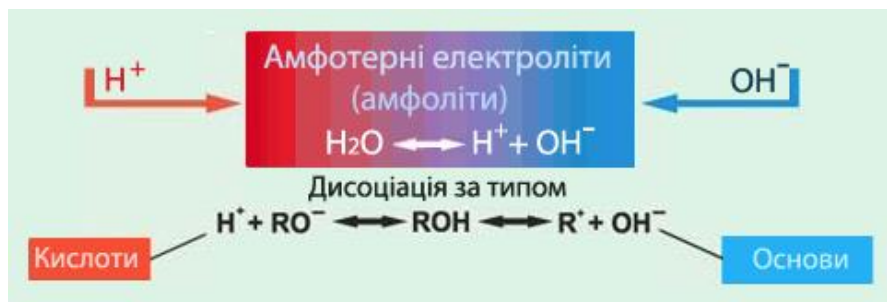
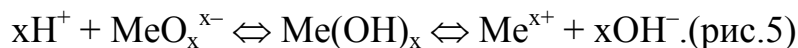
Гідроксильні групи надають основам певні спільні властивості, зокрема певним чином змінювати забарвлення індикаторів (лакмусу на синій, метилоранжу на жовтий, фенолфталеїну на малиновий) (рис.4).



**Рис. 4** – Змінення забарвлення деяких індикаторів у розчинах кислот і лугів.

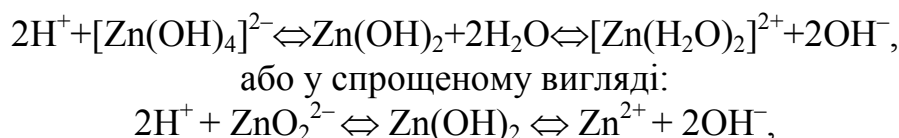


**Амфотерні гідроксиди (амфоліти) – це слабкі електроліти, здатні залежно від умов виявляти властивості кислот або основ, тобто дисоціювати з утворенням катіонів  $H^+$  чи аніонів  $OH^-$ :**



**Рис. 5 – Амфотерні гідроксиди**

Наприклад, дисоціація у водних розчинах амфотерного цинк гідроксиду може відбуватися за типом кислоти з утворенням гідросокомплексів або за типом основи з утворенням аквакомплексів:

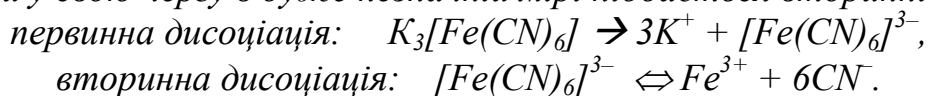


**Солі** – це електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони металічних елементів (або катіон амонію  $NH_4^+$ ) і аніони кислотних залишків.

Слід пам'ятати, що це визначення стосується тільки *середніх солей*, наприклад:

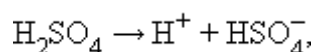


При дисоціації комплексних солей утворюється комплексний йон (первинна дисоціація), який у свою чергу в дуже незначній мірі піддається вторинній дисоціації:



## ТЕОРІЯ СИЛЬНИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Принципова відмінність сильних електролітів від слабких полягає в тому, що рівновага дисоціації сильних електролітів повністю зміщена вправо:



Тобто сильні електроліти у розчині повністю розпадаються на йони. У розчині ці йони взаємодіють між собою і різнойменно заряджені йони притягуються за рахунок наявності значних електростатичних сил. При збільшенні концентрації розчину така взаємодія посилюється і внаслідок неї йони виявляються не цілком вільними у своєму русі. Йони можуть утворювати йонні пари, які поводять себе як одна частинка, наче

електроліт неповністю розпався на йони. Концентрація йонів у розчинах, виміряна деякими фізико-хімічними методами, виявляється дещо меншою за реальну. Тому замість реальної концентрації використовують активність  $a$ . Зв'язок між реальною концентрацією та активністю показує співвідношення:

$$a = fC,$$

де  $f$  – коефіцієнт активності, безрозмірна величина, на яку необхідно помножити концентрацію, щоб дістати значення активності. Коефіцієнт активності формально ураховує всі види взаємодії між частинками, які призводять до відхилення від властивостей ідеального розчину. Тому коефіцієнт активності визначається експериментально.

Якщо  $f < 1$ , йони у розчині перебувають під взаємним впливом і тоді  $a < C$ , а якщо  $f \sim 1$ , то взаємодія між йонами практично відсутня і  $a \sim C$ .

Коефіцієнт активності зростає з підвищенням температури та зі зниженням концентрації розчину. Крім того, його значення залежить від природи електроліту та йонної сили розчину.

*Йонна сила розчину  $\mu$  – це величина, що визначається напівсумою добутку концентрацій всіх йонів у розчині на квадрат заряду кожного йона:*

$$\mu = \frac{1}{2} (C_1 \cdot z_1^2 + C_2 \cdot z_2^2 + \dots + C_n \cdot z_n^2).$$

Зокрема, для розведених водних розчинів сильних електролітів при  $C < 0,01$  моль/л коефіцієнт активності пов'язаний з йонною силою залежністю

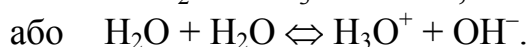
$$\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{\mu}.$$

Теорія сильних електролітів пояснює поведінку розведених розчинів, однак не може описати концентровані розчини. Іншою її вадою є те, що вона не враховує хімічні процеси, що відбуваються у розчинах сильних електролітів, зокрема явище сольватації і можливу зміну при цьому активності розчинника, який є компонентом розчину.

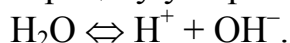
## 2 РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### 2.1 Йонний добуток води. Водневий показник.

Вода є слабким електролітом – кількість її молекул, що розпадаються на йони є надзвичайно малою. Завдяки малим розмірам та великій поляризувальній здатності йонів  $H^+$ , вони піддаються миттєвій гідратації з утворенням йонів гідроксонію  $H_3O^+$  за схемою:



Рівняння цього процесу у спрощеному вигляді:



На основі експериментальних досліджень встановлено, що при температурі  $22^\circ C$  ступінь дисоціації води дуже малий:  $\alpha_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-9}$ , тобто на йони розпадається тільки

одна молекула із приблизно 1800000000 молекул води. Зрозуміло, що вода належить до надзвичайно слабких електролітів і піддається закону діючих мас. Тому для неї можна записати вираз константи дисоціації:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}, \quad \text{або } [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

Невелике значення ступеня дисоціації води ( $\alpha_{\text{H}_2\text{O}}=1,8 \cdot 10^{-9}$ ) свідчить про сильне зміщення рівноваги дисоціації вліво, тому концентрацію  $\text{H}_2\text{O}$  за сталої температури можна вважати постійною. Отже, добуток постійних величин у правій частини рівняння (9.10) – теж величина стала ( $K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$ ). Тоді сталим є і добуток концентрацій йонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  в лівій частині рівняння. Цей добуток ( $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ ) одержав назву **йонного добутку води**:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}},$$

де  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  – йонний добуток води, який також позначають:  $K_{\text{в}}$ , або  $K_{\text{w}}$ .

