

Електролітична дисоціація. Суміші. Розчини.



Чисті (індивідуальні) речовини і суміші



Дисперсна фаза

Дисперсійне середовище



	Тверді частинки	Краплі рідини	Бульбашки газу
У твердому тілі	Сплав	Тверда емульсія	Тверда піна
У рідині	Суспензія	Емульсія	Піна
У газі	Дим	Туман	---

Методи розділення сумішей

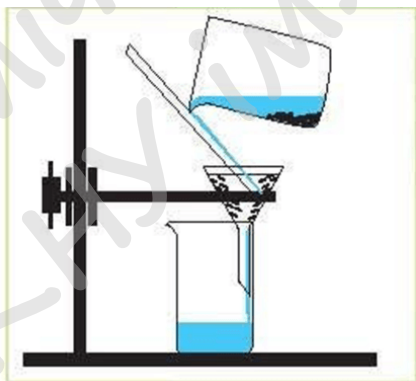
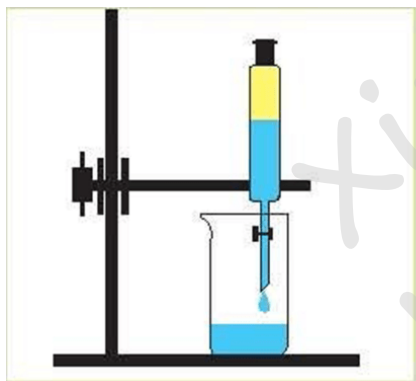
Неоднорідні суміші

Відстоювання

Фільтрування

Флотація

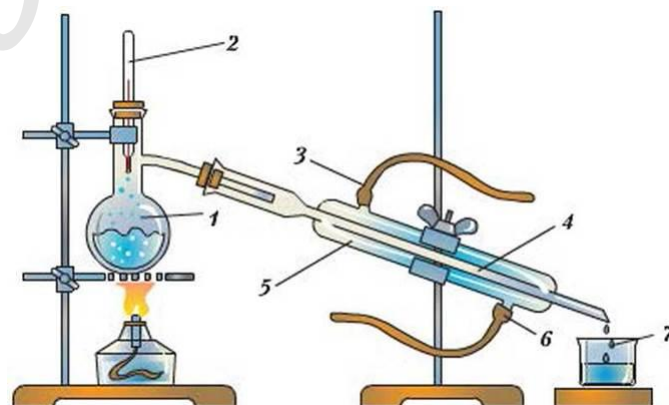
Дія магнітом



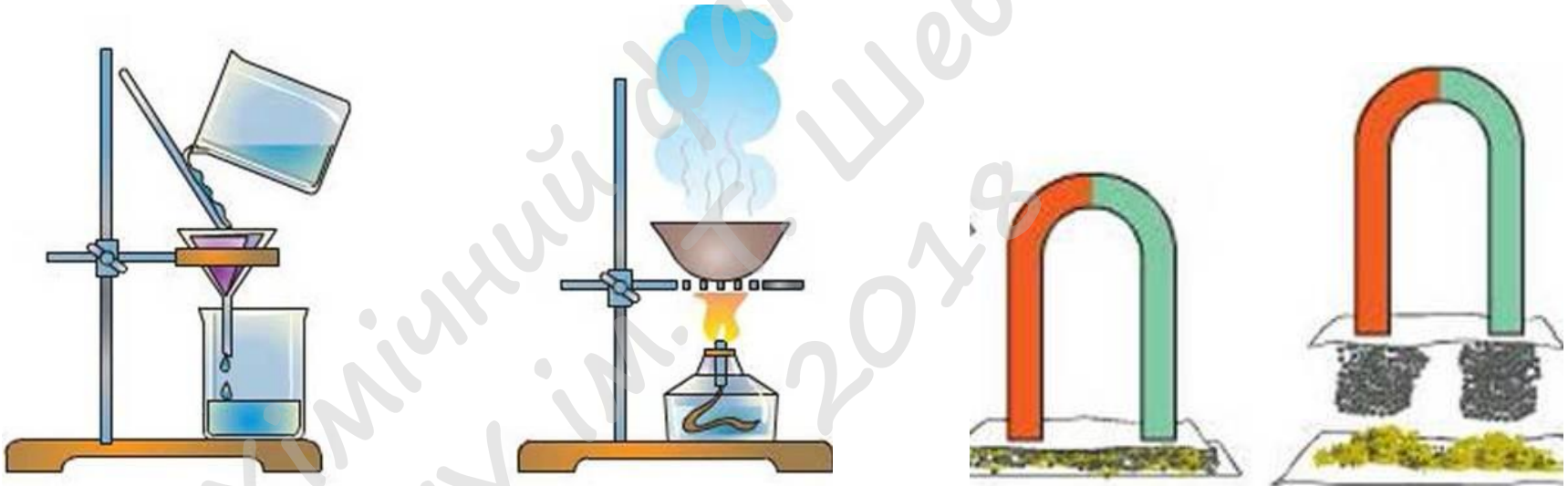
Однорідні суміші

Дистиляція

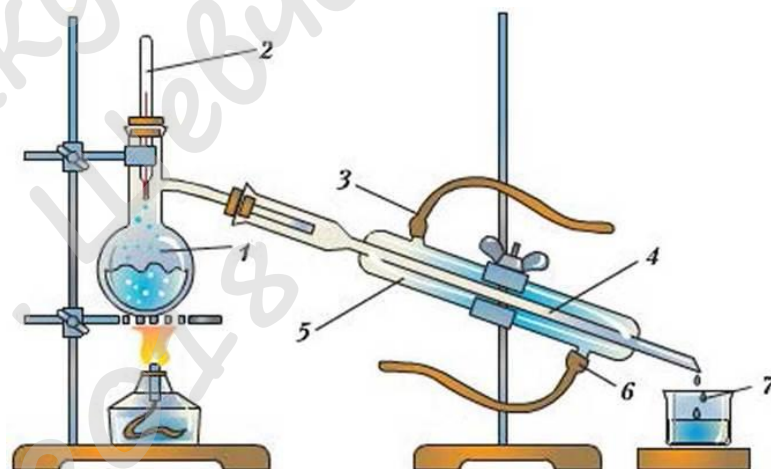
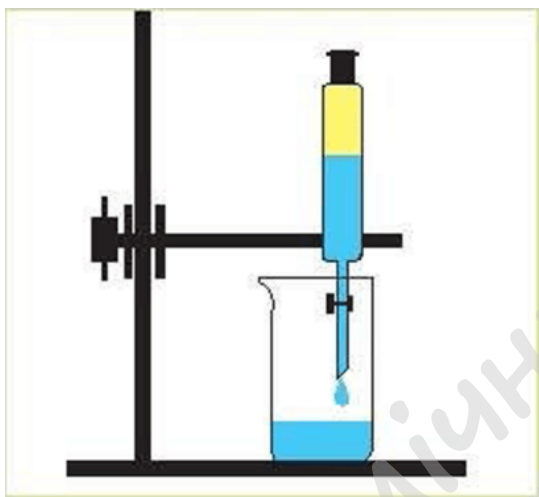
Випарювання



Як розділити суміш, що складається з залізних ошурок, піску та натрій хлориду?



**Як розділити суміш, що складається з
олії, води та етилового спирту?**



Речовини

Нерозчинні

Малорозчинні

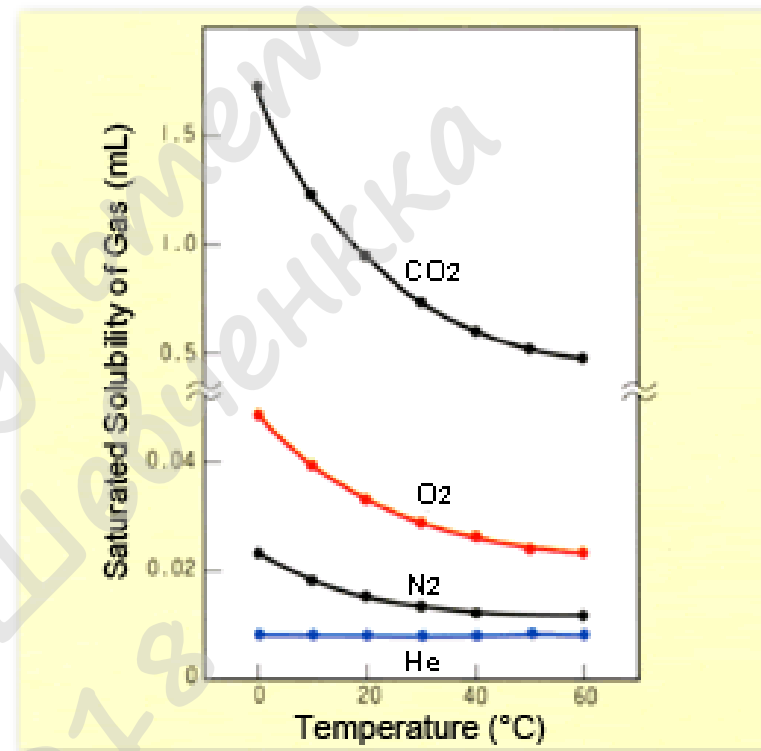
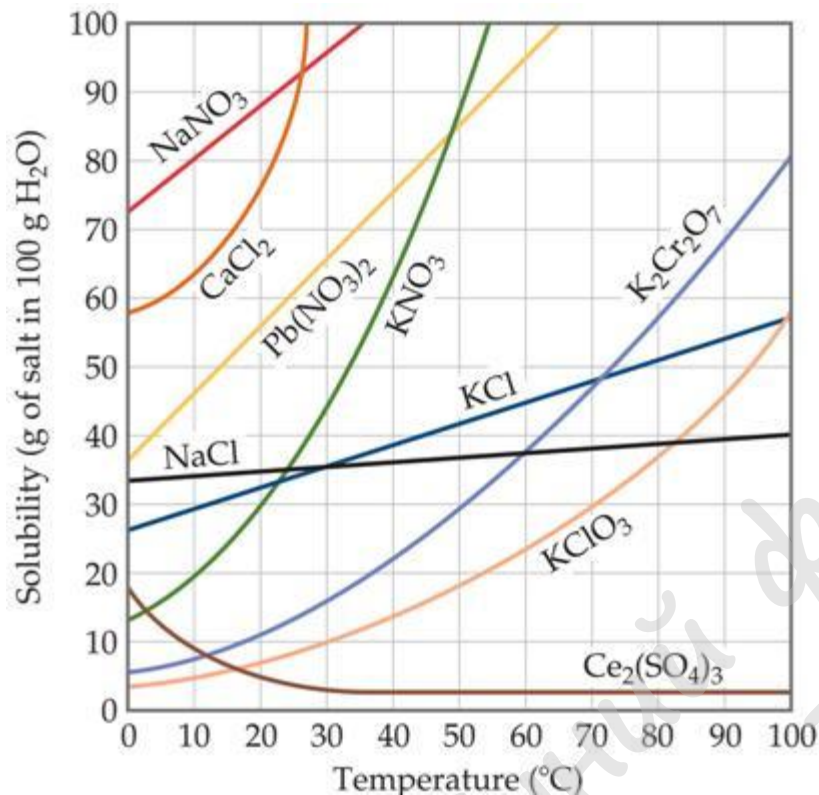
Розчинні

