

*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: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ б) для багатоосновних кислот: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ I стадія $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ II стадія
Основи	Це електроліти, що дисоціюють на катіони металічного елемента та гідроксид-аніони	а) для однокислотних основ: $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ б) для багатокислотних основ: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgOH}^+ + \text{OH}^-$ I стадія $\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$ II стадія
Солі	Це електроліти, що дисоціюють на катіони металічного елемента та аніони кислотного залишку	а) для середніх солей: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ б) для кислих солей: $\text{KHCO}_3 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$ I стадія $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ II стадія в) для основних солей: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br} \rightarrow \text{MgOH}^+ + \text{Br}^-$ I стадія $\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$ II стадія

I. 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)

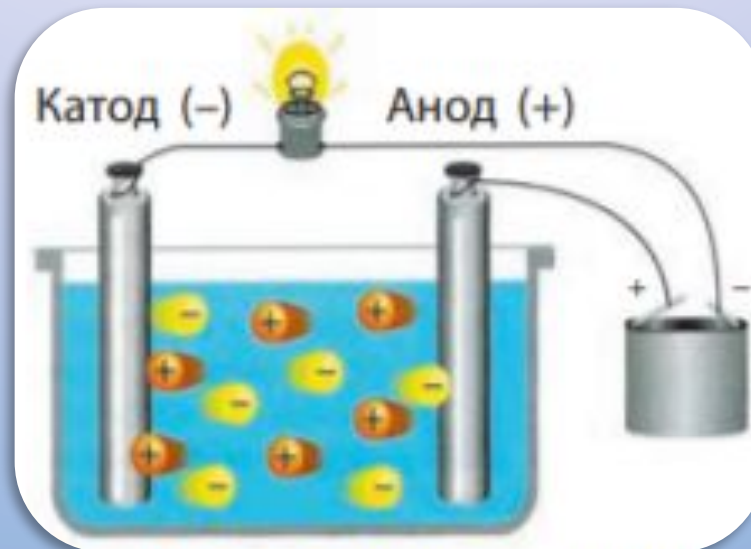
Негативно заряджені йони називають аніонами (OH^- , кислотні залишки F^- , CO_3^{2-} , HSO_4^- тощо)

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

2. Хімічні властивості йонів відрізняються від властивостей атомів.

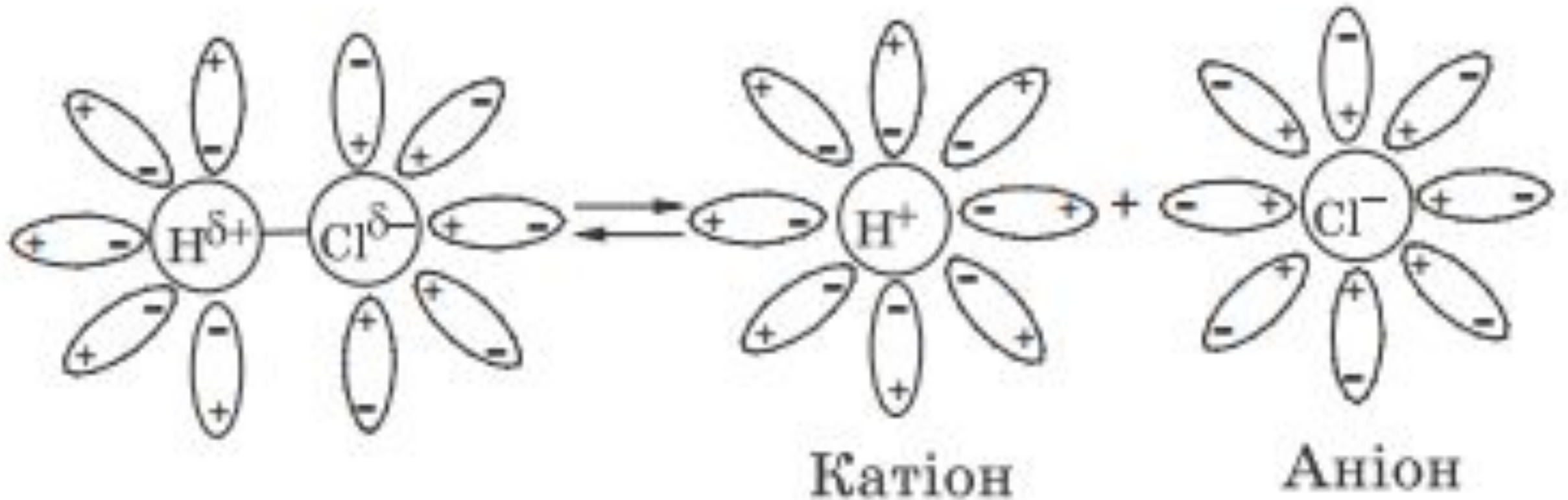
3. При пропусканні електричного струму через розчин до негативного полюса переміщуються катіони, а до позитивного – аніони.