Константа дисоціації води, визначена експериментально, при  $25^\circ\text{C}$  дорівнює:  $K_{\text{дис}}=1,8 \cdot 10^{-16}$ , а концентрацію недисоційованих молекул води  $[\text{H}_2\text{O}]$  практично можна вважати рівною її загальній концентрації. З рівняння дисоціації води ( $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ ) видно, що концентрації катіонів Гідрогену і гідроксильних аніонів однакові і в той же час дорівнюють концентрації тієї частини води, яка продисоційювала і яка визначається добутком  $\alpha \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ :  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \alpha[\text{H}_2\text{O}]$ . Молярна концентрація води обчислюється відношенням кількості речовини ( $\nu = m/M$ ) до об'єму  $V$ :

$$C_{\text{M}(\text{H}_2\text{O})} = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{\nu(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}.$$

Беручи до уваги, що 1 л води при  $22^\circ\text{C}$  має масу приблизно 1000 г, одержимо молярну концентрацію води:

$$[\text{H}_2\text{O}] = m / M \cdot V = 1000 / 18 \cdot 1 = 55,56 \text{ моль/л.}$$

Тоді концентрації йонів Гідрогену і гідроксид-іонів складають

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \alpha \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л,}$$

звідки **йонний добуток води** дорівнює:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Йонний добуток води є сталою величиною за умов сталої температури. При підвищенні температури  $K_{\text{w}}$  зростає (табл.2).

**Табл. 2** – Залежність йонного добутку води від температури

$t, ^\circ\text{C}$	0	20	25	40	60	80	100
$K_{\text{H}_2\text{O}}$	$0,11 \cdot 10^{-14}$	$0,69 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$2,95 \cdot 10^{-14}$	$9,55 \cdot 10^{-14}$	$25,1 \cdot 10^{-14}$	$55,0 \cdot 10^{-14}$
$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	$0,33 \cdot 10^{-7}$	$0,83 \cdot 10^{-7}$	$1,00 \cdot 10^{-7}$	$1,70 \cdot 10^{-7}$	$3,09 \cdot 10^{-7}$	$5,01 \cdot 10^{-7}$	$7,41 \cdot 10^{-7}$

Для води і розведених водних розчинів за умов сталої температури добуток концентрацій йонів Гідрогену і гідроксид-іонів є величиною сталою:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 (25^0\text{C}).$$

$K_w$  залежить тільки від температури і не залежить від присутності у ній кислоти або лугу. Тому, якою б великою не була концентрація йонів  $H^+$ , концентрація йонів  $OH^-$  не буде дорівнювати нулю або навпаки. Це дає змогу обчислити концентрацію  $[H^+]$  чи  $[OH^-]$ , якщо одна з цих величин відома:

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \quad \text{і} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

Проте більш широкого вжитку набула величина інша величина, пов'язана з концентрацією катіонів  $H^+$ , – водневий показник, який позначається символом рН.

**Водневий показник рН** – це величина, що характеризує кислотність середовища і дорівнює від'ємному десятковому логарифму концентрації йонів Гідрогену  $[H^+]$ :

$$pH = -\lg[H^+].$$

По аналогії з ним було введено і показник рОН:

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

Замінивши у рівнянні йонного добутку води ( $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ ), всі величини на їх від'ємні десяткові логарифми, отримуємо:

$$\mathbf{pH + pOH = 14.}$$

У нейтральному середовищі концентрації йонів Гідрогену і гідроксид-іонів однакові:  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ , тому водневий показник:

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-7} = 7.$$

У кислому середовищі концентрація йонів Гідрогену завжди вища, ніж концентрація гідроксид-іонів:  $[H^+] > [OH^-]$ , отже  $pH < 7$ .

У лужному середовищі, навпаки, переважає концентрація гідроксид-іонів:  $[H^+] < [OH^-]$ , отже  $pH > 7$ .

Розчини, значення рН яких змінюється від 0 до 3, вважаються *сильнокислими*, а при  $pH=4-6$  – *слабокислими*. *Слабколужні* розчини мають  $pH=8-10$ , а *сильнолужні* –  $pH=11-14$ . (рис. 6).

Величина рН відіграє важливе значення у процесах життєдіяльності організмів. Всі істоти, що живуть у природних водах чи ґрунтах адаптовані до певного водневого показнику і у випадку його змінення можуть загинути. Більшість живих організмів існують лише у середовищах, близьких до нейтрального. Це пов'язано з тим, що під дією йонів  $H^+$  і  $OH^-$  значна кількість білків, до складу яких входять незамінні амінокислоти, змінюють свою конфігурацію і заряд, відповідно активність ферментів пов'язана з вузьким значенням інтервалу рН. А в сильнокислому і сильнолужному середовищах руйнується пептидний зв'язок, який сполучає окремі амінокислотні залишки у довгі пептидні ланцюги. Це призводить до хімічних опіків шкіри і руйнуванню шовку і

бавовни, які містять білки. Всі живі організми вимушені підтримувати певне значення рН у внутрішньокліткових рідинах.

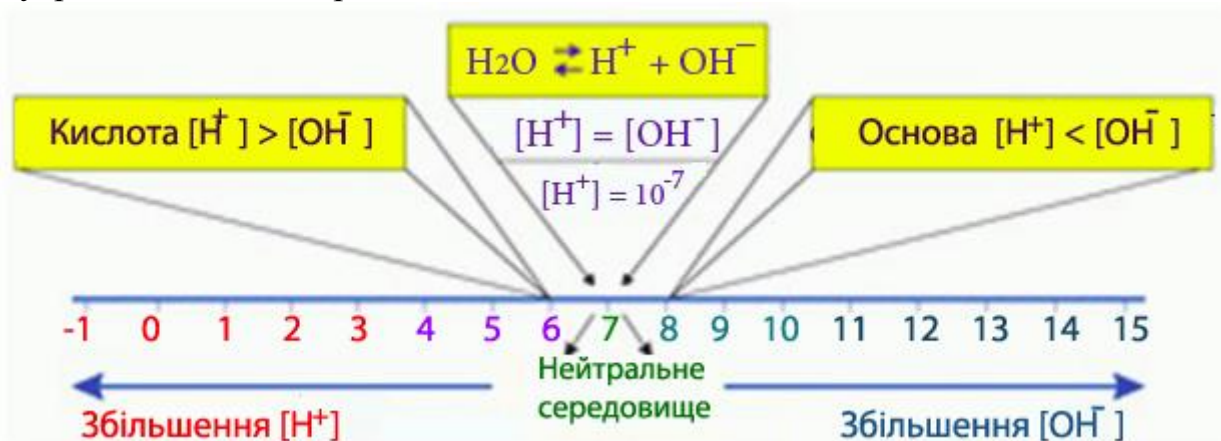


Рис. 6 – Зв'язок між кислотністю середовища и величиною рН

Важливою властивістю живих організмів є кислотно-лужний гомеостаз – сталість рН біологічних рідин у тканинах та органах, причому кожна біологічна рідина має свій інтервал рН, наприклад, у нормі для сироватки крові  $pH=7,4\pm 0,05$ , шлункового соку –  $1,0\pm 0,1$  тощо.