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20-25°C)

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	H	M	—	M	M
S ²⁻	P	P	P	P	P	—	—	—	—	M	—	M	M	M	M	M	M	M	M
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	—	—	M	—	H	M	P	H	—	—	M	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	M	H	H	H	H	H	M	H	H	—	—	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	M	—	—	H	—	—	H	H	M	—	—	H	—
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	—	H	H	H	—	—	H	—	—	H	H	—	—	—	H	—
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	P	P	P	P

Умовні позначення:

- P** Більше 1 г / 100 г води
- M** від 1 г до 0,001 г / 100 г води
- H** менше 0,001 г / 100 г води
- — сполука розкладається водою або не існує.



Вимірюється в грамах розчиненої речовини на 100 г розчинника

Розчинність калій нітрату при 40°C складає 62 г/100 г води, а при 20°C – 30 г/100 г води. Скільки осаду утвориться при охолодженні 150 г насиченого при 40°C розчину солі?

Визначити масу розчину (г) з масовою часткою 50 % ортофосфатної кислоти, який потрібно додати до розчину масою 200г з масовою часткою 10% розчиненої ортофосфатної кислоти, щоб отримати розчин з масовою часткою 30%.



натрій сульфат дека-
гідрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —
глауберова сіль



ферум(II) сульфат гепта-
гідрат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —
залізний купорос



купрум(II) сульфат пента-
гідрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ —
мідний купорос



кальцій сульфат дигідрат
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс



натрій карбонат дека-
гідрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —
кристалічна сода



калій хром(III) ди-
сульфат додекагідрат
 $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — хро-
мокалієві галуни

Обчисліть масу (г) води в залізному купоросі $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ масою 139 г.

Скільки води потрібно додати до мідного купоросу масою 50 г, щоб отримати розчин солі з масовою часткою 10%?

Речовини,
розчинні у воді

Неелектроліти

розчини НЕ проводять
електричний струм

Органічні сполуки:
спирти, альдегіди,
глюкоза, сахароза



Майкл Фарадей

Електроліти

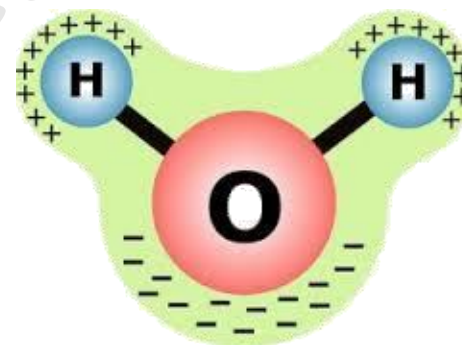
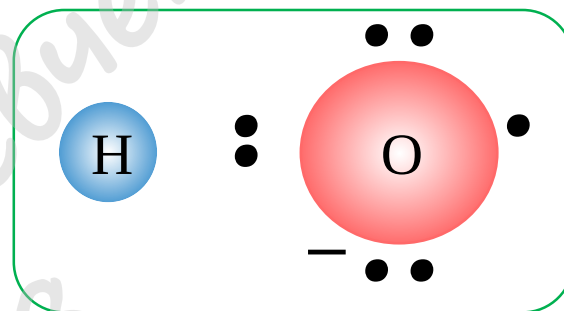
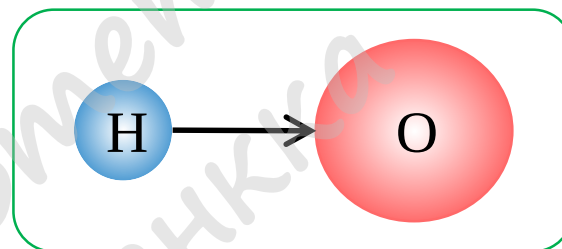
розчини проводять
електричний струм

Неорганічні сполуки:
солі, кислоти, луги
Органічні сполуки:
Карбонові кислоти та їх солі

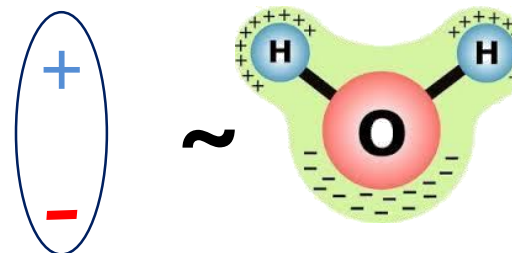


Молекули води є диполями

- Зв'язок О-Н у молекулі є: ковалентним полярним.
- Атом оксигену більш електронегативний, ніж атом гідрогену
- Атом оксигену набуває частково негативного, а атом гідрогену - частково позитивного заряду.

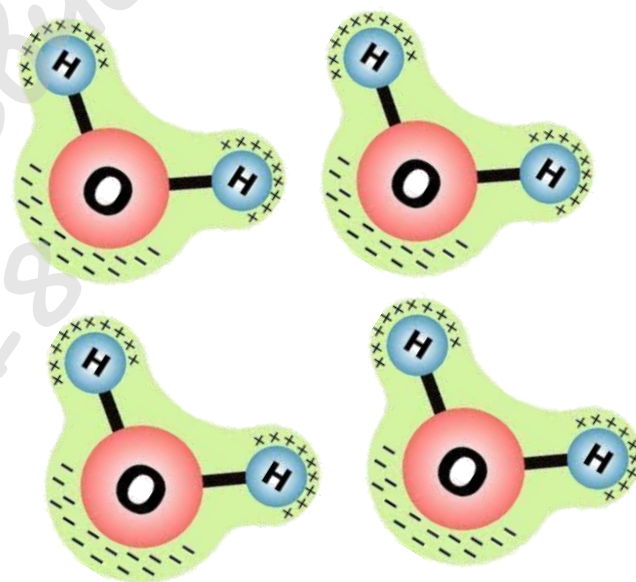
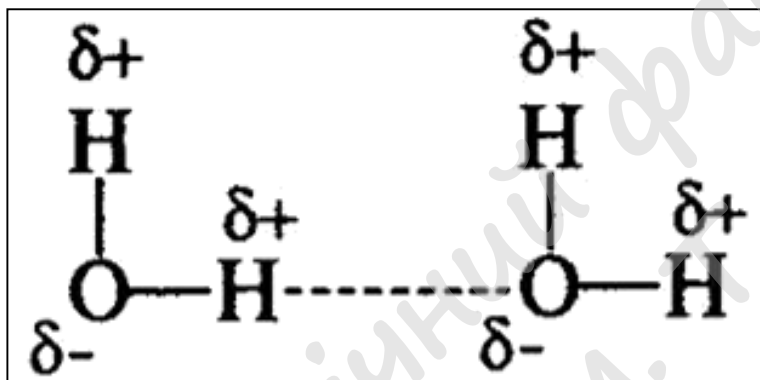


Отже молекула має позитивний та негативний полюси!



Водневий зв'язок

Електростатична взаємодія між молекулами води призводить до появи міжмолекулярного зв'язку.



Частково позитивно заряджені атоми гідрогену притягаються до частково негативно заряджених атомів оксигену.

