

Тема:
ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА
ДИСОЦІАЦІЯ.
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

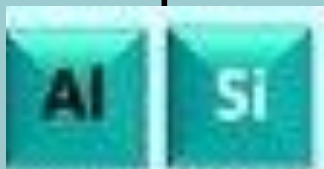
Складено викладачем: Сендецькой С.В.

Медишна таблиця Менделєєва.

H																	He				
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt													
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					



Літери білого кольору – необхідні для обміну речовин.



Симолы у бірюзовому входять до складу ліків (Ті та Та використовують у протезуванні).



Символи в помаранчевому використовують в діагностиці



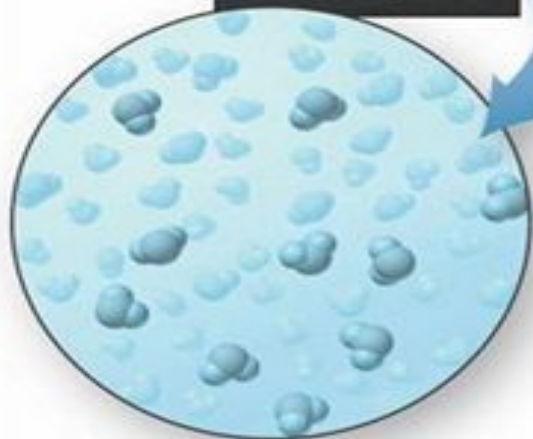
Символи у зеленому застосовують у вигляді радіонуклідів.



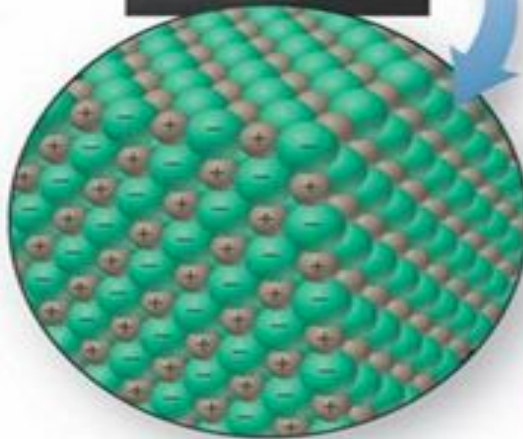
Символи у сірих або вже не застосовують, або ще не знайшли своє застосування.

І. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

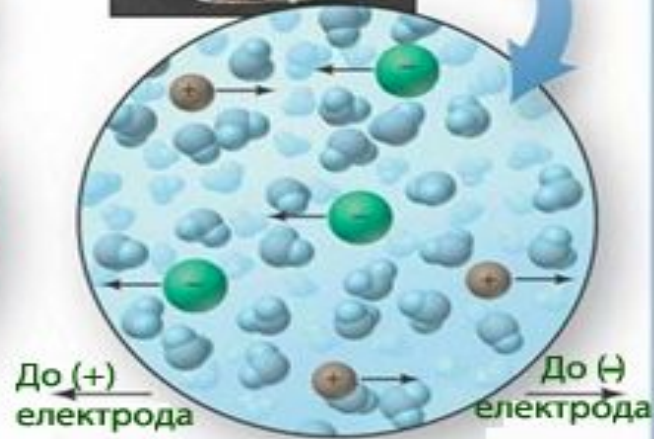
***ЕЛЕКТРОЛІТИ** - це речовини розчини або розплави яких проводять електричний струм*



Дистильована
вода



Кристалічний
NaCl



Водний розчин, що
містить йони Na^+ і Cl^-

ЕЛЕКТРОЛІТИ

**неорганічні кислоти,
основи, солі**

НЕЕЛЕКТРОЛІТИ

**дистильована вода,
більшість органічних
речовин.**

Всі фізіологічні рідини (плазма крові, шлунковий сік, спинномозкова рідина ...) є розчинами електролітів.



Поділ речовин на електроліти та неелектроліти вперше запропонував англійський учений Майкл Фарадей.

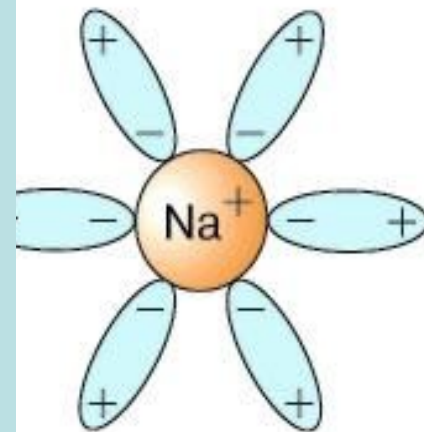
розпад електролітів на йони під час розчинення їх у воді, називають електролітичною дисоціацією.