**Зміщення рН крові у бік більш кислого середовища (менше 7,4) – ацидоз, а у бік більш лужного (рН більше 7,4) – алкалоз.**

Точне значення рН розчинів можна розрахувати або експериментально визначити за допомогою спеціальних електрохімічних методів. Однак для наближеного знаходження величини рН користуються *індикаторами* (від лат. слова *indicator* – той, хто вказує).

Існує декілька груп індикаторів, кожен з яких має своє призначення. Так, для визначення рН розчину використовують здебільшого кислотно-основні індикатори – найчастіше це складні органічні кислоти чи основи, які змінюють своє забарвлення залежно від реакції середовища. Інтервал значень рН (інтервал переходу), в якому спостерігається змінення забарвлення, пов'язаний з константою дисоціації індикатора ( $pK$ ) співвідношенням  $pH=pK\pm 1$ . Для проведення аналізу індикатор обирають таким чином, щоб інтервал переходу кольору містив те значення рН, яке розчин має у точці еквівалентності (табл. 3).

Табл.3 – Кислотно-основні індикатори

Назва	Інтервал переходу рН	Забарвлення індикатора	
		у кислому середовищі	у лужному середовищі
Фенолфталеїн	8,2-10,0	Безбарвне	Малинове
Метилловий оранжевий	3,1-4,4	Рожеве	Жовте
Метилловий червоний	4,2-6,3	Червоне	Жовте
Лакмус	6,0-8,0	Червоне	Синє

## 2.2 Буферні розчини

Якщо у розчин слабого електроліту ввести інший електроліт, який має з першим загальний йон, то ступінь дисоціації слабого електроліту стає ще меншим, оскільки рівновага зміщується у бік зворотної реакції згідно з принципом Ле - Шательє.

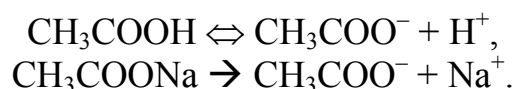
*Введення однойменних йонів у розчин слабого електроліту зменшує його ступінь дисоціації.*

Це явище використовується при одержанні *буферних розчинів* (від англ. *buff* – пом'якшувати удар), в яких зберігається постійна концентрація  $H^+$  навіть при додаванні до них невеликих кількостей кислот або лугів.

**Буферними називаються розчини з певною стійкою концентрацією йонів  $H^+$ , яка практично не змінюється при додаванні до них невеликих кількостей сильних кислот, лугів або при розведенні чи концентруванні.**

Буферні розчини поділяються за хімічним складом на кислотні, основні, білкові амфолітні.

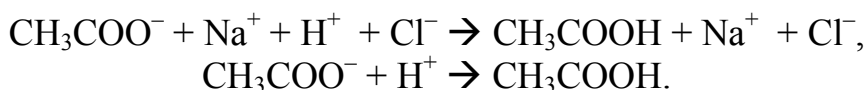
**1. Кислотний буферний розчин** – це суміш слабкої кислоти і солі, утвореної цією кислотою, наприклад, ацетатний буфер (суміш  $CH_3COOH$  і  $CH_3COONa$ ), у розчині якого кислота піддається лише частковій дисоціації, а сіль дисоціює повністю:



При додаванні до такого буферу сильної кислоти, наприклад,  $HCl$ , відбувається її взаємодія з сіллю буферу:

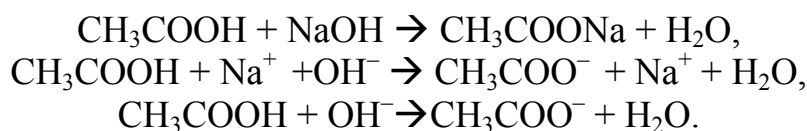


або в йонному вигляді



У результаті сильна кислота  $HCl$  замінюється еквівалентною кількістю слабкої кислоти  $CH_3COOH$ , тому концентрація йонів  $H^+$  майже не збільшується і рН практично не змінюється.

При додаванні до ацетатної буферної суміші невеликої кількості лугу відбувається його взаємодія зі слабкою кислотою буферу, яка зв'язує йони  $OH^-$  в малодисоційовану сполуку:





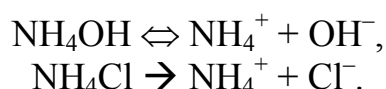
При цьому сильна основа NaOH замінюється еквівалентною кількістю солі CH<sub>3</sub>COONa, тому значного зменшення концентрації йонів H<sup>+</sup> не спостерігається.

Значення рН кислотного буферу обчислюється за формулою:

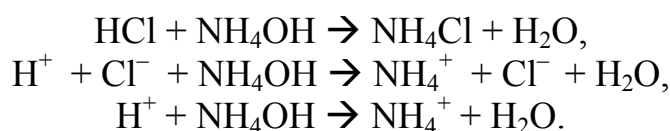
$$pH = pK_a + \lg \frac{C_{\text{солі}}}{C_{\text{кисл}}}$$

де  $pK_a = -\lg K_{\text{дис.кисл}}$ ,  $C_{\text{солі}}$  і  $C_{\text{кисл}}$  – відповідно молярні концентрації солі та кислоти. Таке рівняння називається **рівнянням Гендерсона-Гассельбаха** для кислотного буферного розчину.

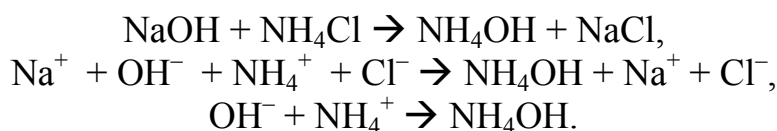
**2. Основний буферний розчин** – це суміш слабкої основи та її солі, утвореної сильною кислотою, наприклад, амоніачний буфер NH<sub>4</sub>OH і NH<sub>4</sub>Cl, в якому дисоціація слабкої основи відбувається частково, а дисоціація солі – повністю:



При додаванні до амоніачного буферу невеликої кількості сильної кислоти (HCl) відбувається її взаємодія з основою буферу, внаслідок чого утворюється сіль, а рН розчину майже не змінюється:



При додаванні лугу (NaOH) в реакцію, навпаки, вступає сіль буферу:



Значення рН для цього типу буферів розраховують за рівнянням:

$$pOH = pK_b + \lg \frac{C_{\text{солі}}}{C_{\text{осн}}} \quad \text{або} \quad pH = 14 - (pK_b + \lg \frac{C_{\text{солі}}}{C_{\text{осн}}})$$

де  $pK_b = -\lg K_{\text{дис.осн}}$ ,  $C_{\text{солі}}$  і  $C_{\text{осн}}$  – відповідно молярні концентрації солі та основи. Таке рівняння називається **рівнянням Гендерсона-Гассельбаха** для основного буферного розчину.

Важливою характеристикою буферних розчинів є їх **буферна ємність** – кількість еквівалентів сильної кислоти чи лугу, яку необхідно додати до 1л буферного розчину, щоб змінити його рН на одну одиницю.