4. Електролітична дисоціація – процес оборотний.

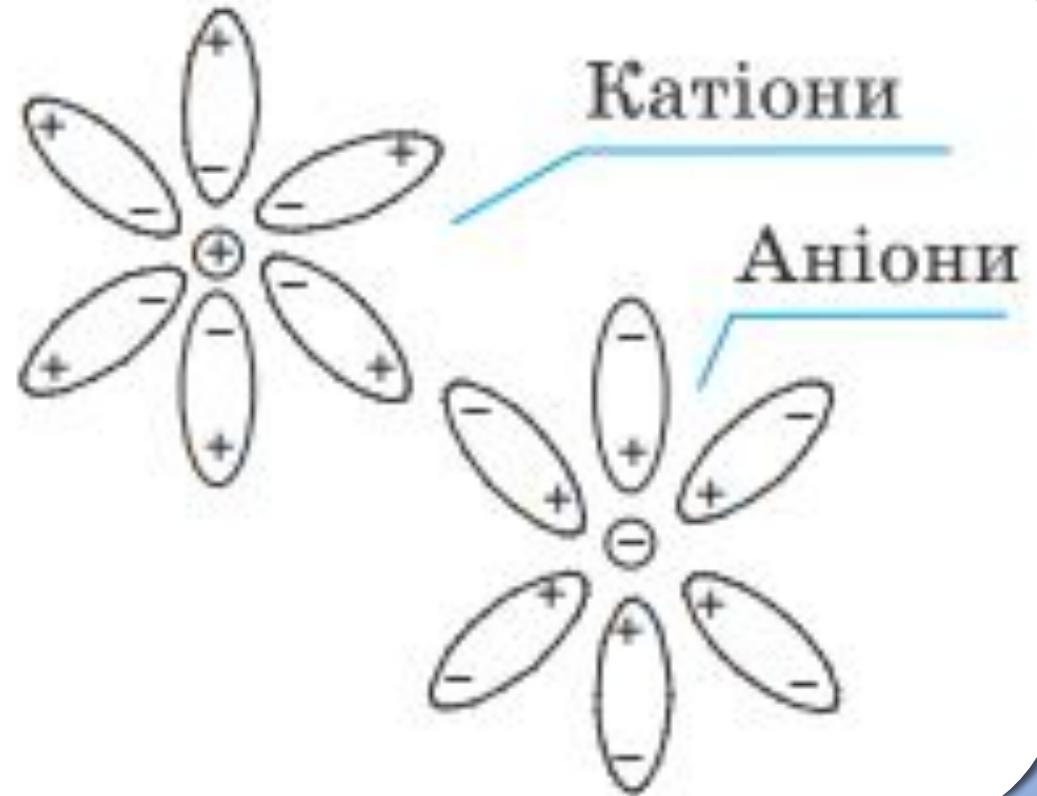
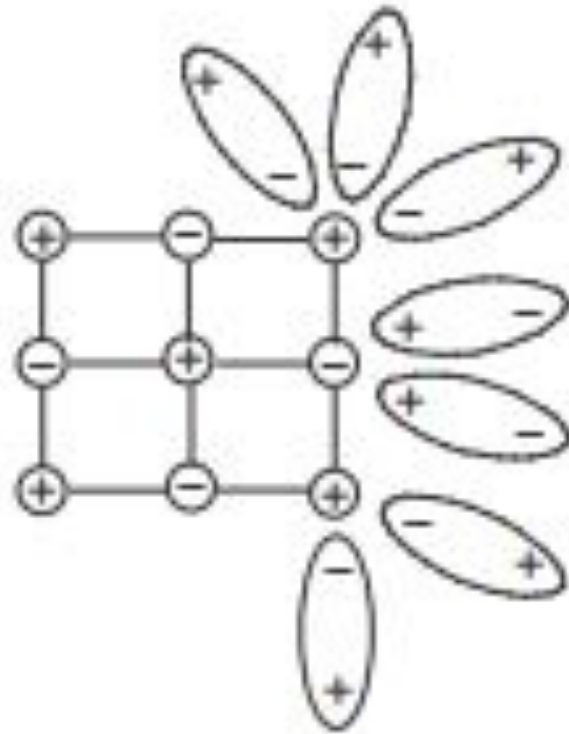
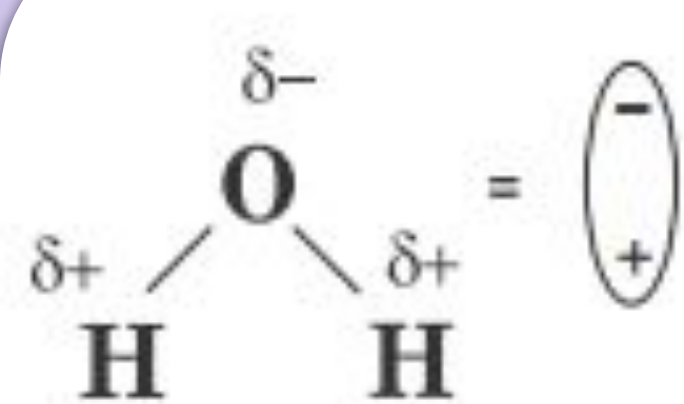


