Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти.

Електролітична дисоціація

Розпад речовини на йони під час її розчинення або розплавлення називають ***електролітичною дисоціацією.***

- *Дисоціації в розчинах піддаються речовини з **йонним та ковалентним полярним типом зв'язку.***
- *Дисоціації в розплавах піддаються речовини тільки з **йонним типом зв'язку.***

Електроліти	Мають ковалентний або йонний тип зв'язку. Розпадаються на йони в розчинах чи розплавах. Проводять електричний струм. Розчинні солі, сильні кислоти, сильні основи
Неелектроліти	Мають неполярний або малополярний ковалентний зв'язок. Не розпадаються на йони в розчинах і розплавах. Не проводять електричний струм. Гази, тверді речовини-неметали, органічні сполуки

Дисоціація кислот, основ, солей

Електроліт	Визначення	Рівняння електролітичної дисоціації
Кислоти	Це електроліти, що дисоціюють на катіони Гідрогену та аніони кислотного залишку	а) для одноосновних кислот: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ б) для багатоосновних кислот: $H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$ I стадія $HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$ II стадія
Основи	Це електроліти, що дисоціюють на катіони металічного елемента та гідроксид-аніони	а) для однокислотних основ: $NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$ б) для багатокислотних основ: $Mg(OH)_2 \rightleftarrows MgOH^+ + OH^-$ I стадія $MgOH^+ \rightleftarrows Mg^{2+} + OH^-$ II стадія
Солі	Це електроліти, що дисоціюють на катіони металічного елемента та аніони кислотного залишку	а) для середніх солей: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ $CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$ б) для кислих солей: $KHCO_3 \rightleftarrows K^+ + HCO_3^-$ I стадія $HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$ II стадія в) для основних солей: $Mg(OH)Br \rightarrow MgOH^+ + Br^-$ I стадія $MgOH^+ + \rightleftarrows Mg^{2+} + OH^-$ II стадія

І. Основні положення теорії електролітичної дисоціації

1. *При розчиненні або плавленні електроліту, його молекули розпадаються на **йони** (утворюються **катіони** та **аніони**) – відбувається **електролітична дисоціація** (іонізація).*

Позитивно заряджені **йони називають *катіонами*** **(H^+, NH_4^+, іони металів Na^+, Al^{3+} тощо)**

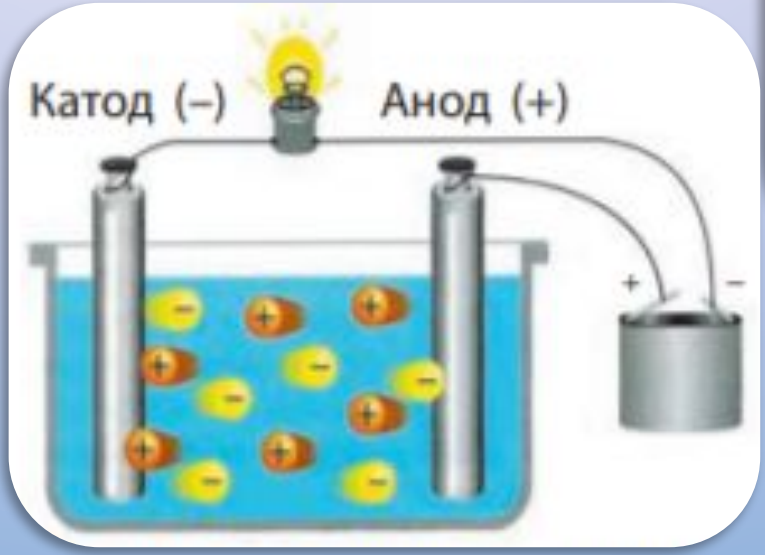
Негативно заряджені **йони називають *аніонами*** **(OH^-, кислотні залишки F^-, CO_3^{2-}, HSO_4^- тощо)**

*Сумарний **заряд катіонів** **дорівнює** сумарному **заряду аніонів**, унаслідок чого **розчин є електронейтральним**.*