Буферна ємність визначається відносно кислоти чи лугу за рівняннями:

$$V_{\text{кисл}} = \frac{C_{\text{кисл}} \cdot V_{\text{кисл}}}{\Delta pH \cdot V_{\text{буф.розчину}}}$$

$$V_{\text{лугу}} = \frac{C_{\text{осн}} \cdot V_{\text{осн}}}{\Delta pH \cdot V_{\text{буф.розчину}}}$$

де  $C_{\text{кисл}}$  і  $C_{\text{осн}}$  – еквівалентні (нормальні) концентрації,  $\Delta\text{pH}$  – зміщення рН буферного розчину.

Будь-яка буферна суміш практично зберігає сталі значення рН лише за умови додавання невеликої кількості кислоти або лугу, максимальну буферну ємність мають розчини з однаковими концентраціями компонентів (солі і слабкої кислоти або слабкої основи), буферна ємність тим більша, чим більша концентрація компонентів, при додаванні до буферного розчину кислоти або лугу стійкість розчину до рН поступово зменшується.

Регуляторами, що забезпечують швидку неповну компенсацію зміщення показнику рН крові є буферні системи крові, а саме: гідрогенокарбонатний, фосфатний, білковий, гемоглобінів.



**Таблиця 5 - Відносна ефективність буферних систем крові**

Плазма крові	%	Еритроцити	%
Гідрогенокарбонатна	35	Гемоглобінова	35
Білкова	7	Гідрогенокарбонатна	18
Фосфатна	1	Фосфатна	4
Загальна:	43%	Загальна:	57%

### Гідрогенокарбонатна

Найбільше значення для підтримки рН міжклітинної рідини та плазми крові має **гідрогенокарбонатна буферна система**. Карбонатна кислота у плазмі та міжклітинній рідині міститься у чотирьох формах: розчиненого вуглекислого газу ( $\text{CO}_2$ ), карбонатної кислоти ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), карбонат-іону ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) та гідрогенокарбонат-іону ( $\text{HCO}_3^-$ ). В умовах фізіологічного значення рН найбільший вміст  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\approx$  у 20 разів менший вміст розчиненого  $\text{CO}_2$  та  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , а йону  $\text{CO}_3^{2-}$  практично немає.  $\text{HCO}_3^-$  міститься у складі солей  $\text{NaHCO}_3$  та  $\text{KHCO}_3$ . Константа дисоціації ( $K_a$ ) :

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

а для гідрогенокарбонату

$$K_{\text{NaHCO}_3} = \frac{[\text{Na}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{NaHCO}_3]}$$

$\text{HCO}_3^-$  є спільним для кислоти та солі, а сіль дисоціює сильніше, тому цей аніон, утворений з солі буде пригнічувати дисоціацію  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , тобто практично уся кількість аніону  $\text{HCO}_3^-$  у гідрогенокарбонатній буферній системі утворюється з  $\text{NaHCO}_3$ . Отже:

$$K_{\text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{[\text{H}^+][\text{NaHCO}_3]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \longrightarrow [\text{H}^+] = \frac{K[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{NaHCO}_3]}$$

(формула Гендерсона, де  $K$  — константа дисоціації карбонатної кислоти).

У зв'язку з використанням від'ємного логарифму концентрації, формула, рівняння Гендерсона-Гассельбаха, для гідрогенокарбонатної буферної системи набуває такого вигляду:

$$pH = pK + \lg \frac{[H_2CO_3]}{[NaHCO_3]} \quad \text{де} \quad pK = -\lg K$$

При фізіологічних значеннях рН відношення концентрації карбонатної кислоти до гідрогенокарбонату становить 1:20.

В умовах взаємодії гідрогенокарбонатного буферу з кислотами відбувається їх нейтралізація з утворенням слабкої карбонатної кислоти. Вуглекислий газ, який утворюється внаслідок її розкладу, виводиться з організму через легені. Надлишок лугів, при взаємодії з гідрогенокарбонатним буфером, зв'язується з карбонатною кислотою та призводить до утворення  $HSO_3^-$ , надлишок якого виводиться нирками.

### Фосфатна буферна система

**Фосфатна буферна система** утворена кислими солями ортофосфатної кислоти  $NaH_2PO_4$  (дигідрогенортофосфатом)  $Na_2HPO_4$  (гідрогенортофосфатом).  $NaH_2PO_4$  відіграє роль слабкої кислоти, а  $Na_2HPO_4$  – солі. Рівняння для фосфатного буфера набуває вигляду:

$$pH = pK + \lg \frac{[NaH_2PO_4]}{[Na_2HPO_4]}$$

Вміст  $NaH_2PO_4$  у плазмі у 4 рази більше, ніж  $Na_2HPO_4$ . Спільним аніоном у цій системі є  $HPO_4^-$ . Буферна ємність цієї системи менша за буферну ємність гідрогенокарбонатного буферу, принцип дії – аналогічний дії гідрогенокарбонатного буферу. Роль фосфатного буферу полягає у підтримці концентрації гідрогенокарбонат-іону внаслідок реакції з надлишком карбонатної кислоти. У клітинах, особливо, при нирковій компенсації кислотного-лужного зсуву, фосфатний буфер відіграє значну роль.

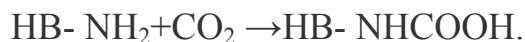
### Білкова буферна система

**Білкова буферна система** виконує буферну роль внаслідок амфотерності білків, а характер їхньої дисоціації залежить від природи білку та реакції внутрішнього середовища. При цьому глобуліни виявляють більш виражену кислу дисоціацію, тобто утворюють більше  $H^+$ , ніж  $OH^- \rightarrow$  більшу роль відіграють для нейтралізації лужного середовища. Білки, що містять багато діаміномонокарбонових кислот (вміст аміногруп у складі амінокислоти більший, ніж карбоксильних груп) дисоціюють переважно з утворенням  $OH^-$ , отже нейтралізують кислоти.

### Гемоглобінова буферна система

**Гемоглобінова буферна система** забезпечує найбільшу буферну ємність крові. Гемоглобін людини містить амінокислоту гістидин (до 8,1%). Константа дисоціації у гемоглобіну нижча, ніж рН крові, тому гемоглобін дисоціює як кислота. Оксигемоглобін є більш сильною кислотою, ніж гемоглобін. При дисоціації оксигемоглобіну у капілярах тканин з віддачею кисню з'являється більша кількість лужно-реагуючих солей гемоглобіну, які здатні до зв'язування  $H^+$ , що потрапляють з кислот тканинної рідини,

наприклад, карбонатної кислоти. Оксигемоглобін зазвичай є калійною сіллю. При взаємодії кислот з калійною сіллю оксигемоглобіну утворюється відповідна калійна сіль кислоти та вільний гемоглобін з властивостями дуже слабкої кислоти. Гемоглобін у тканинних капілярах зв'язує вуглекислий газ за рахунок аміногруп, утворюючи карбогемоглобін:



Для кислотно-лужного гомеостазу важливе значення має також обмін аніонів  $\text{Cl}^-$  та  $\text{HCO}_3^-$  між плазмою та еритроцитами. Якщо у плазмі крові зростає концентрація вуглекислоти, то утворений при дисоціації  $\text{NaCl}$  аніон  $\text{Cl}^-$  потрапляє в еритроцити, де утворює  $\text{KCl}$ , а йон  $\text{Na}^+$ , для якого мембрана еритроцита є непроникною, сполучається з надлишком  $\text{HCO}_3^-$ , утворюючи  $\text{NaHCO}_3$ . При зниженні концентрації вуглекислоти у гідрогенокарбонатному буфері відбувається зворотний процес — аніони  $\text{Cl}^-$  виходять з еритроцитів і сполучаються з надлишком  $\text{Na}^+$ , який вивільнюється з  $\text{NaHCO}_3$ .