РЕЧОВИНИ

Електроліти

Речовини, розчини і розплави
яких проводять електричний
струм

Йоний чи сильнополярний
ковалентний зв'язок

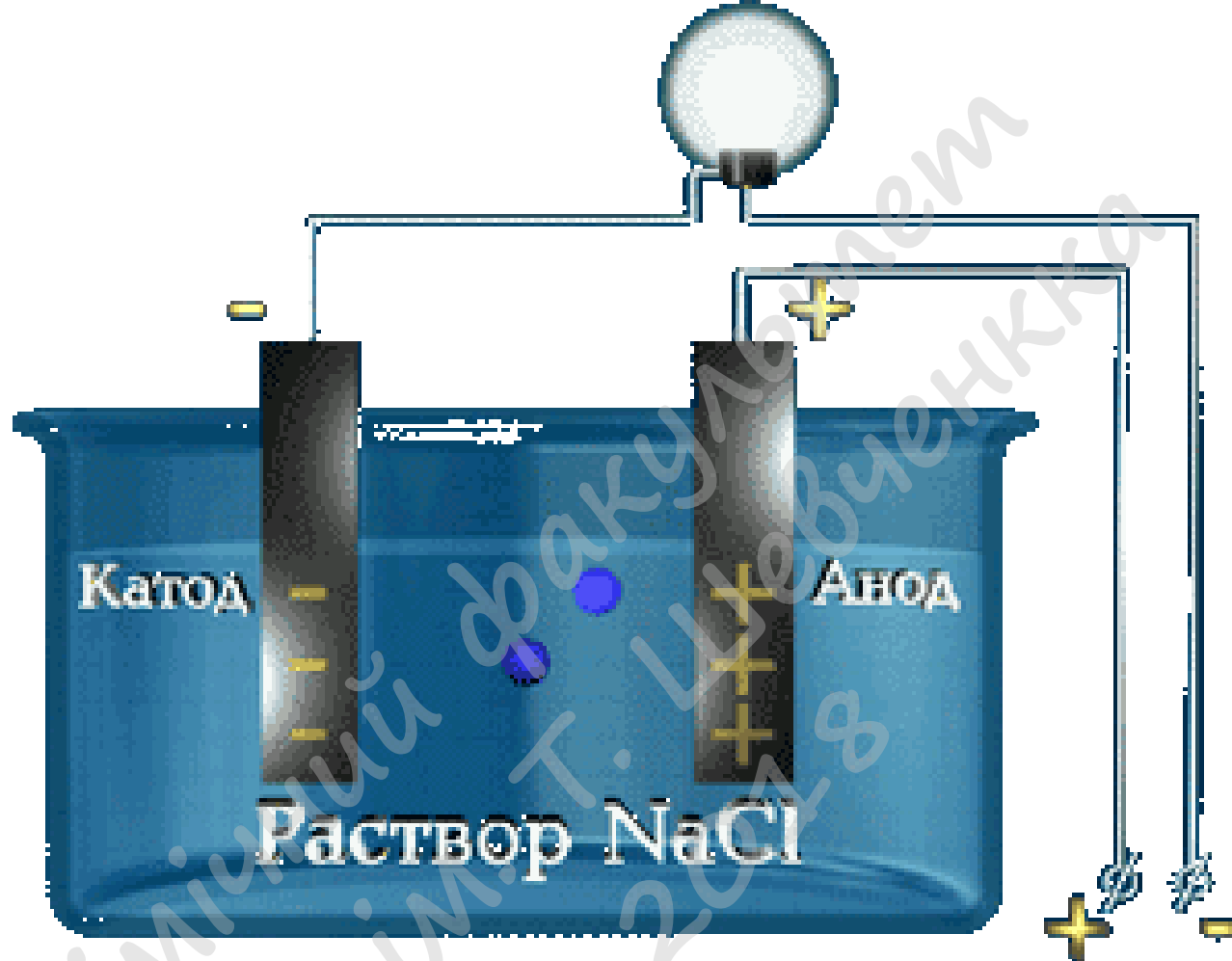
- Кислоти
- Основи
- Солі

Неелектроліти

Речовини, розчини і розплави
яких не проводять електричний
струм

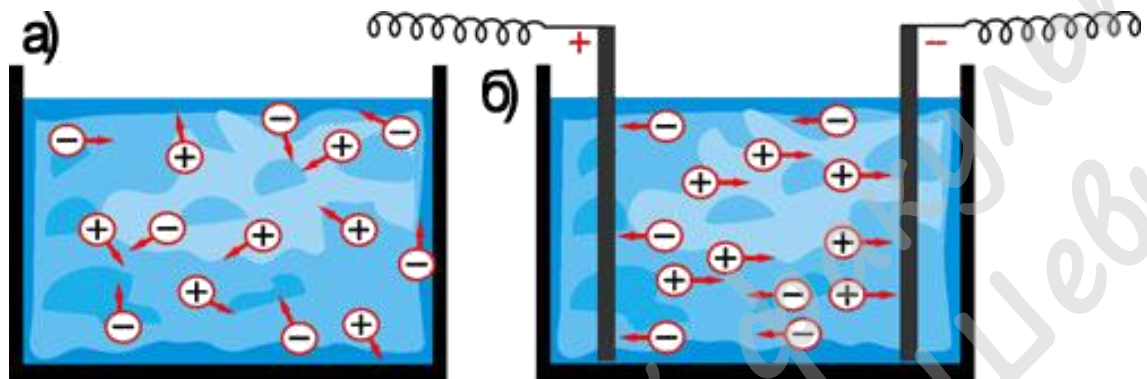
Ковалентний неполярний чи
слабополярний зв'язок

- Органічні сполуки
- Гази Неметали
- Оксиди



Електролітична дисоціація – процес розщеплення електролітів на йони під час розчинення або розплавлення

1884-1887 – теорія електролітичної дисоціації

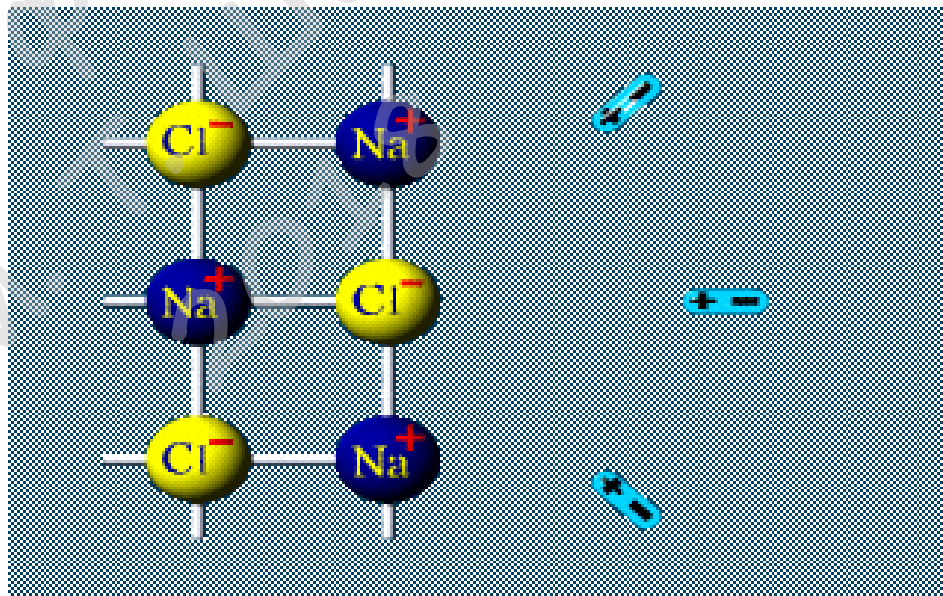
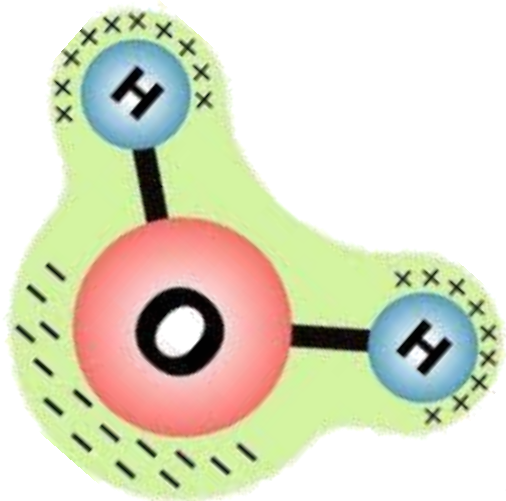