2. *Хімічні властивості йонів відрізняються від властивостей атомів.*

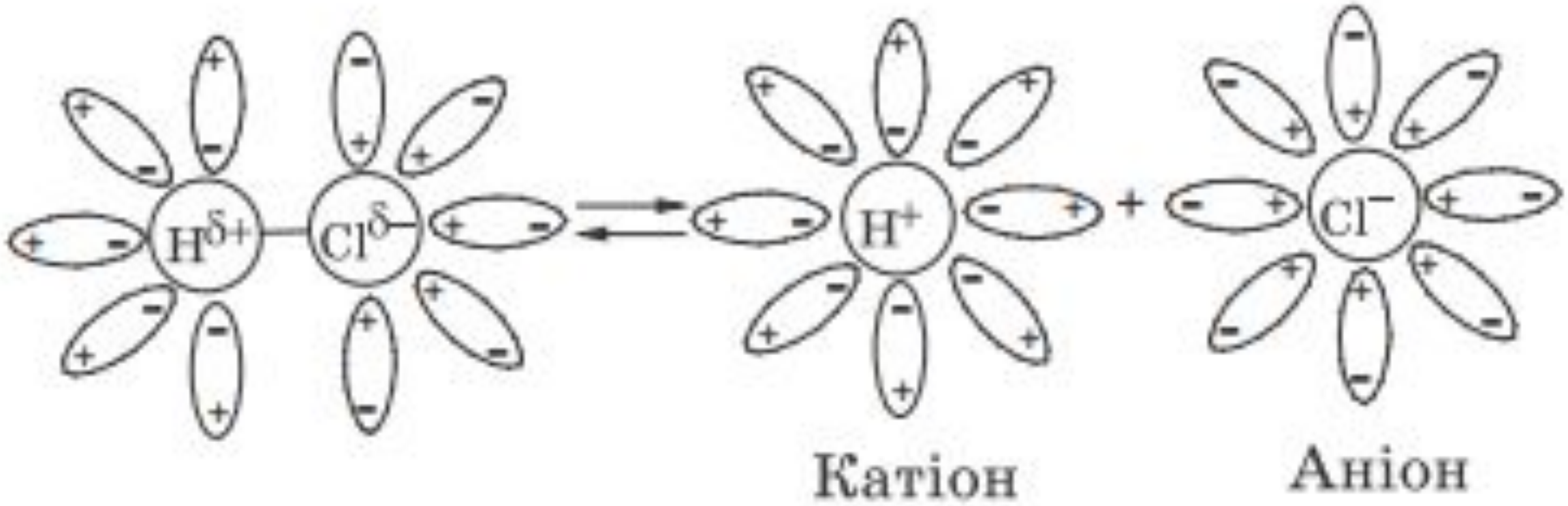
3. *При пропусканні електричного струму через розчин до **негативного** полюса переміщуються **катіони**, а до **позитивного – аніони**.*