теорію електролітичної дисоціації

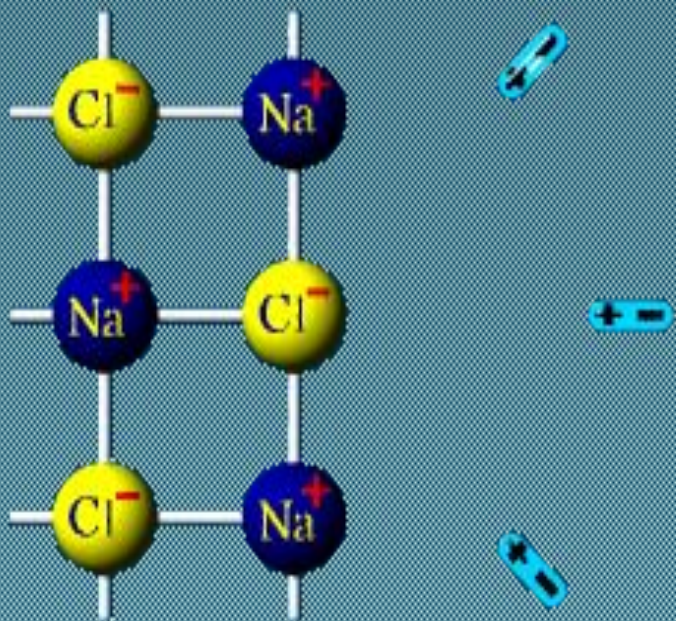
сформулював швед **Сванте Арреніус** (1887 р.).

II. ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ ТЕОРІЇ АРРЕНІУСА

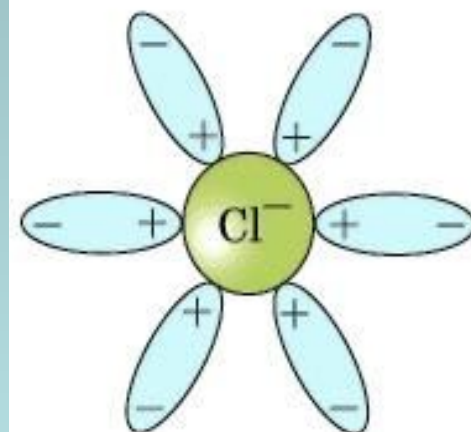
1. Розчинення електроліту супроводжується його розкладанням на заряджені частинки — аніони і катіони.
2. Дисоціація процес зворотній.
3. У водних розчинах іони утворюють нестійкі сполуки, які називаються гідратами.



Гідратовані йони



*Диполь
води*



• III. СКЛАДАННЯ ЙОННО-МОЛЕКУЛЯРНИХ РІВНЯНЬ.

З точки зору електролітичної дисоціації:

Кислоти – речовини, які дисоціюють з утворенням катіонів водню та аніонів кислотного залишку



Солі – сильні електроліти, які дисоціюють з утворенням катіонів Me та аніонів кислотного залишку.

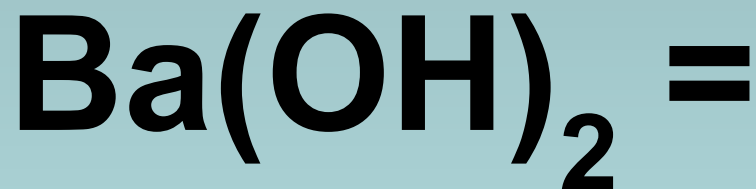
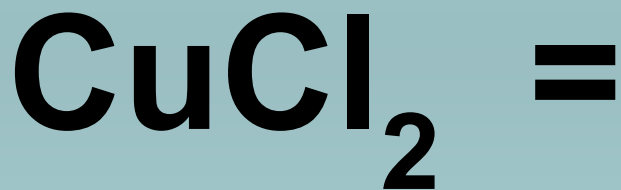


Основи – це електроліти, які дисоціюють з утворенням гідроксид-іонів і катіонів металу.