Св'янте Август
Арр'еніус

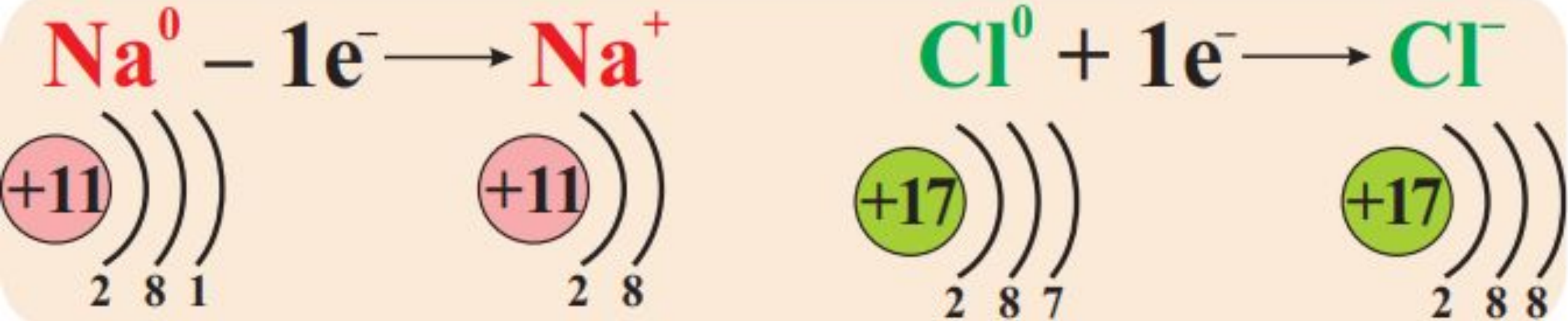
Механізм електролітичної дисоціації речовин з ковалентним полярним типом зв'язку



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) $N_{\text{дис}}$ до загального числа розчинених молекул N_0

$$\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_0} .$$

2. Ступінь дисоціації часто виражають у відсотках.

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

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 °С)	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 лужно-
земельних еле-
ментів $NaOH$,
 $Ba(OH)_2$ 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 амо-
ніаку NH_3 ,
нерозчинні
основи