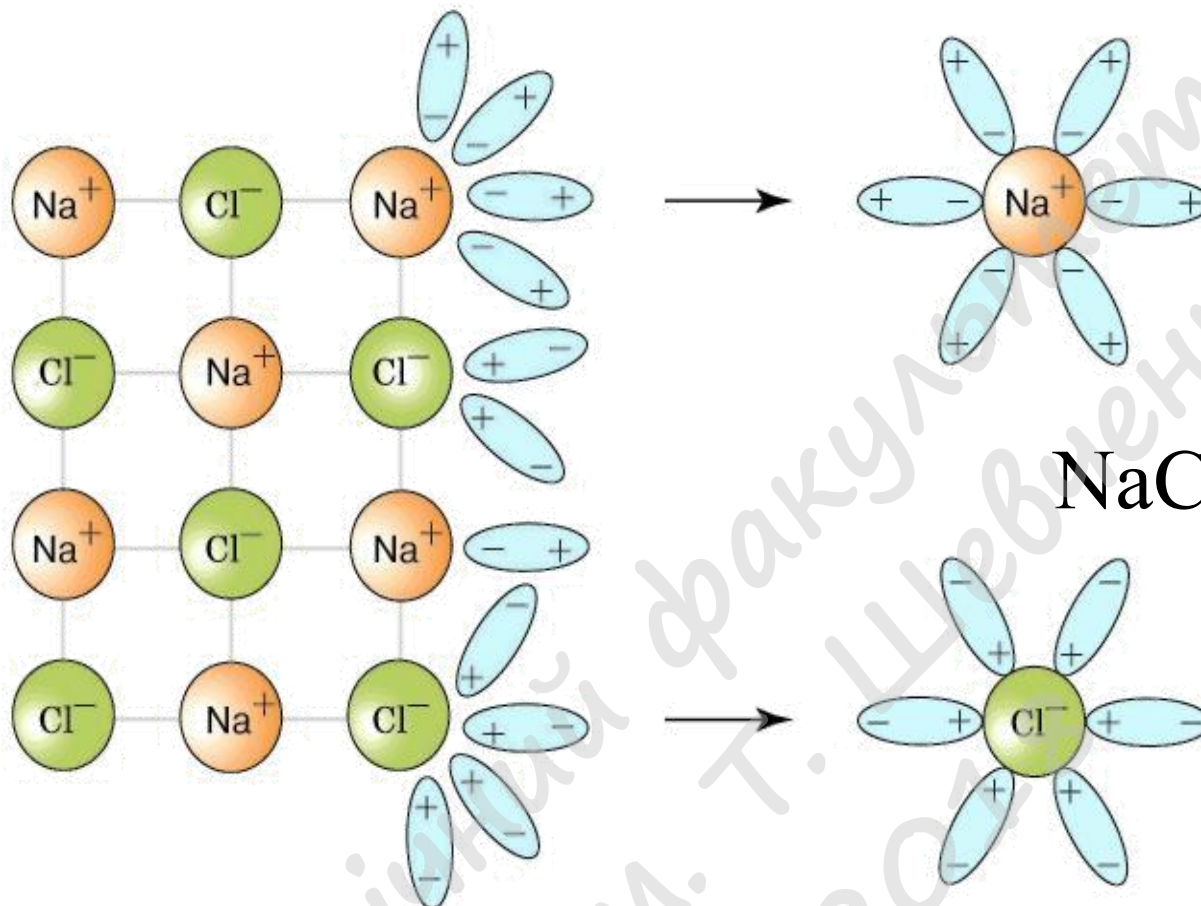
Сванте Арреніус



1903 – Нобелівська премія

Дисоціація сполук з йонним зв'язком

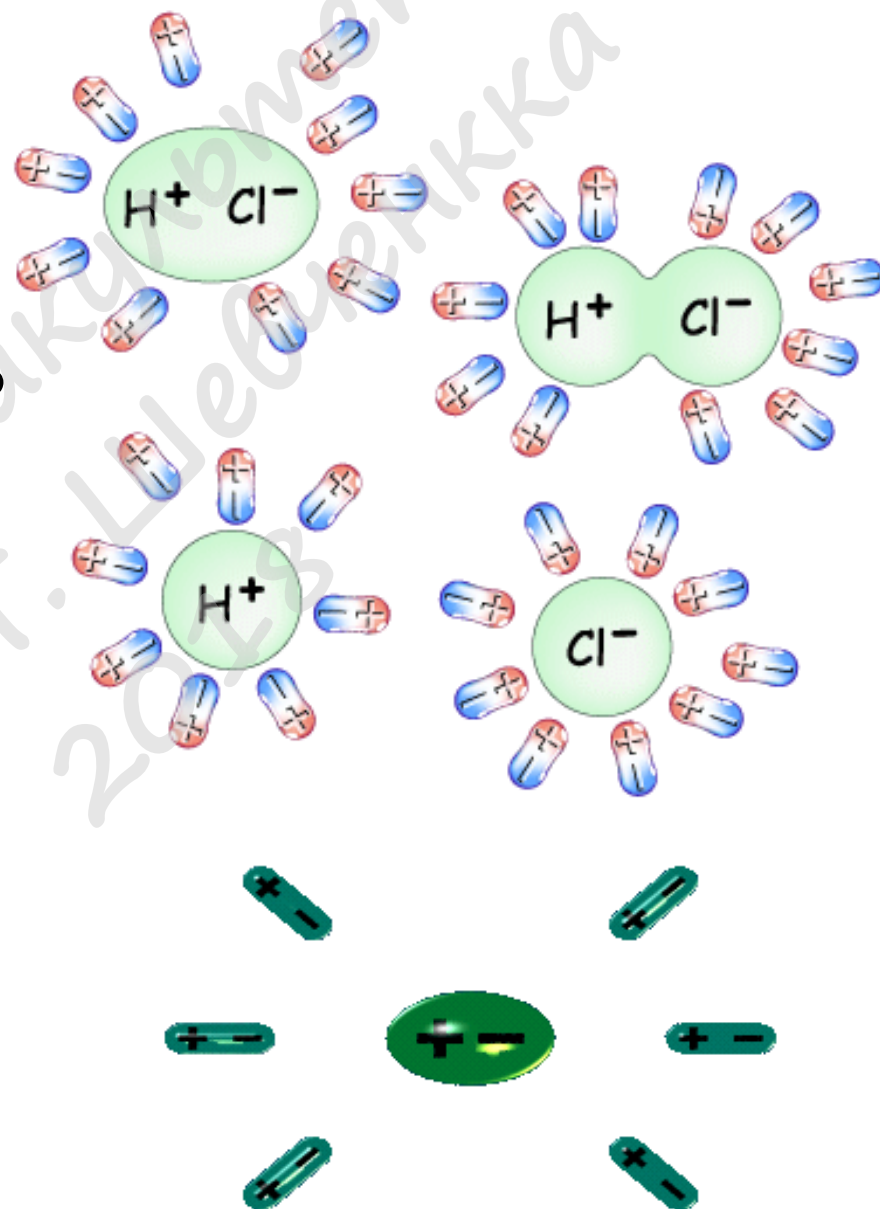


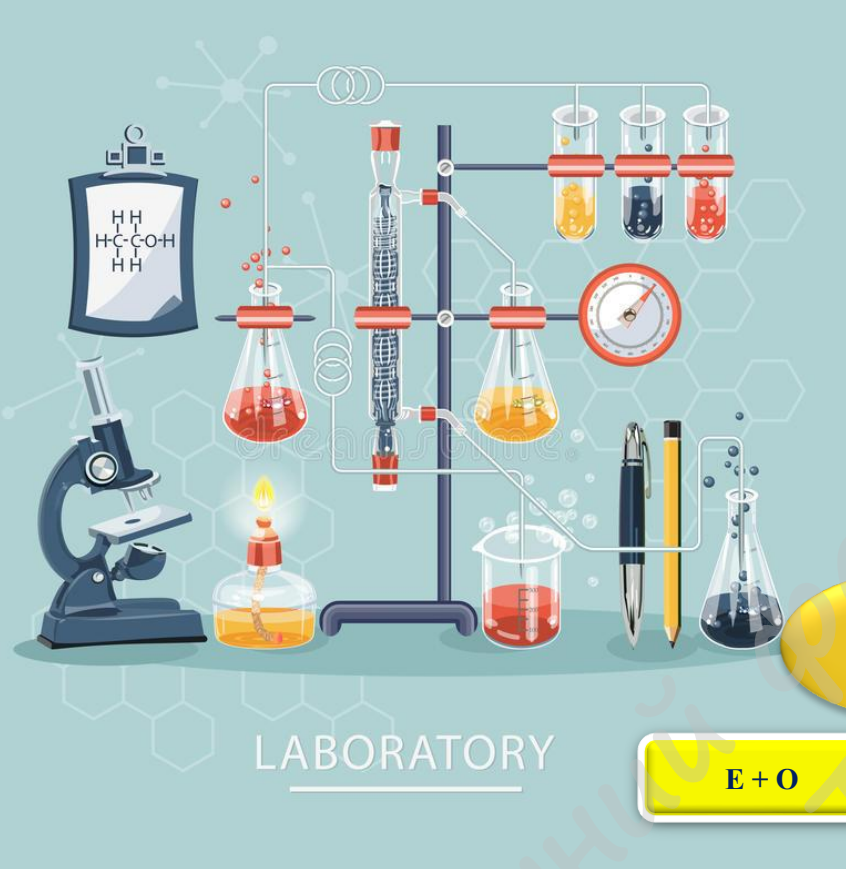


- Орієнтація диполей води біля йонів кристалу.
- Гідратація - взаємодія молекул води з йонами
- Дисоціація кристала на гідратовані йони.

Дисоціація сполук з ковалентним полярним зв'язком

1. Орієнтація диполей води навколо полюсів молекули HCl
2. Гідратація - взаємодія молекул води з HCl
3. Йонізація молекули електроліта (перетворення ковалентного зв'язку на йонний)
4. Дисоціація молекули електроліту на гідратовані йони.





Оксиди

$E + O$

КЛАСИ
НЕОРГАНІЧНИХ
СПЛУК

Кислоти

H^+ + кислот-
ний залишок

Основи

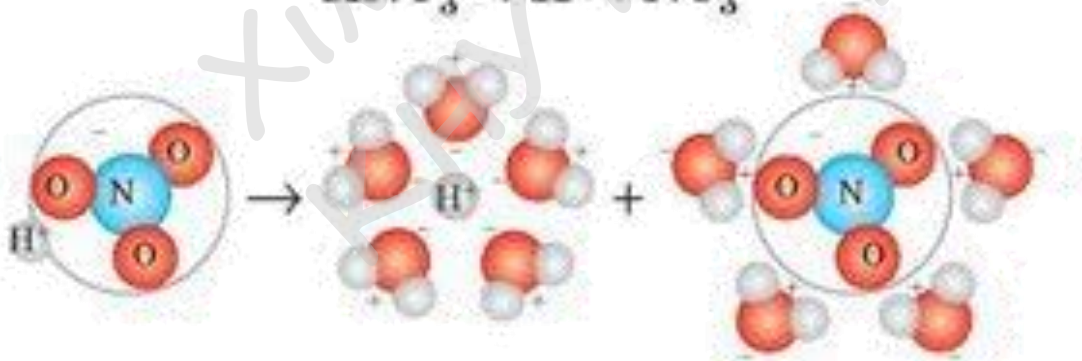
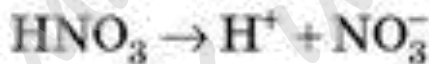
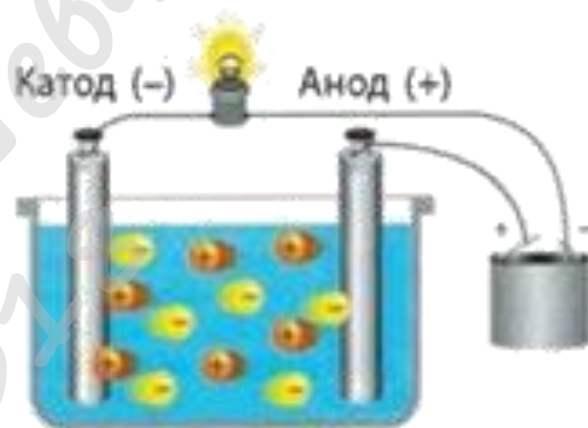
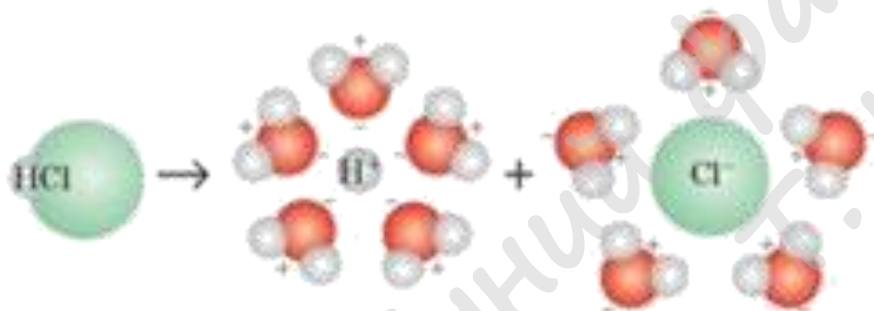
$Me + OH^-$