### 2.3 Гідроліз солей

**Гідролізом солей називається взаємодія їх складових частин з водою, яка призводить до утворення слабого електроліту: кислоти чи основи, кислої чи основної солі.**

Гідроліз - реакція обмінного розкладу солі водою, тобто процес, який є зворотним відносно реакції нейтралізації. Гідроліз – рівноважна реакція, тому можна зміщувати рівновагу у бажаний бік, створивши такі умови, за яких сіль або піддається повному гідролізу, або, навпаки, зовсім не буде гідролізуватися.

Якщо розглядати солі як продукти взаємодії кислот з основами, то в залежності від сили кислот і основ розрізняють чотири типи солей:

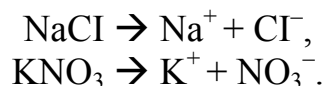
**солі, утворені сильною кислотою і сильною основою;**

**солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою;**

**солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою;**

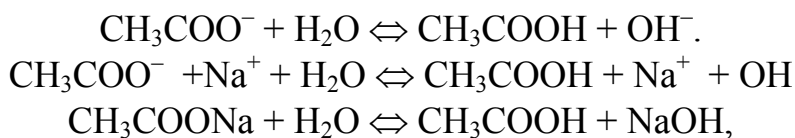
**солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою.**

**Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою** складаються з катіонів сильних основ і аніонів сильних кислот ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  тощо), не підлягають гідролізу (рис.8г), оскільки катіони і аніони таких солей не зв'язують складові частини води ( $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ ), а отже, не порушують її йонну рівновагу. Тому концентрація йонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  залишається звичайно такою, як у чистій воді, а розчин має нейтральне середовище ( $\text{pH}=7$ ). Отже, при розчиненні таких солей відбувається тільки їх дисоціація. Наприклад:



**Солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою підлягають гідролізу за аніоном.** До таких солей належать  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  та інші (рис.8а).





Якщо сіль містить однозарядний кислотний залишок, то реакція гідролізу відбувається в одну стадію, наприклад, гідроліз натрій ацетату:



Із скороченого йонного рівняння видно, що йони  $\text{Na}^+$  не беруть участі в реакції – гідролізується лише аніон  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , який зв'язує одну із складових частин води, і утворює малодисоційовану сполуку – слабку оцтову кислоту  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . При цьому у розчині накопичується надлишок незв'язаних гідроксид-іонів, який забезпечує лужну реакцію середовища і  $\text{pH} > 7$ .

Оскільки гідроліз є оборотним процесом, то він підкоряється закону діючих мас і характеризується константою рівноваги:

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

 <p>Гідроліз по катіону</p>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$	$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ Лужне середовище
<i>a</i>		
 <p>Гідроліз по аніону</p>	$\text{AlCl}_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}^{2+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}^+$ $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}^{2+} + \text{H}^+$ $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)Cl}_2 + \text{HCl}$	$[\text{OH}^-] < [\text{H}^+]$ Кисле середовище
<i>б</i>		
 <p>Гідроліз по катіону і аніону</p>	$\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$	$[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ Нейтральне середовище
<i>в</i>		
 <p>Гідроліз не протікає</p>	$\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	$[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ Нейтральне середовище
<i>г</i>		

**Рис.8** – Типи гідролізу і реакція середовища у розведених розчинах:

- сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою, гідроліз за аніоном;
- сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою, гідроліз за катіоном;
- сіль, утворена слабкою основою та слабкою кислотою, гідроліз за катіоном та аніоном;
- сіль, утворена сильною основою та сильною кислотою, гідролізу не підлягає

Проте у розведених розчинах, в яких і відбувається гідроліз, кількість води порівняно з кількістю солі дуже велика, тому концентрацію води можна вважати постійною  $[H_2O]=const$  і об'єднати її з константою рівноваги:

$$\frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]} = K \cdot [H_2O] = K_{гидр}.$$

Добуток у правій частині одержаного рівняння ( $K \cdot [H_2O]$ ) називається **константою гідролізу**. Помножимо чисельник лівої частини рівняння і знаменник на  $[H^+]$ :

$$K_{гидр} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}$$

Однак добуток  $[H^+] \cdot [OH^-]$  – це йонний добуток води ( $K_w$ ):

$$[OH^-] \cdot [H^+] = K_{H_2O},$$

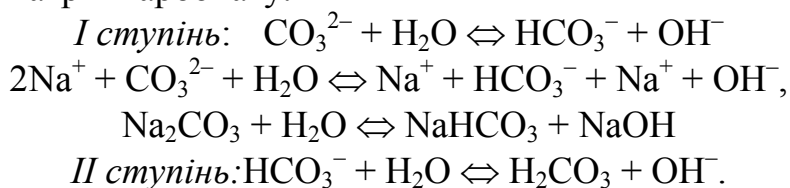
а інша частина рівняння – вираз, оборотний константі дисоціації слабкої оцтової кислоти:

$$K_{дис.кисл} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

З урахуванням цього одержуємо:

$$K_{гидр} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис.кисл}}$$

Якщо у складі солі є багатозарядний аніон слабкої кислоти, то така сіль гідролізується ступінчасто, причому, на першому ступені утворюються кислі солі, наприклад, гідроліз Натрій карбонату:



Завдяки наявності незв'язаних йонів  $OH^-$  у розчини цієї солі утворюється лужне середовище,  $pH > 7$ .

За звичайних умов гідроліз, як правило, обмежується першою стадією, оскільки йони  $OH^-$ , що вивільняються під час першої стадії, зміщують згідно із принципом Ле-Шательє гідролітичну рівновагу другої стадії у бік зворотної реакції.

До такого самого висновку можна дійти, порівнюючи величини констант дисоціації кислот  $HCO_3^-$  і  $H_2CO_3$ , які утворюються відповідно на першій та другій стадіях гідролізу:  $K_{HCO_3^-} = 4,8 \cdot 10^{-11}$ ;  $K_{H_2CO_3} = 4,5 \cdot 10^{-7}$ . Зрозуміло, що сіль  $Na_2CO_3$ , що утворена слабкішою кислотою  $HCO_3^-$ , буде гідролізуватися сильніше, ніж сіль  $NaHCO_3$ , що утворена менш слабкою кислотою  $H_2CO_3$ . Отже,  $K_{гидр} Na_2CO_3 > K_{гидр} NaHCO_3$ . Однак, якщо з



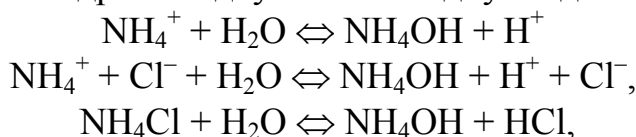
якихось причин необхідно посилити гідроліз, можна додати невелику кількість кислоти для зв'язування гідроксид-іонів ( $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ) або сильніше розвести розчин: збільшення кількості  $\text{H}_2\text{O}$  зміщує рівновагу вправо. Нарешті, зважаючи на те, що гідроліз належить до ендотермічних процесів, для зміщення рівноваги у напрямку прямої реакції необхідно підвищити температуру.