4. *Електролітична дисоціація – процес оборотний.*

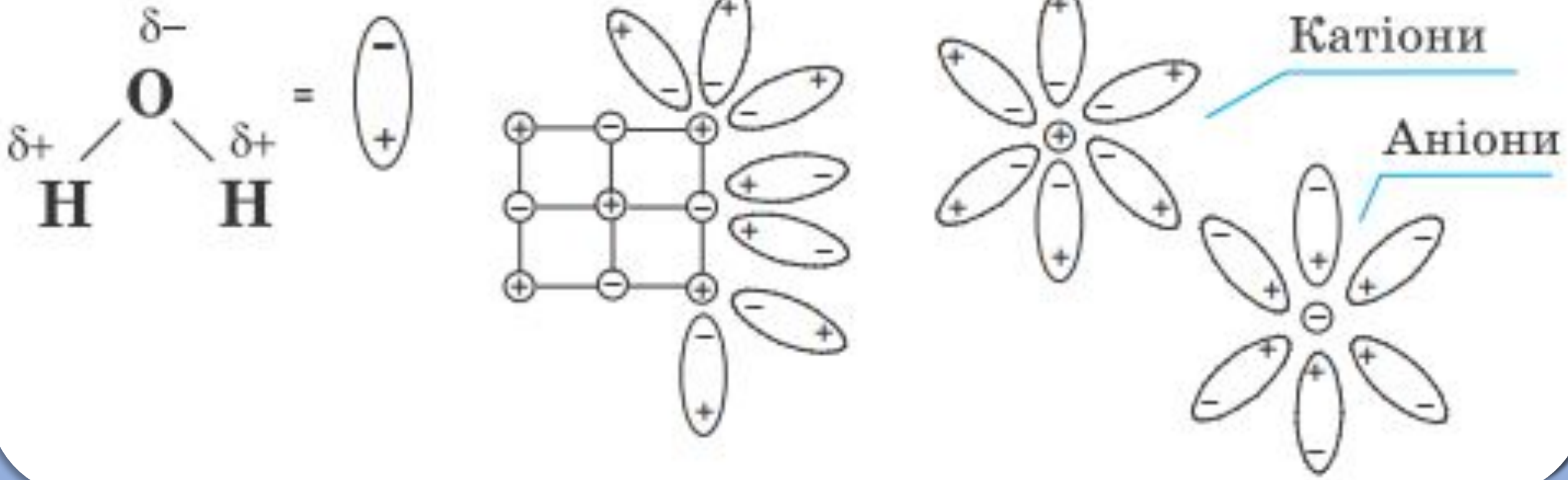


Сва́нте Август Арре́ніус

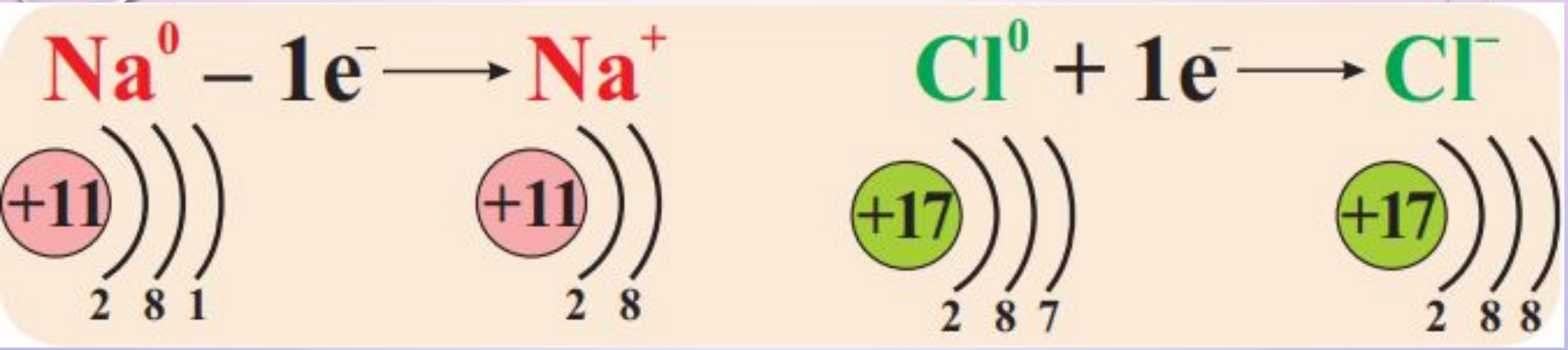
Механізм електролітичної дисоціації речовин з ковалентним полярним типом зв'язку



Механізм електролітичної дисоціації речовин з йонним типом зв'язку



Утворення йонів натрію та хлору



II. Ступінь дисоціації.

1. **Ступінь дисоціації** (α) — це відношення числа дисоційованих молекул (тих, що розпалися на йони) $N_{дис}$ до загального числа розчинених молекул N_0

$$\alpha = \frac{N_{дис}}{N_0}.$$

2. Ступінь дисоціації часто виражають у відсотках.

$$\alpha = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{заг.})}; \qquad \alpha = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{заг.})} \cdot 100\ \%$$

3. Ступінь дисоціації показує, наскільки повно електроліт розпадається на йони.

4. Чим більше α, тим сильнішим є електроліт.

5. У разі розбавлення ступінь дисоціації збільшується.

6. Ступінь дисоціації залежить від багатьох чинників: концентрації розчиненої речовини, фізичної природи розчиненої речовини та розчинника, температури тощо.

Класифікація електролітів за силою

Електроліти	Ступінь дисоціації (при 25 °C)	Речовини
Сильні	$\alpha > 30\,\%$	Речовини, що в розчинах дисоціюють практично повністю. Це — більшість солей, сильні кислоти, розчинні основи (луги)
Середні	$3\,\% < \alpha < 30\,\%$	Органічні кислоти, мінеральні кислоти, деякі основи та солі
Слабкі	$\alpha < 3\,\%$	Більшість органічних кислот, малорозчинні основи, амфотерні гідроксиди, слабкі мінеральні кислоти