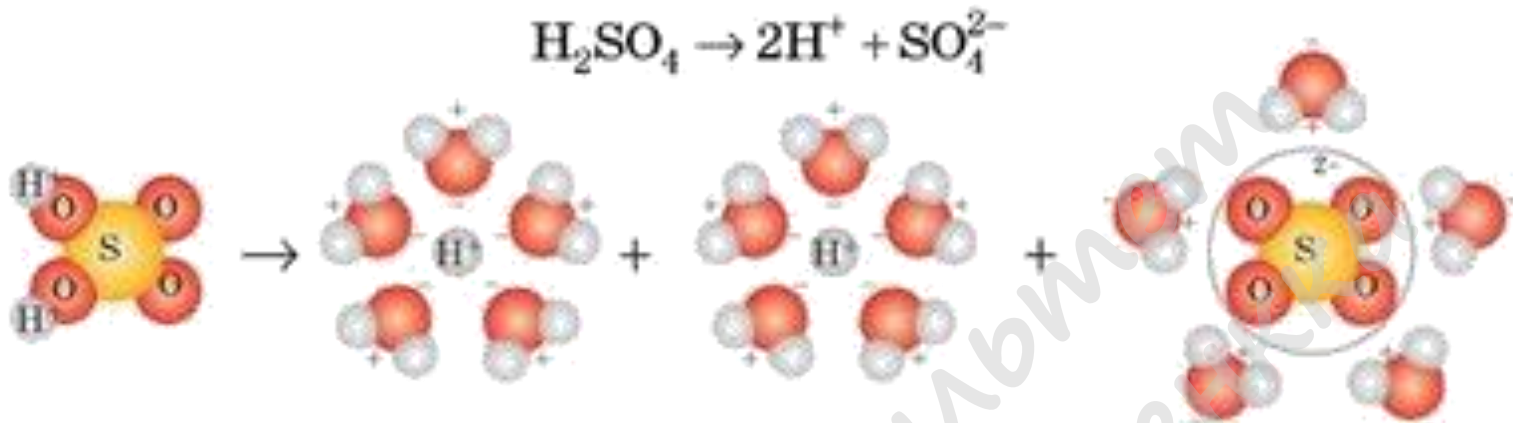
Солі

Me + кислот-
ний залишок

Дисоціація кислот

Розчинні у воді кислоти дисоціюють на катіони Гідрогену та аніони кислотного залишку





Ступінчаста дисоціація сульфатної кислоти



21

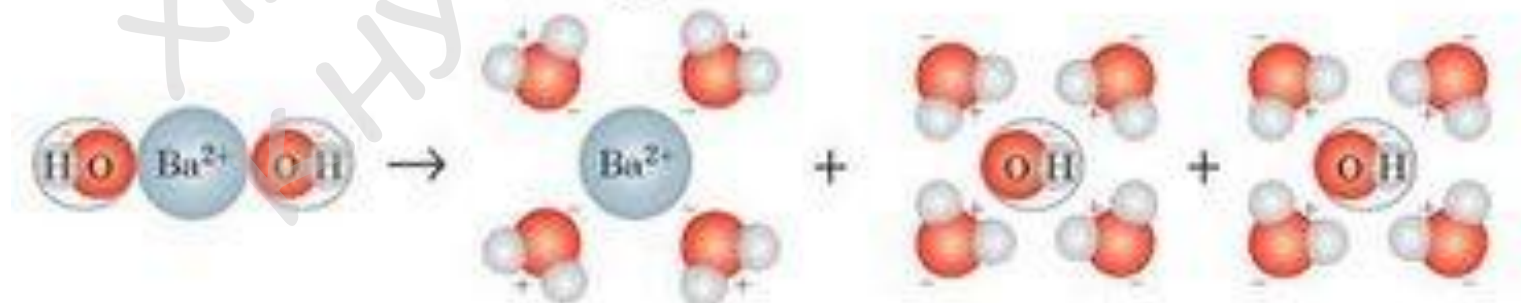
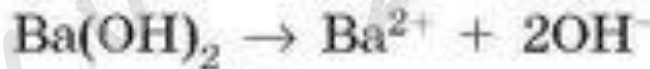
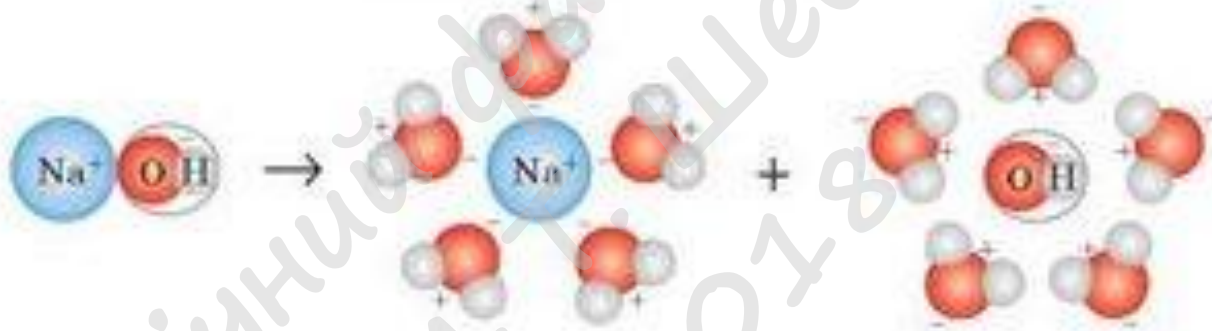
Кислоти

– це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку.



Дисоціація основ

Розчинні основи дисоціюють на катіони металів і гідроксид-аніони.



Кислоти

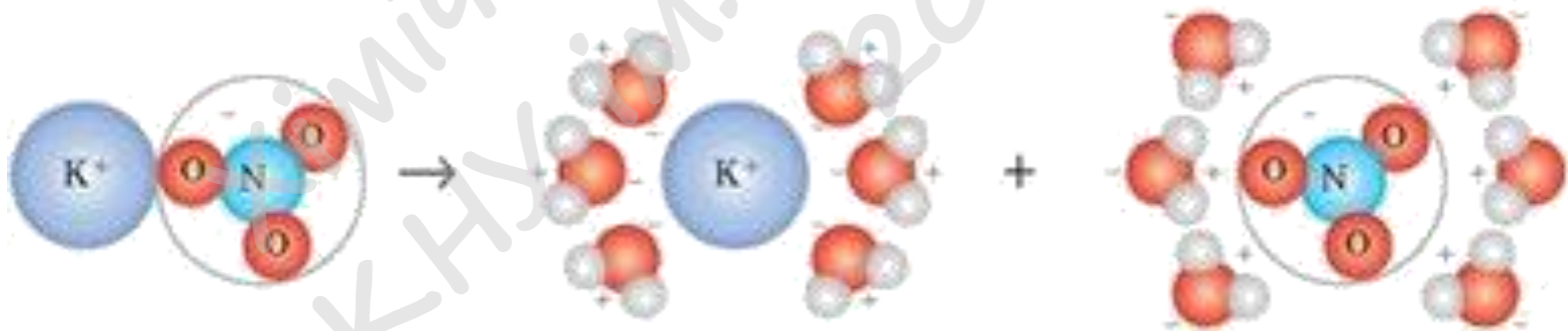
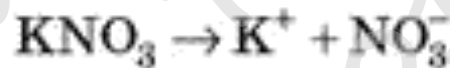
– це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку.

Основи

- це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів.



Дисоціація солей



Кислоти

– це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотного залишку.

Основи

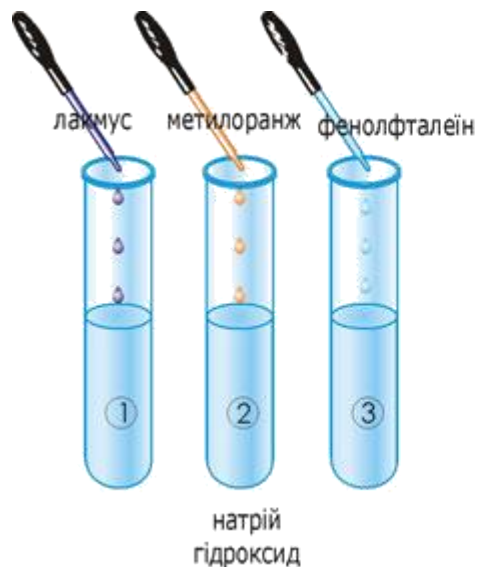
- це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів.