Із розглянутих прикладів випливає висновок щодо I типу гідролізу:

*сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою, гідролізується за аніоном, при цьому утворюється слабка кислота (чи кисла сіль), а розчин набуває лужної реакції середовища ( $\text{pH} > 7$ ).*

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дис.кисл}}}$$

**Соли, утворені слабкими основами і сильними кислотами, підлягають гідролізу за катіоном.** Прикладами таких солей є:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$ ,  $\text{CuSO}_4$  та ін. При однозарядному катіоні гідроліз відбувається в одну стадію:



Надлишок йонів  $\text{H}^+$  зумовлює кислу реакцію середовища і  $\text{pH} < 7$ . Константа гідролізу, що описує гідролітичну рівновагу, для цієї солі має вигляд:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Перемножимо чисельник і знаменник рівняння на  $[\text{OH}^-]$ :

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

Одержане рівняння складається з йонного добутку води і константи дисоціації основи

$$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_{\text{H}_2\text{O}} \quad \text{і} \quad K_{\text{дис.основи}} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

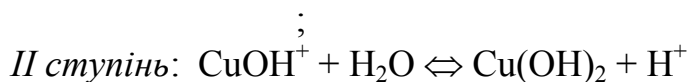
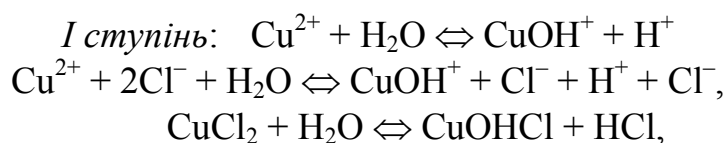
Тоді маємо ще один вираз константи гідролізу:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дис.основи}}}$$

Для гальмування гідролізу солей цього типу необхідно підкислити розчин (збільшення концентрації  $\text{H}^+$  згідно із принципом Ле-Шательє зміщує рівновагу вліво) чи

підвищити концентрацію солі, оскільки зменшення кількості  $H_2O$  теж буде сприяти протіканню зворотної реакції. Можна також знизити температуру.

Якщо сіль має багатозарядний катіон, гідроліз відбувається ступінчасто:



сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою, гідролізується за аніоном, при цьому утворюється слабка основа (чи основна сіль), а розчин набуває кислої реакції середовища,  $pH < 7$ .

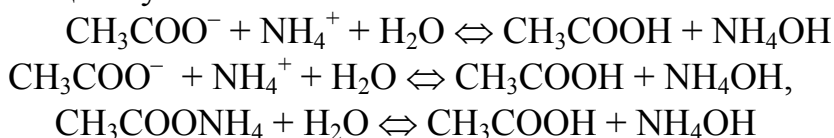
Вираз константи гідролізу показує: чим слабкішою є основа (або чим менше значення  $K_{дис.осн}$ ), тим більша константа гідролізу і тим сильніше гідролізується сіль

$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис.основн}}$$

**Солі, утворені слабкими кислотами і слабкими основами.** Гідроліз таких солей відбувається досить повно, а іноді й необоротно, оскільки внаслідок гідролізу утворюються дві малодисоційовані, леткі чи малорозчинні сполуки. Реакція середовища у розчині солей цього типу найчастіше буває нейтральною ( $pH=7$ ), але може бути слабкокислою ( $pH \leq 7$ ), або слабколужною ( $pH \geq 7$ ).

Розглянемо кожний з таких випадків.

Гідроліз амоній ацетату:



Внаслідок гідролізу ацетату амонію утворюються сильна кислота  $CH_3COOH$  і слабка основа  $NH_4OH$ . Для того, щоб зробити висновок про  $pH$  розчину солі  $CH_3COONH_4$ , необхідно порівняти сили обох слабких електролітів за їх константами дисоціації:

$$K_{дис. CH_3COOH} = 1,74 \cdot 10^{-5};$$

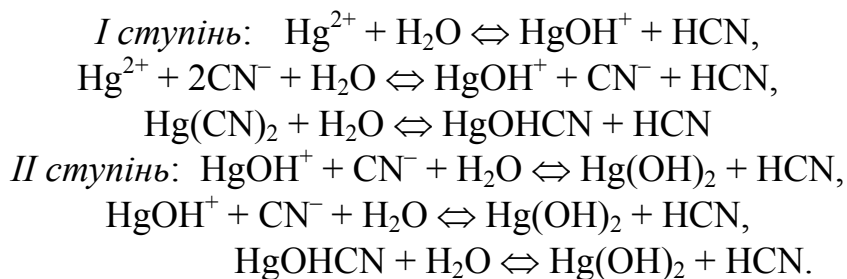
$$K_{дис. NH_4OH} = 1,76 \cdot 10^{-5}.$$

Обидві константи практично однакові, тому розчин солі  $CH_3COONH_4$  має приблизно нейтральну реакцію середовища,  $pH \approx 7$ .

Для цього типу солей константа гідролізу ураховує константи дисоціації як кислоти, так і основи:

$$K_{гидр. CH_3COONH_4} = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис. CH_3COOH} \cdot K_{дис. NH_4OH}}$$

Прикладом другого випадку, при якому розчин набуває слабкокислого середовища, є гідроліз Меркурій (II) ціаніду:



Зауважимо, що насправді основа  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  дуже швидко розкладається на  $\text{HgO}$  і  $\text{H}_2\text{O}$ , але в наведеному прикладі це не показано.

Порівнюємо константи дисоціації відповідних електролітів:

$$K_{\text{дис.}\text{Hg}(\text{OH})_2} = 5 \cdot 10^{-11}, \quad K_{\text{дис.}\text{HgOH}^+} = 3,6 \cdot 10^{-14}, \quad K_{\text{дис.}\text{HCN}} = 5 \cdot 10^{-10}.$$

Величина  $K_{\text{дис.}\text{HCN}}$  на порядок перебільшує  $K_{\text{дис.}\text{Hg}(\text{OH})_2}$ , а це свідчить, що основа  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  по силі електроліту слабкіша, ніж електроліт  $\text{HCN}$ . З цієї причини гідроліз по катіону певною мірою переважає над гідролізом по аніону, зв'язування йонів  $\text{OH}^-$  відбувається значніше, тому реакція середовища – слабкокисла і  $\text{pH} \leq 7$ .