Електроліти

СИЛЬНІ

У розчині речовина повністю або майже повністю дисоціює на йони

Кислоти

Сульфатна H_2SO_4, нітратна HNO_3, хлоридна HCl, бромідна HBr, йодидна HI

Основи

Гідроксиди лужних і лужноземельних елементів $NaOH$, $Ba(OH)_2$ тощо

Солі

Більшість розчинних солей

СЛАБКІ

У розчині речовина дисоціює частково, певна її частка існує у вигляді молекул

Кислоти

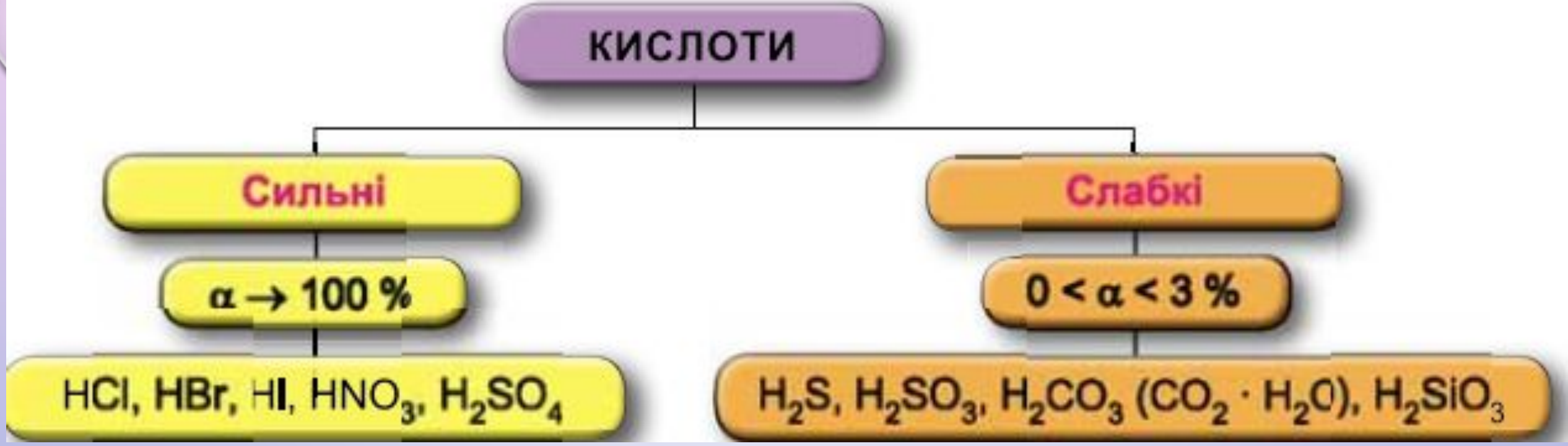
Більшість кислот: сульфідна H_2S, карбонатна H_2CO_3, оцтова CH_3COOH тощо

Основи

Водний розчин амоніаку NH_3, нерозчинні основи

Солі

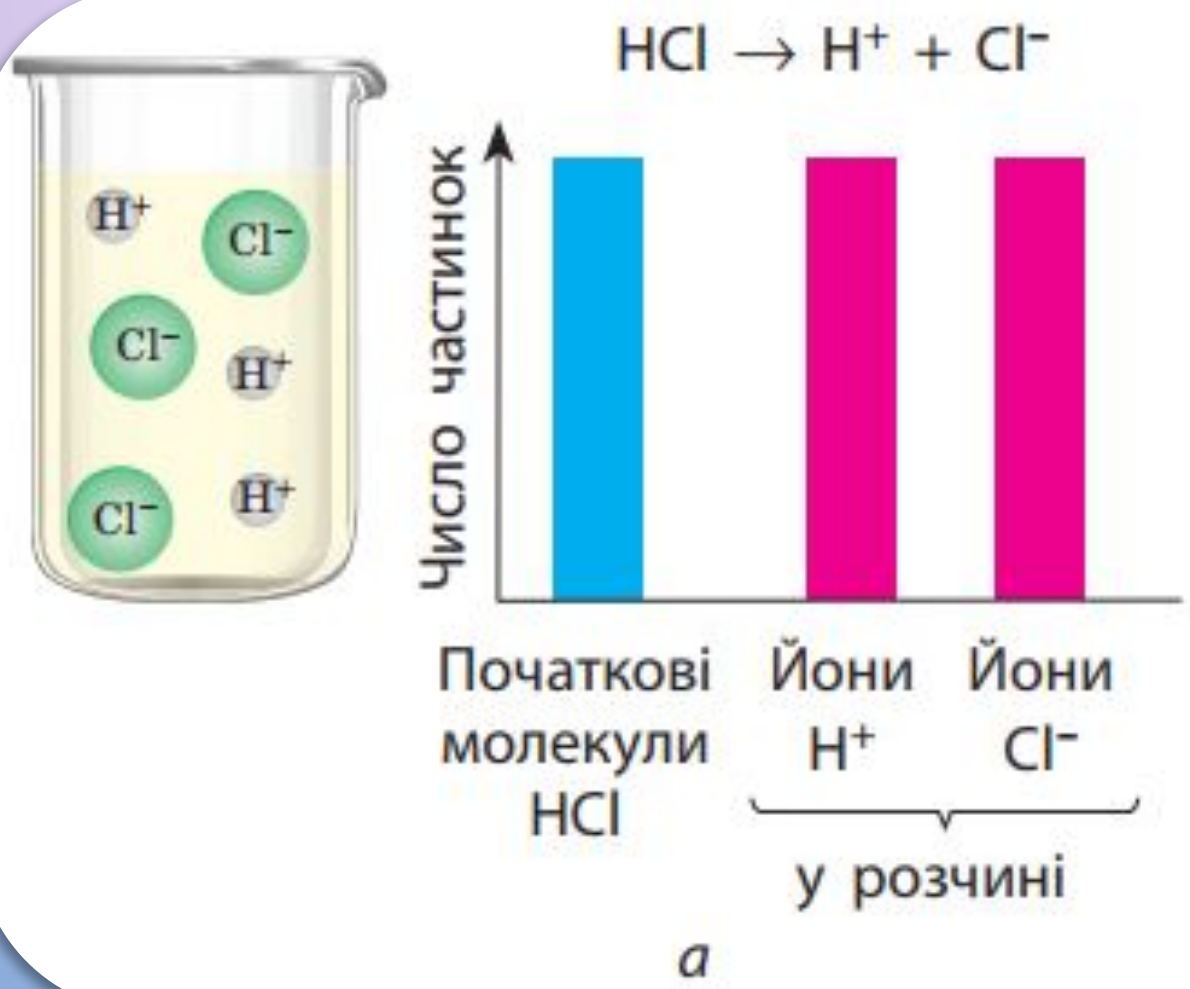
Нерозчинні солі та деякі розчинні, наприклад меркурій(II) хлорид $HgCl_2$