Солі

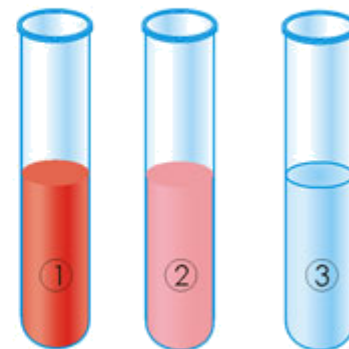
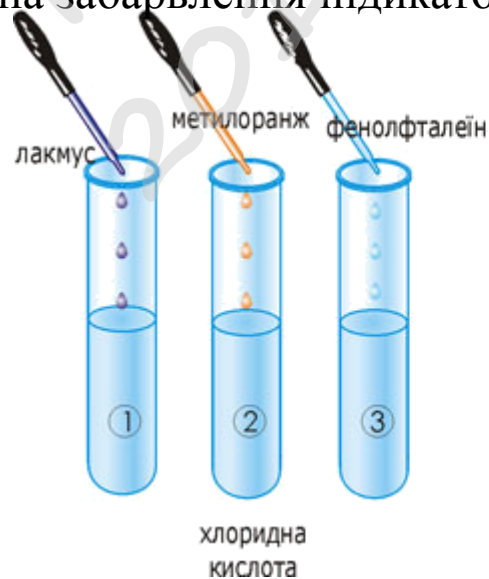
– це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та аніонів кислотного залишку.



Зміна забарвлення індикаторів в присутності основи



Зміна забарвлення індикаторів в присутності кислоти

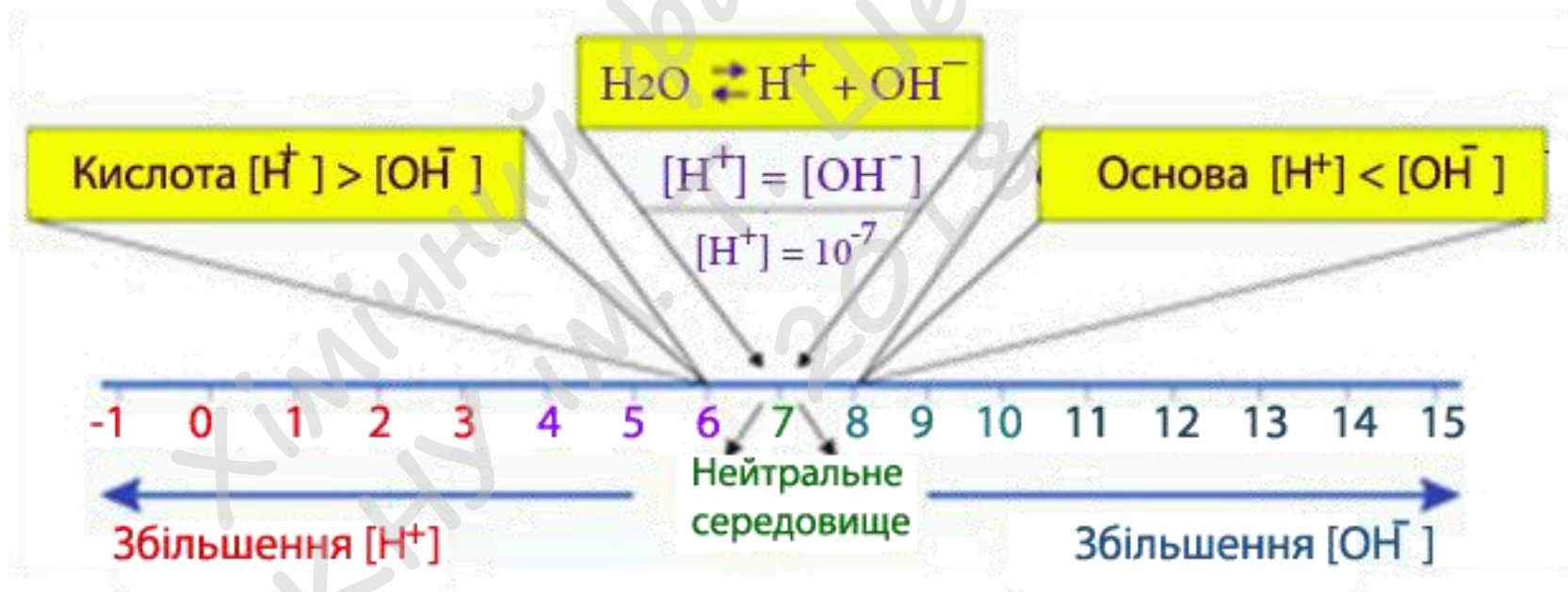


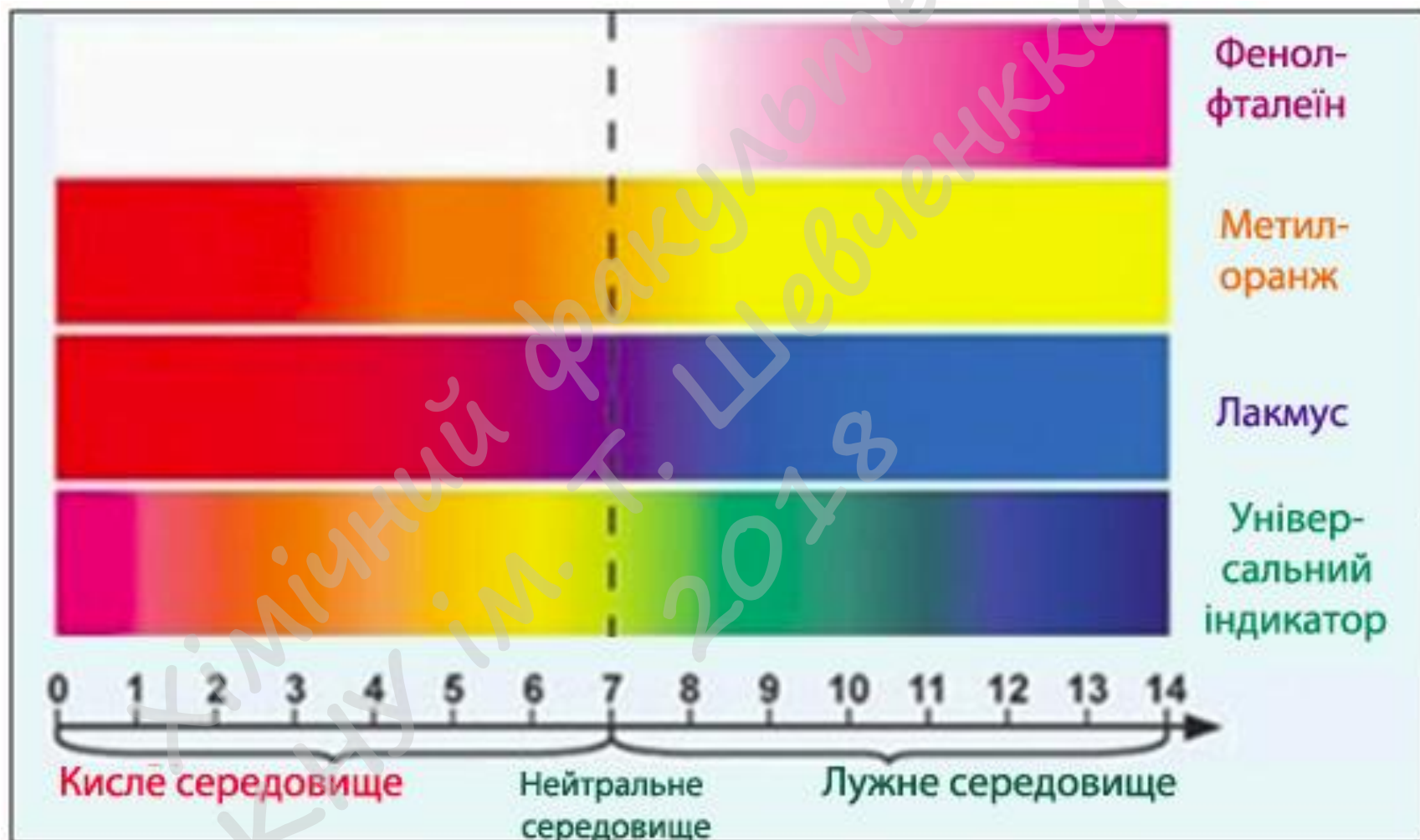
pH розчину -

Від'ємний десятковий логарифм концентрації йонів водню

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

$\text{pH} < 7$ – кисле ; $\text{pH} = 7$ – нейтральне; $\text{pH} > 7$ – лужне





Кількісна характеристика процесу дисоціації

Ступінь дисоціації

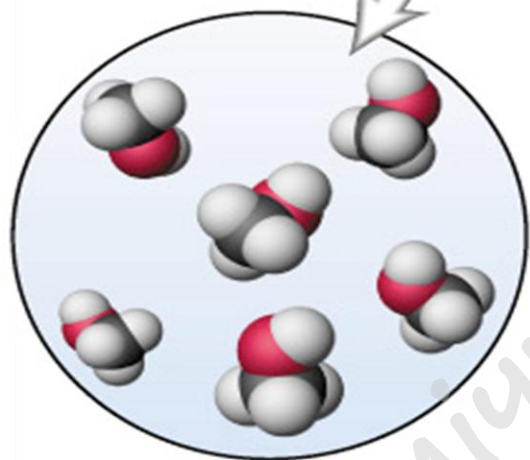
Відношення числа молекул, що розпалися на йони до загального числа молекул в розчині