Солі

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

КИСЛОТИ

Сильні

$\alpha \rightarrow 100\%$

HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄

Слабкі

$0 < \alpha < 3\%$

H₂S, H₂SO₃, H₂CO₃ (CO₂ · H₂O), H₂SiO₃

HNO₃ ≈ HCl ≈ H₂SO₄ > H₂SO₃ > H₃PO₄ > HF > H₂CO₃ > H₂S > H₂SiO₃

сильні кислоти

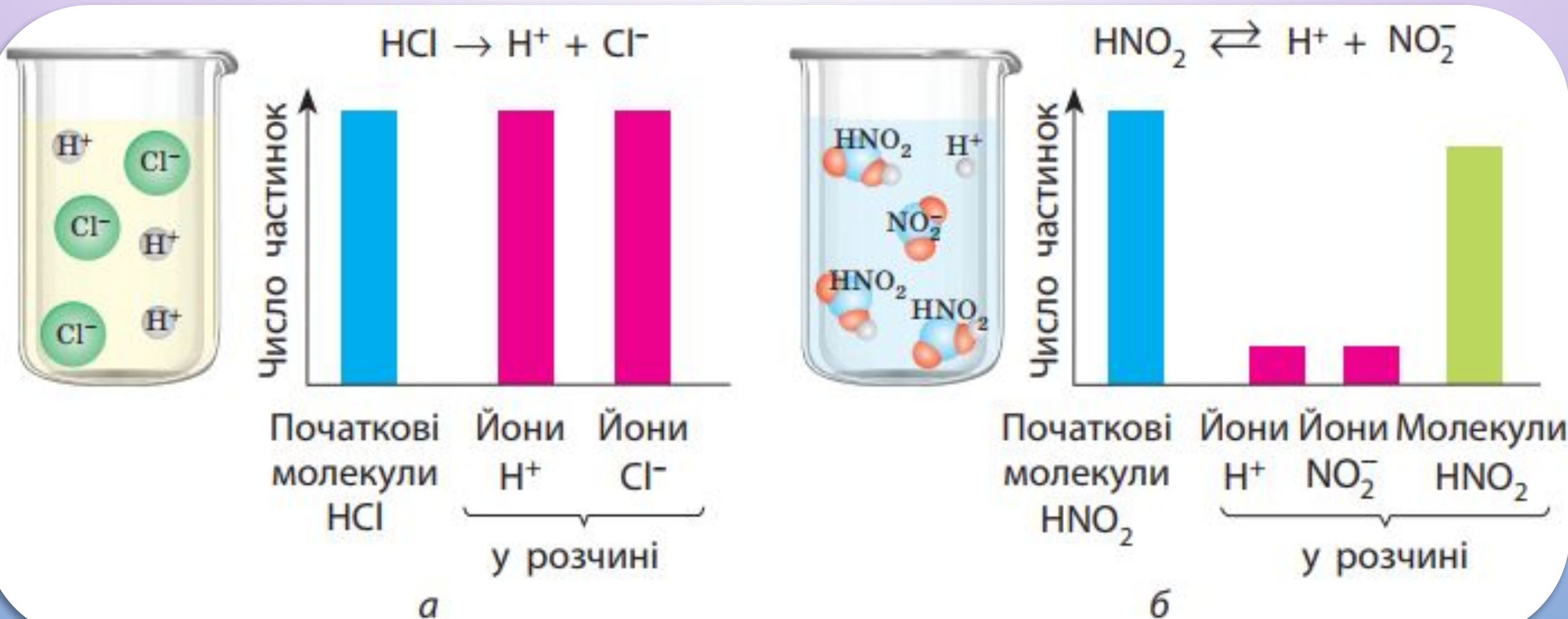
кислоти середньої сили

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 $E(OH)_m O_n$.

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

Кислота	Формула		n	Характер кислоти
	$H_m E O_{n+m}$	$E(OH)_m O_n$		
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

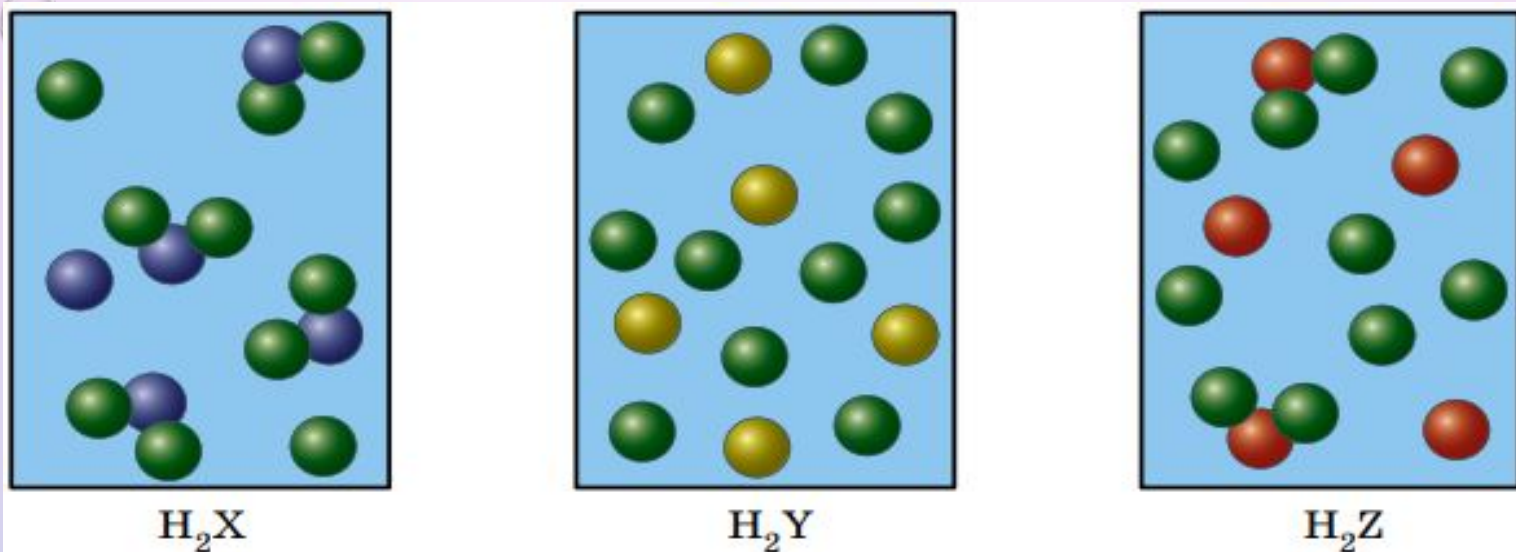
Сульфатна кислота (концентрована)