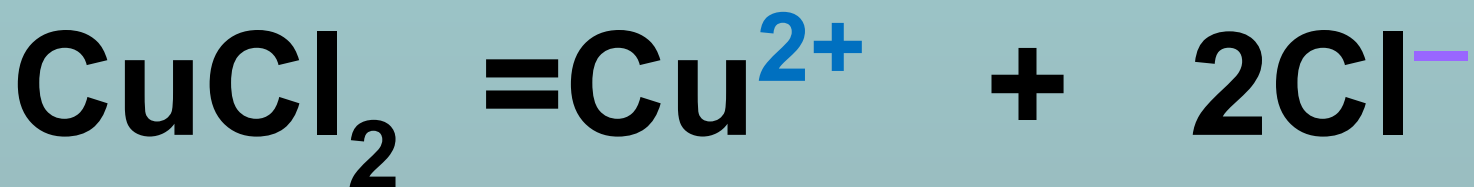
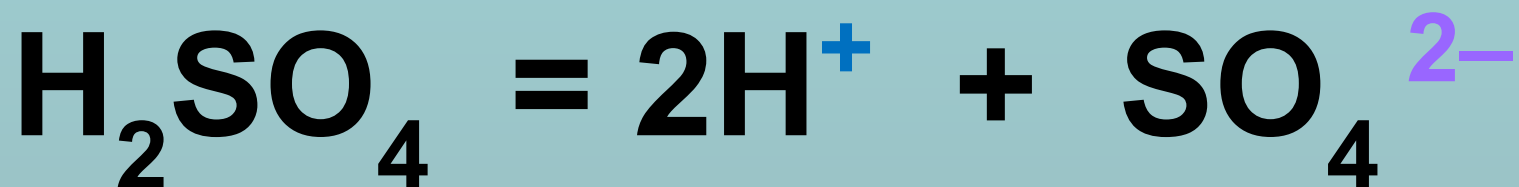


Загальна сума зарядів позитивно заряджених іонів, що утворюються в результаті дисоціації, завжди дорівнюють загальній сумі зарядів

Завдання: на які йони будуть
диссоціювати



ВІДПОВІДЬ

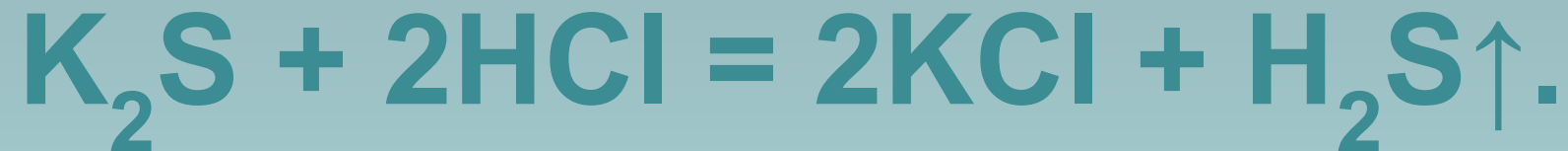
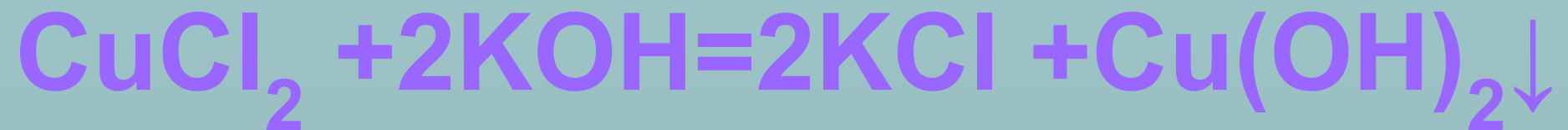


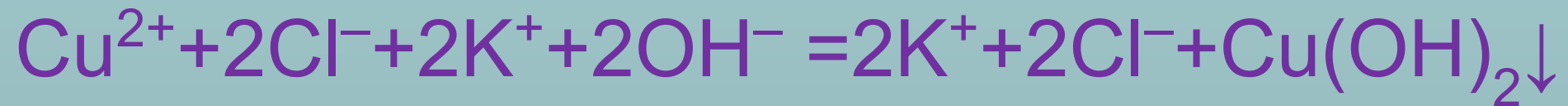
Реакції у водних розчинах з участю електролітів є реакціями між йонами. Вони називаються **йонними реакціями**, а рівняння цих реакцій – **йонними рівняннями**.

Правила складання рівнянь:

- а) малорозчинні і газуваті речовини записують у вигляді молекул;***
- б) сильні електроліти записують у вигляді йонів, на які вони дисоціюють.***