*Сіль, утворена слабкою основою та слабкою кислотою, гідролізується одночасно за катіоном та аніоном, при цьому продуктами є слабка основа (або основна сіль) і слабка кислота (або кисла сіль).*

*Реакція середовища у розчині може бути: 1) нейтральною ( $\text{pH}=7$ ), якщо основа і кислота мають близькі значення констант дисоціації ( $K_{\text{дис.кислоти}} \approx K_{\text{дис.основи}}$ ); 2) слабкокислою ( $\text{pH} \leq 7$ ), якщо основа є слабкішим електролітом у порівнянні з кислотою ( $K_{\text{дис.кислоти}} > K_{\text{дис.основи}}$ ); 3) слабколужною ( $\text{pH} \geq 7$ ), якщо кислота є слабкішим електролітом, ніж основа ( $K_{\text{дис.кислоти}} < K_{\text{дис.основи}}$ ). Константа гідролізу визначається константами дисоціації як слабкої кислоти, так і слабкої основи:*

$$K_{\text{гідр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{дис.кислоти}} \cdot K_{\text{дис.основи}}}.$$

Деякі солі, що утворені дуже слабкими кислотами і дуже слабкими основами, гідролізуються не ступінчасто, а одразу піддаються **повному необоротному гідролізу**. Наприклад, алюміній сульфід, утворений слабкою амфотерною основою  $\text{Al}(\text{OH})_3$  і слабкою сульфідною кислотою  $\text{H}_2\text{S}$ , гідролізується майже миттєво навіть у невеликій кількості води, причому, гідроліз одночасно протікає і по катіону, і по аніону:



Кількісною мірою гідролізу, крім константи гідролізу, може бути й інша характеристика – *ступінь гідролізу h*.

Ступінь гідролізу  $h$  – це відношення концентрації гідролізованої солі до її загальної концентрації:

$$h = C_{\text{гiдр}} / C_{\text{заг.}}$$

Для дуже розведених розчинів солей виконується залежність, аналогічна рівнянню Оствальда, яка пов'язує ступінь гідролізу з концентрацією і константою гідролізу:

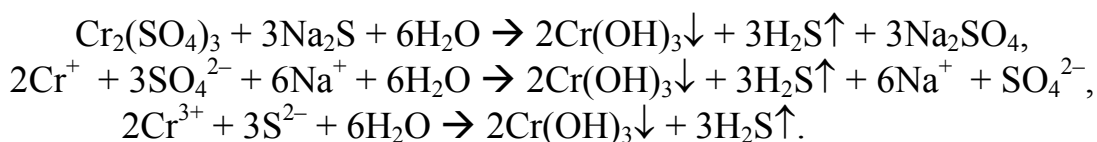
$$K_{\text{гiдр}} = Ch^2 \quad \text{і} \quad h = \sqrt{\frac{K_{\text{гiдр}}}{C}}$$

Необхідно пам'ятати, що розчини багатьох солей можуть мати значення рН, відмінні від 7, а це визначає особливості перебігу тих чи інших хімічних реакцій. Крім того, необхідно знати засоби, за допомогою яких гідроліз може посилюватися чи пригнічуватися.

**Чинники, що впливають на ступінь гідролізу  $h$**  і зміщення гідролітичної рівноваги.

- *Природа солі:* чим слабкіша кислота, аніон якої входить до складу солі, тим повніше відбувається гідроліз; чим слабкішою є основа, катіон якої входить до складу солі, тим більшою є величина ступеню гідролізу  $h$ . Наприклад, з двох солей КСІО і KCN, які гідролізуються по аніону, за однакових умов більшою мірою піддається гідролізу KCN, оскільки кислота HCN слабкіша за HClO ( $K_{\text{HCN}}=7,9 \cdot 10^{-10}$ ,  $K_{\text{HClO}}=5 \cdot 10^{-8}$ ). А з двох солей MgCl<sub>2</sub> і ZnCl<sub>2</sub> більше гідролізується ZnCl<sub>2</sub>, тому що ця сіль утворена слабкішою основою Zn(OH)<sub>2</sub>.
- *Концентрація солі,* яка безпосередньо зв'язана з кількістю води у розчині. В розведених розчинах води набагато більше, ніж у концентрованих. А згідно з принципом Ле-Шательє збільшення кількості води (розведення розчину) зміщує гідролітичну рівновагу вправо. Звідси випливає загальний висновок: при розведенні розчину гідроліз солей посилюється і ступінь гідролізу  $h$  зростає, а при концентруванні – гідроліз послаблюється.
- *Температура.* Оскільки реакція гідролізу належить до ендотермічних процесів, то підвищення температури зміщує гідролітичну рівновагу вправо і ступінь гідролізу зростає.
- *Змінення реакції середовища шляхом додавання до розчину солі кислоти (+H<sup>+</sup>) або лугу (+OH<sup>-</sup>).* При гідролізі по аніону, у результаті якого відбувається накопичення у розчині незв'язаних йонів OH<sup>-</sup>, додавання лугу відповідно до принципу Ле-Шательє зміщує гідролітичну рівновагу вліво і гідроліз пригнічується. А підкислення розчину такої солі (введення додаткових йонів H<sup>+</sup>) зв'язує вільні гідроксильні йони в малодисоційовану сполуку (H<sup>+</sup>+OH<sup>-</sup>→H<sub>2</sub>O) і зміщує гідролітичну рівновагу вправо, посилюючи перебіг гідролізу. Наприклад, якщо розчин солі Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, що створює лужну реакцію середовища за рахунок незв'язаних йонів OH<sup>-</sup>, підкислити, то гідроліз посилиться, а якщо долити трохи лугу – послаблюється. Для солей, які гідролізуються по катіону і створюють у розчині кисле середовище, справедливою є зворотна залежність: підкислення пригнічує гідроліз, а додавання лугу – посилює.

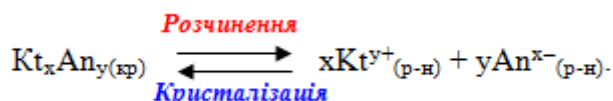
- *Додавання інших солей.* Якщо до розчину солі, що гідролізується, долити розчин іншої солі, гідроліз якої відбувається за тим же типом і створює таке ж середовище (кислотне чи лужне), то спостерігається взаємне пригнічування гідролізу, оскільки обидві солі збільшують концентрацію однакових продуктів реакції ( $H^+$  чи  $OH^-$ ), а це призводить до зміщення гідролітичної рівноваги вліво, у бік зворотної реакції. А при зливанні розчинів двох солей, які гідролізуються за різними типами (тобто гідроліз однієї солі сприяє накопиченню надлишку йонів  $H^+$ , а гідроліз другої – надлишку йонів  $OH^-$ ), відбувається взаємне посилення гідролізу. Змішування гідролітичної рівноваги вправо, у бік прямої реакції, особливо помітно у достатньо розведених розчинах – в цьому випадку відбувається *сумісний необоротний гідроліз*, який, як правило, не обмежується першою стадією, а відбувається повністю, до утворення кінцевих продуктів. Наприклад, при змішуванні розведеного розчину хром(III) сульфату, який гідролізується по катіону, і натрій сульфід, гідроліз якого відбувається по аніону, починається сумісний необоротний гідроліз обох солей, причому і катіон, і аніон гідролізуються до кінця, тому в рівнянні реакції сумісного необоротного гідролізу ставлять стрілку ( $\rightarrow$ ):



Як видно з рівнянь гідролізу, йони  $H^+$  і  $OH^-$  сполучаються у міцні недисоційовані сполуки (осад  $Cr(OH)_3$  і летка речовина  $H_2S$ ), тому реакція середовища нейтральна і  $pH=7$ .