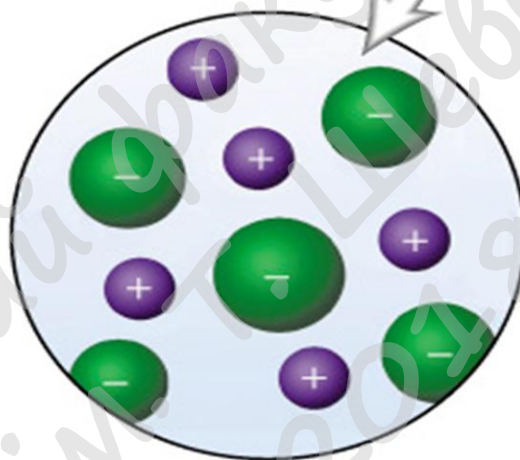
Сила електроліту

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

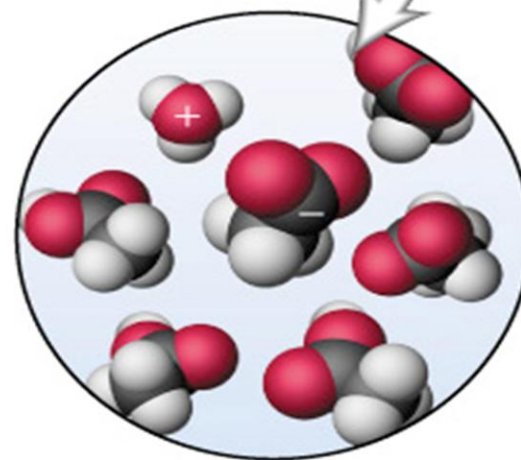




Неелектроліт



**Сильний
електроліт $\alpha > 30\%$**



**Слабкий
електроліт $\alpha < 3\%$**





	Неелектроліт	Сильний електроліт	Слабкий електроліт
H_2SO_4	К	Б	О
H_2S	І	Р	Е
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (цукор)	Р	А	Л
HCl	С	Т	М
NaOH	Ж	О	И
O_2	Л	Ь	Т
H_2SiO_3	Н	Б	Л
H_2O	Ц	Ю	Е

Йонні реакції

- Електроліти в розчині розпадаються на йони, то **реакції у водних розчинах відбуваються між йонами**
- Вони називаються **йонними реакціями**
- А рівняння цих реакцій називаються **йонними рівняннями**

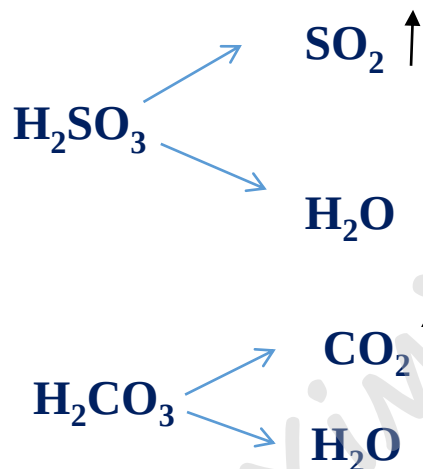


Уворюються речовини, які практично не дисоціюють і залишають сферу реакцій.

1. Осад нерозчинні або малорозчинні сполуки.

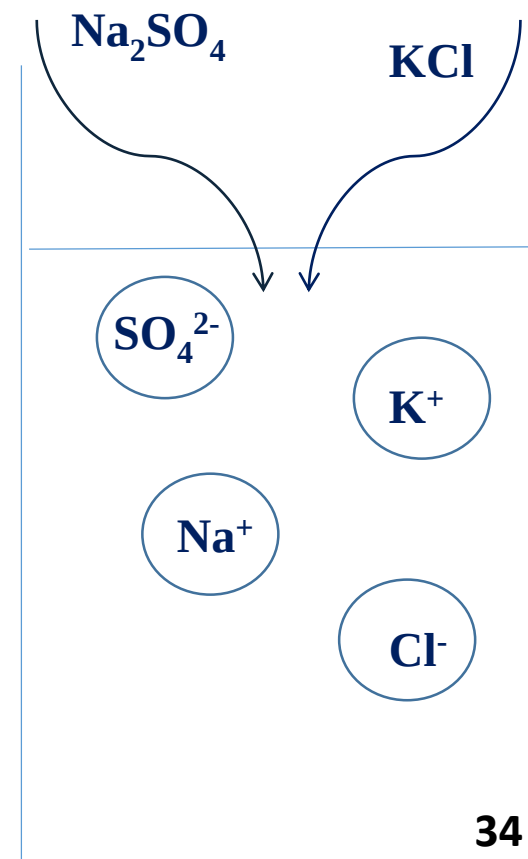
2. Летка речовина

(газ)



3. Слабкі

електроліти H_2O , CH_3COOH

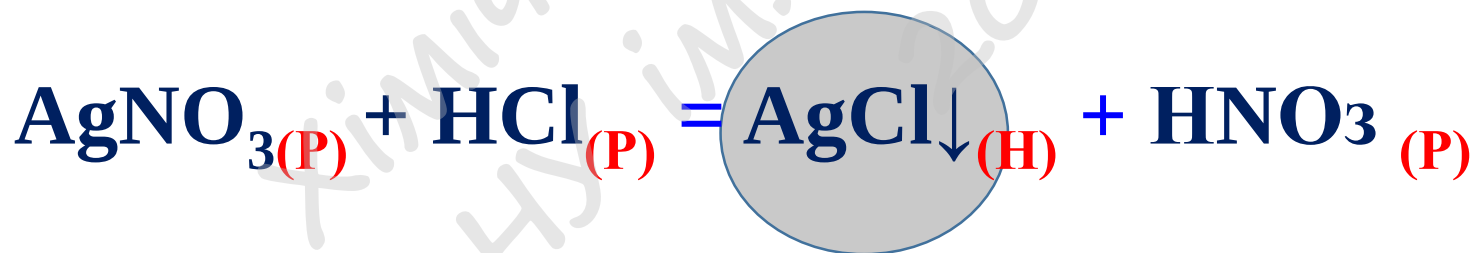


Правила складання йонно-молекулярних рівнянь.

1. Записати молекулярне рівняння, розставити коефіцієнти

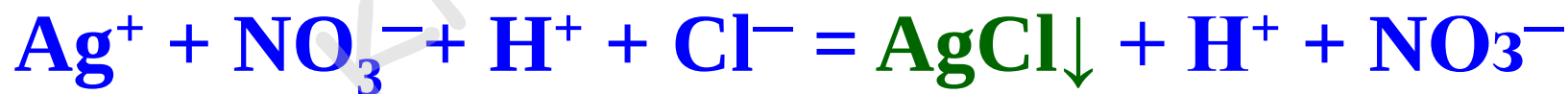


2. Використовуючи таблицю розчинності, визначити розчинність електролітів і записати результат під формулами



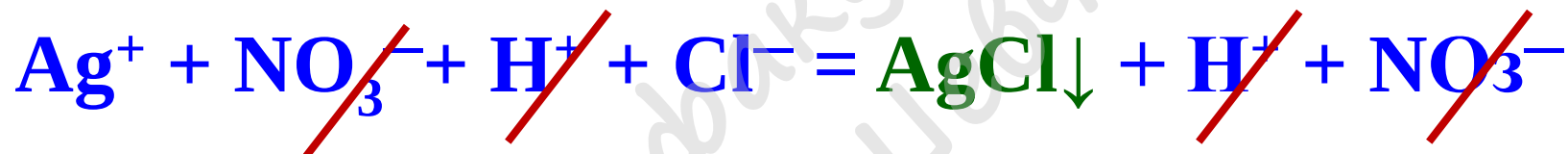
3. Записати повне молекулярне рівняння.

- Розчинні у воді сполуки записуються у дисоційованому вигляді.
- Нерозчинні - у молекулярному вигляді.
- Малорозчинні зліва записуємо у дисоційованому вигляді, а справа – у молекулярному.



Правила складання йонно-молекулярних рівнянь.

4. Для запису скороченого йонного рівняння потрібно знайти однакові йони справа та зліва і викреслити їх.

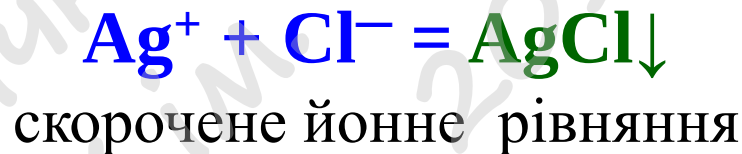
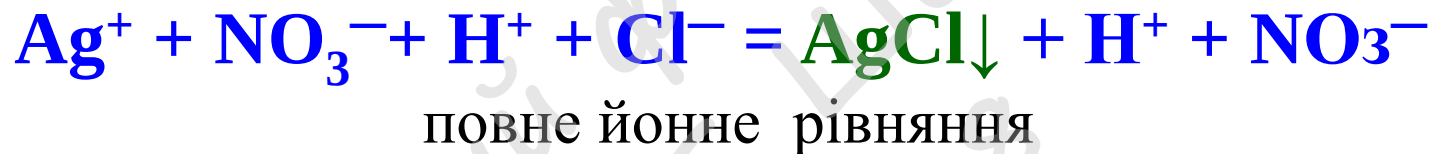


5. Записати рівняння без викреслених йонів.



Скорочене йонне рівняння

Правила складання йонно-молекулярних рівнянь.



Чому?