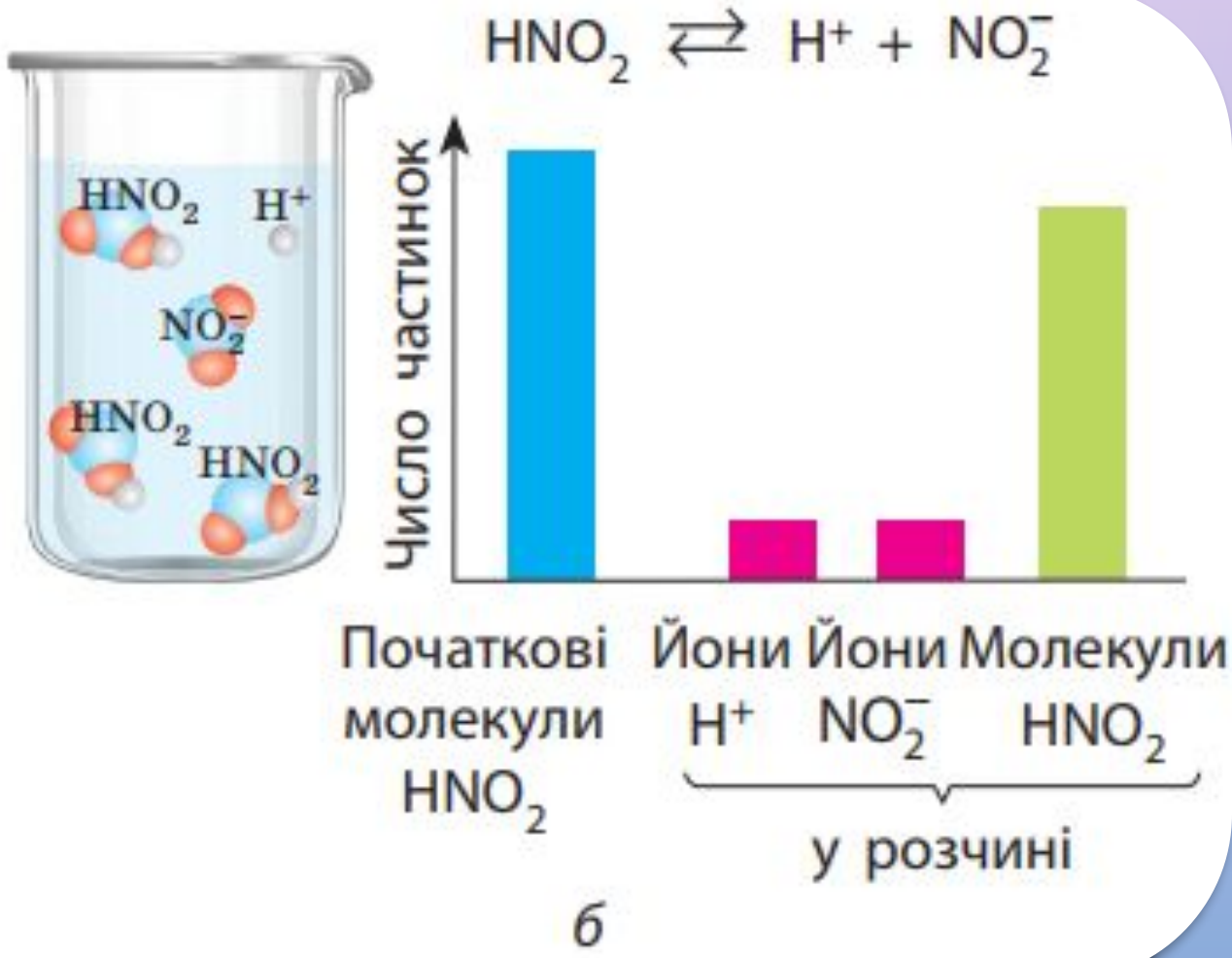


$$\underbrace{HNO_3 \approx HCl \approx H_2SO_4}_{\text{сильні кислоти}} > \underbrace{H_2SO_3 > H_3PO_4 > HF}_{\text{кислоти середньої сили}} > \underbrace{H_2CO_3 > H_2S > H_2SiO_3}_{\text{слабкі кислоти}}$$