## 2.4 ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

Речовини з обмеженою розчинністю схильні до утворення систем, в яких осад малорозчинної сполуки перебуває у стані рівноваги з її насиченим розчином. Завдяки динамічному характеру рівноваги швидкість розчинення осаду дорівнює швидкості зворотнього процесу – кристалізації осаду з насиченого розчину. Наприклад, якщо помістити у воду осад малорозчинного електроліту  $Kt_xAn_{y(кр)}$ , відбувається його часткове розчинення і у розчин переходить невелика кількість катіонів ( $Kt^{y+}_{(p-н)}$ ) і аніонів ( $An^{x-}_{(p-н)}$ ). Після досягнення насичення розчину, починається зворотній перехід йонів з насиченого розчину в осад. У якийсь момент встановлюється динамічна рівновага між обома процесами:



Для загального випадку константа рівноваги має вигляд:

$$K = \frac{[Kt^{y+}]^x \cdot [An^{x-}]^y}{[Kt_xAn_y]}$$

Однак концентрація твердої речовини вважається постійною ( $[Kt_xAn_y]_{кр} = \text{const}$ ), тому вона вводиться у константу:

$$[Kt^{y+}]^x \cdot [An^{x-}]^y = K \cdot [Kt_xAn_y].$$

Добуток  $K \cdot [Kt_x \cdot An_y]$  називається *добутком розчинності* і позначається ДР:

$$ДР_{Kt_xAn_y} = [Kt^{y+}]^x \cdot [An^{x-}]^y.$$

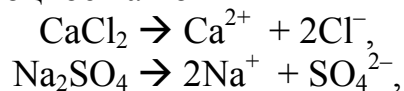
*Добуток розчинності* – це стала за даної температури величина, що кількісно характеризує здатність малорозчинних електролітів до розчинення і визначається добутком концентрацій йонів, піднесених до відповідних степенів.

Значення добутоків розчинності для різних сполук наводяться у спеціальних довідниках чи обчислюються за розчинністю речовин. І навпаки, виходячи із величини ДР, можна розрахувати розчинність будь-якої малорозчинної солі.

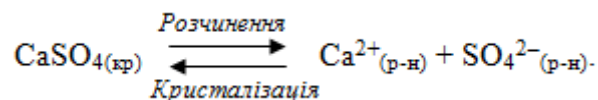
*Чим менша величина добутку розчинності ДР солі, тим гірше ця сіль розчиняється у воді.*

Оскільки ДР солі при певній температурі є сталою величиною, то підвищення концентрації одного із йонів, що міститься у її розчині, призводить до зменшення концентрації іншого йона.

Наприклад, якщо до насиченого розчину малорозчинної солі  $CaSO_4$  долити невелику кількість сильного електроліту, який має спільний йон з  $CaSO_4$  (наприклад,  $CaCl_2$  чи  $Na_2SO_4$ ) і повністю дисоціює на йони



це викличе додаткову кристалізацію  $CaSO_4$ , тому що згідно з принципом Ле-Шательє при збільшенні концентрації йонів  $Ca^{2+}$  або  $SO_4^{2-}$  рівновага зміщується у бік зворотного процесу:



*Введення однойменного йона у розчин малорозчинного електроліту зменшує його розчинність.*

## ДОДАТОК

### Основні поняття теми:

- 1 Електроліт;
- 2 Електролітична дисоціація;
- 3 Сильний електроліт
- 4 Слабкий електроліт
- 5 Ступінь дисоціації;
- 6 Константа дисоціації;
- 7 Водневий показник=рН;



- 8 Гідроліз солей;
- 9 Гідроліз за катіоном;
- 10 Гідроліз за аніоном;
- 11 Гідроліз за катіоном та аніоном;
- 12 Необоротний гідроліз;
- 13 Константа гідролізу;
- 14 Буферна система, буферний розчин;
- 15 Рівняння Гендерсона -Гассельбаха;
- 16 Добуток розчинності.

## Запитання до лекції

**1. Серед наведеного переліку формул виберіть формули електролітів:**

- а) NaOH    б) C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>;    в) CS<sub>2</sub>;    г) CaCl<sub>2</sub>;    д) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH;  
 е) CO<sub>2</sub>;    ж) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**2. Серед наведеного переліку формул виберіть формули слабких електролітів:**

- а) NH<sub>4</sub>OH    б) HNO<sub>3</sub>;    в) H<sub>2</sub>O;    г) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>;    д) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub> – O – C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>;  
 е) Ba(OH)<sub>2</sub>;    ж) H<sub>2</sub>S.

**3. Серед наведеного переліку формул виберіть формули речовин, водні розчини яких мають кисле середовище:**

- а) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>;    б) K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>;    в) CH<sub>3</sub>COOK;    г) AlCl<sub>3</sub>;    д) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;    е) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;  
 ж) CH<sub>3</sub>COOH.

**4. Серед наведеного переліку формул виберіть формули речовин, водні розчини яких мають лужне середовище:**

- а) Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;    б) KOH;    в) Na<sub>2</sub>S;    г) HCN;    д) (Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>);    е) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;    ж) NaCl.

**5. Серед наведеного переліку формул виберіть формули речовин, водні розчини яких мають лужне середовище:**

- а) Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;    б) KOH;    в) Na<sub>2</sub>S;    г) HCN;    д) (Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>);    е) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;    ж) NaCl.

**6. Серед наведеного переліку пар формул речовин виберіть такі, з яких можна приготувати буферний розчин:**

- а) HCl/NaCl    ;    б) NaOH/Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;    в) NH<sub>3</sub>/NH<sub>4</sub>Cl;    г) NaHCO<sub>3</sub>/KHCO<sub>3</sub>;  
 д) CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COONa;    е) KOH/NaOH;    ж) Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>/NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>.

**7. Серед наведеного переліку пар формул речовин виберіть такі, при зливанні водних розчинів яких одночасно випадає осад і виділяється газ:**

- а) FeCl<sub>3</sub>/NaOH    ;    б) FeCl<sub>3</sub>/Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;    в) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>/HCl;    г) Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>/K<sub>2</sub>S;  
 д) Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>/KOH;    е) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>/Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>;    ж) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>/HCl.

**8. Є дуже розбавлені розчини, які містять по 1 моль таких речовин**

- а) C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> ;    б) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH;    в) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;    г) HCl;    д) KOH;    е) C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>;    ж) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

**Вкажіть серед наведеного переліку такі розчини, які теоретично повинні мати найменший однаковий осмотичний тиск.**

**9. Розташуйте буферні системи крові: 1. в порядку зменшення ефективності їх дії у плазмі; 2. В порядку зростання ефективності їх дії в еритроцитах:**

а) фосфата ; б) гемоглобінова; в) гідрогенокарбонатна; г) білкова.

**10. Виберіть чинники, дія яких може призвести до посилення гідролізу солі алюміній хлориду:** а) охолодження розчину ; б) підвищення тиску; в) нагрівання розчину; г) додавання води; д) додавання солі ферум(III) сульфату; ж) додавання солі натрій карбонату.

**Відповіді на запитання до лекції приймаються (включно до 08.11.2017) за електронної адресою:**

**[litsman@ua.fm](mailto:litsman@ua.fm)**

**( не забувайте вказувати номер групи, прізвище, ім'я). Чекаю на відповіді і бажаю успіхів.**