Гідроліз солей

= взаємодія з водою

- реакція обміну сполуки(солі) з водою , в результаті чого утворюються 2 сполуки - кислого і основного характеру

Вода = слабкий електроліт

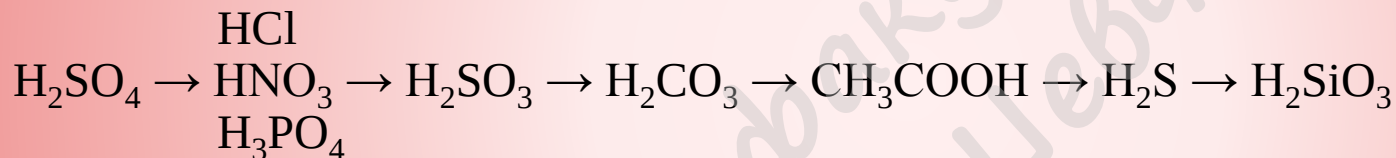
- суть гідролізу: хімічна взаємодія катіонів і аніонів солі з гідроксид-йонами OH^- і йонами H^+ , утворених унаслідок дисоціації молекул води. У результаті такої взаємодії утворюється малодисоційована речовина (слабкий електроліт)
- Гідролізу можуть зазнавати солі, утворені слабкими електролітами
- Солі утворені сильною основою і сильною кислотою гідролізу не зазнають

Сила солей (ступінь дисоціації)

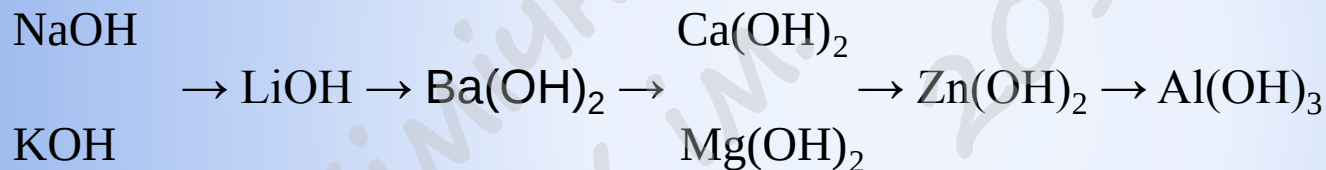
Див. Табл.розчинності

Чим менша розчинність, тим менший ступінь

Сила кислот (ступінь дисоціації)

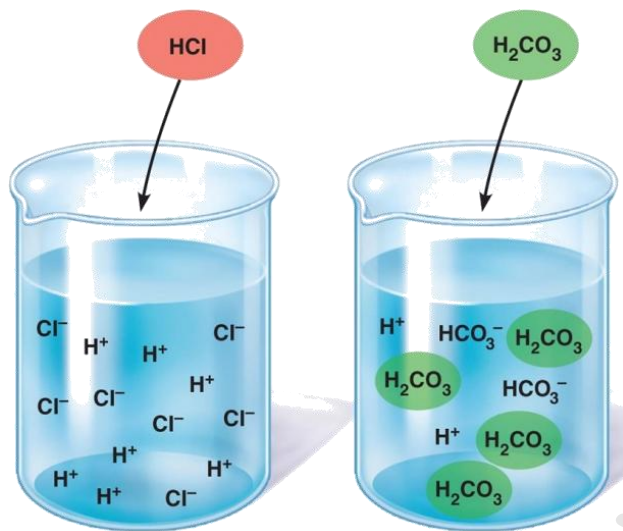


Сила основ (ступінь дисоціації)



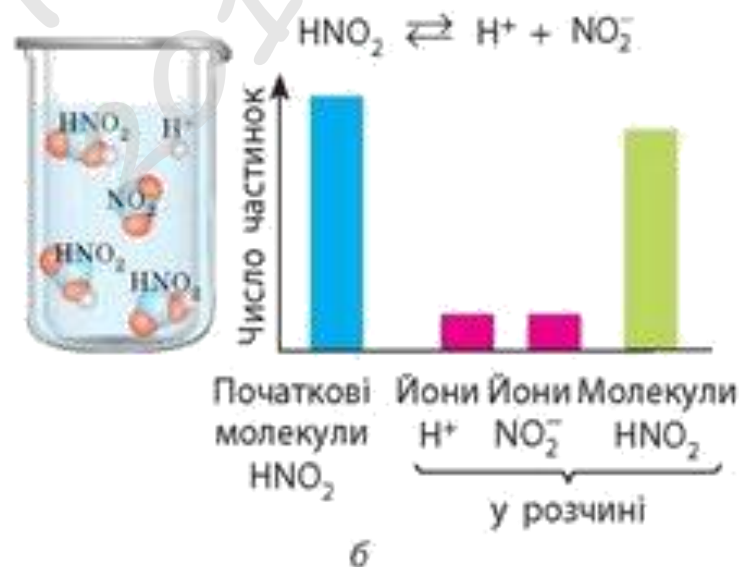
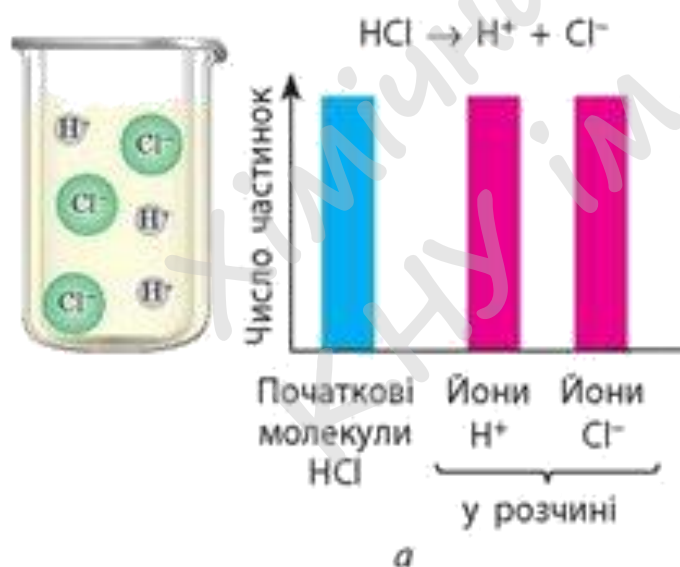
Чим правіше, тим слабше !!!

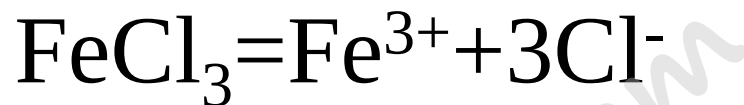




Щоб написати рівняння гідролізу:

- 1) Записати рівняння дисоціації солі
- 2) Визначити якими електролітами утворена сіль
- 3) Виписати йони, яким відповідають слабкі електроліти, скласти скорочене йонне рівняння гідролізу
- 4) Записати повне йонне рівняння гідролізу
- 5) Записати повне йонне рівняння гідролізу





$\text{Fe}(\text{OH})_3$ слабкий електроліт (іон піддається гідролізу)

HCl – сильний електроліт

$\text{Fe}^{3+} + \text{HO}-\text{H}^+ \rightarrow \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$ ($\text{pH} < 7$ кислотне середовище)

$\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$ (гідроліз по катіону)



NaOH – сильний електроліт

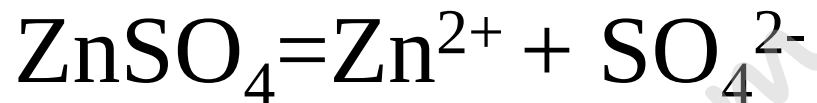
H_2CO_3 – слабкий електроліт (піддається гідролізу)

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}-\text{OH}^- \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ ($\text{pH} > 7$, лужне середовище)

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ (по аніону)

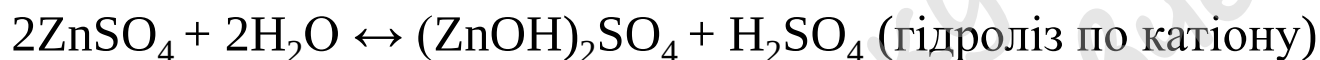


NaOH – сильний електроліт; HCl – сильний електроліт (гідролізу не піддається)



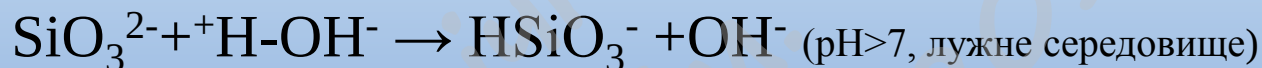
Zn(OH)_2 слабкий електроліт (іон піддається гідролізу)

H_2SO_4 – сильний

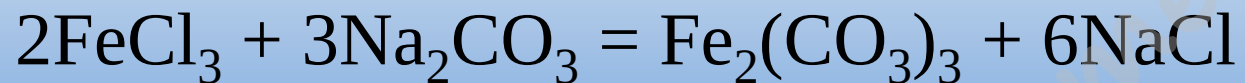


NaOH – сильний електроліт

H_2SiO_3 – слабкий електроліт (піддається гідролізу)



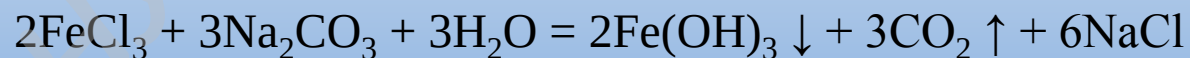
Взаємодія хлориду заліза з карбонатом натрію



Продукту реакції $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ НЕ існує !



Підбір коефіцієнтів



Значення гідролізу

- З давнини - зола - миючий засіб
(до складу входить поташ - карбонат калію K_2CO_3)
- Мило- натрієві і калієві солі вищих карбонових кислот
(стеарат натрію $C_{17}H_{35}COONa$)
- Пральні порошки - додають фосфати і карбонати для посилення лужного середовища
- Кислотні ґрунти вапнують ($Ca(OH)_2$ або $CaCO_3$), а в лужні додають добриво - сульфат амонію $(NH_4)_2SO_4$
- У слині містяться гідрофосфат-іони
- У складі крові містяться солі - гідрокарбонат і гідрофосфат натрію