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.

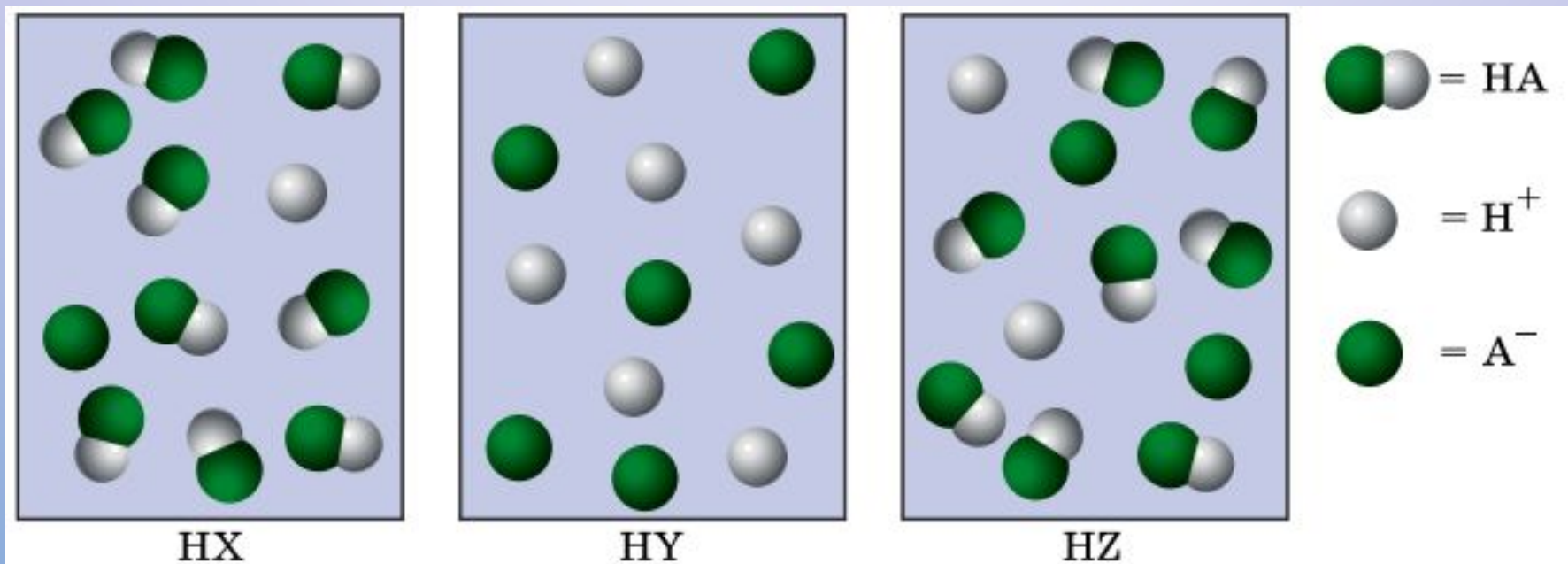
Сульфатна кислота (розбавлена)

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.



ЗАДАЧА. У розчині кислоти HA 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:



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% .