Порівняння кількості йонів у розчинах з однаковою початковою кількістю електроліту:

а — хлоридна кислота (сильний електроліт);
б — нітритна кислота (слабкий електроліт)





Силу більшості оксигеновмісних кислот можна визначити, якщо звичайну формулу кислоти записати у вигляді $E(OH)_mO_n$.

Якщо в цій формулі буде $n < 2$ *— кислота слабка, якщо* $n \geq 2$ *— сильна.*

Кислота	Формула		n	Характер кислоти
	H_mEO_{n+m}	$E(OH)_mO_n$		
Сульфатна	H_2SO_4	$S(OH)_2O_2$	2	Сильна
Сульфітна	H_2SO_3	$S(OH)_2O$	1	Слабка
Нітратна	HNO_3	$N(OH)O_2$	2	Сильна
Нітритна	HNO_2	$N(OH)O$	1	Слабка
Карбонатна	H_2CO_3	$C(OH)_2O$	1	Слабка
Ортофосфатна	H_3PO_4	$P(OH)_3O$	1	Слабка

Значення ступеня дисоціації деяких речовин

(у розчинах з концентрацією 0,1 моль/л)

Електроліт	α, %	Електроліт	α, %
Нітратна кислота HNO_3	92	Сульфітна кислота H_2SO_3	34
Хлоридна кислота HCl	92	Ортофосфатна кислота H_3PO_4	27
Бромідна кислота HBr	92	Флуоридна кислота HF	8,5
Йодидна кислота HI	92	Етанова кислота CH_3COOH	1,3
Калій гідроксид KOH	89	Карбонатна кислота H_2CO_3	0,17
Натрій гідроксид NaOH	84	Сульфідна кислота H_2S	0,07
Сульфатна кислота H_2SO_4	58	Гідроген ціанід (синильна кислота) HCN	0,01

складу і властивостей розчинника

температури розчину

Ступінь дисоціації α залежить від:

складу електроліту

концентрації електроліту в розчині

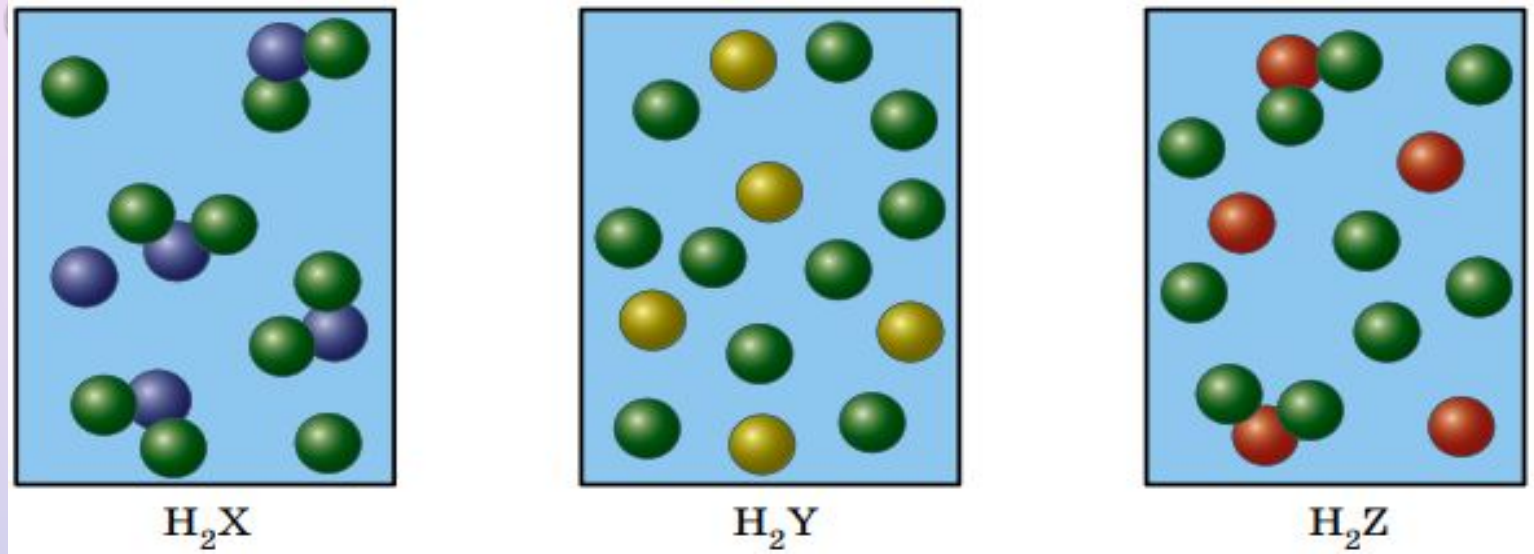
Сульфатна кислота (концентрована)

У концентрованій (98 %) кислоті на 98 г кислоти припадає 2 г води. Таке співвідношення приводить до того, що молекули сульфатної кислоти в концентрованому розчині практично не дисоціюють, тому концентрована сульфатна кислота — слабкий електроліт.

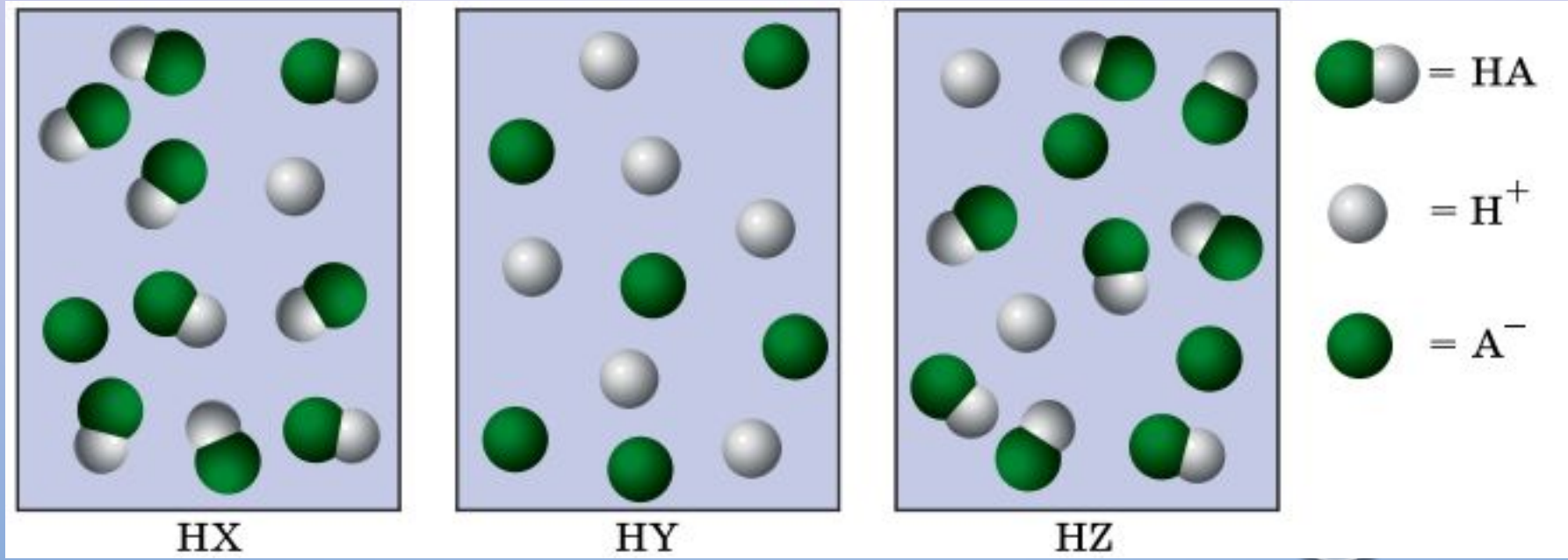
Сульфатна кислота (розбавлена)

Сильніший електроліт, ніж концентрована, оскільки у воді її молекули практично повністю дисоціюють на йони.

1. Розташуйте зображені на малюнку розчини за зростанням сили електролітів:

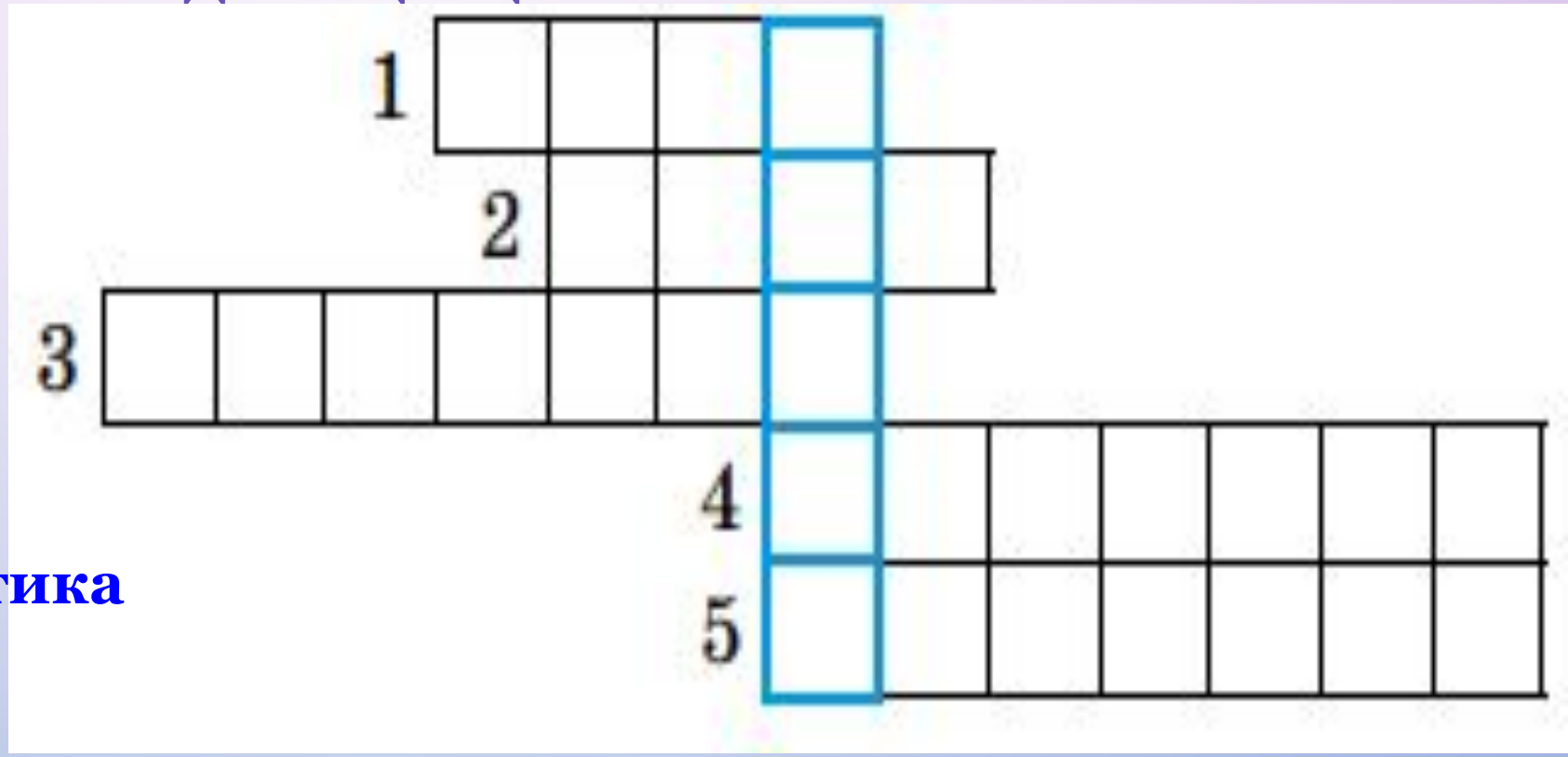


2. На малюнку схематично зображено дисоціацію трьох кислот. Визначте, яка серед них найсильніша. Обчисліть ступені дисоціації кожної кислоти.



Розв’яжіть кросворд, ключове слово якого по вертикалі – назва літери – позначення ступеня дисоціації

По горизонталі:



1. Найпоширеніший дуже слабкий електроліт.
2. Клас неорганічних сполук, здебільшого сильні електроліти.
3. Кількісна характеристика дисоціації електролітів.
4. Кислотний залишок слабкої галогеноводневої кислоти.
5. Назва широко відомого жарознижувального лікарського засобу, діюча речовина якого – слабка кислота

ЗАДАЧА. ***У розчині кислоти НА на кожну пару йонів H^+ і A^- припадає чотири молекули сполуки. Обчислити ступінь дисоціації кислоти.***

Дано:

$N(H^+) = N(A^-) = 1$

$N(HA) = 4$

$\alpha(HA)$ — ?

Розв'язання

Пара йонів (H^+ і A^-) утворилася з однієї молекули кислоти:

$$HA = H^+ + A^-.$$

Отже, до дисоціації було 4 + 1 = 5 молекул сполуки HA.

Обчислюємо ступінь дисоціації кислоти:

$$\alpha(HA) = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{заг.})} = \frac{1}{5} = 0{,}2,$$

$$\text{або } 0{,}2 \cdot 100\ \% = 20\ \%.$$

Відповідь: **$\alpha(HA)$ = 0,2, або 20 %.**