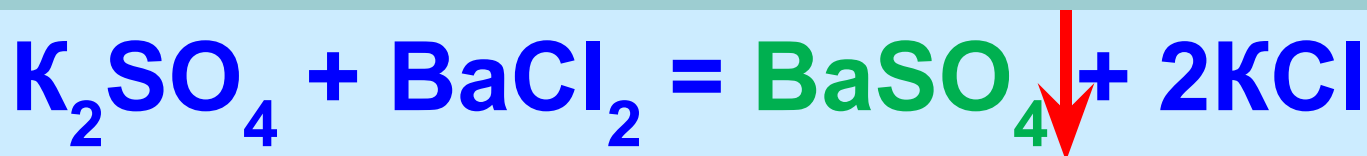
завдання: розкласти рівняння
на йони



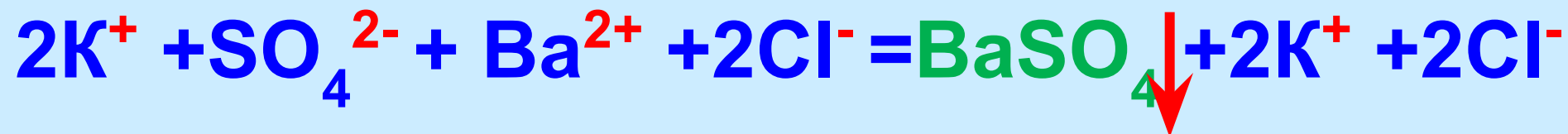


IV. Умови перебігу реакцій обміну до кінця (правило Бертолле)

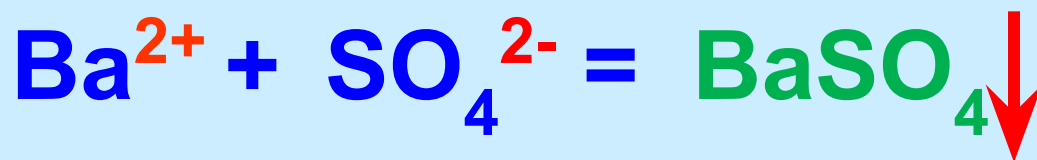
1. Коли утворюються нерозчинні або малорозчинні сполуки-осад.
2. речовини, які практично не дисоціюють і залишають сферу реакції - леткі речовини (газ).
3. Слабкі електроліти – H_2O , CH_3COOH .



Молекулярне

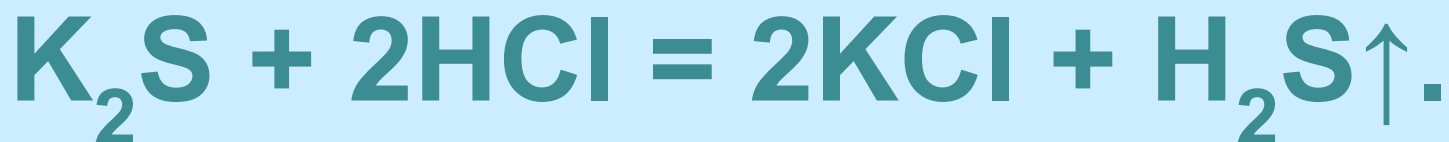
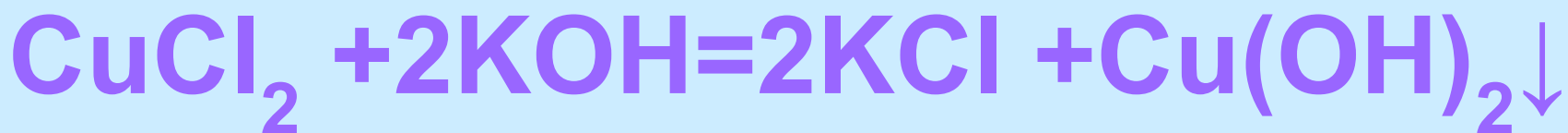


Повне йонне

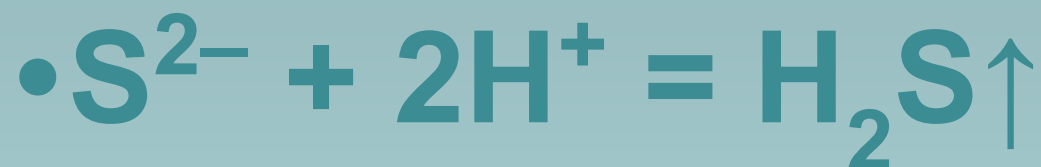
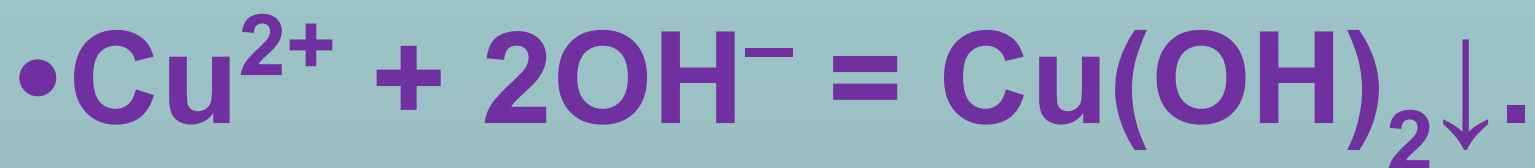


Скорочене йонне

Завдання: Скласти скорочені йонні рівняння



ВІДПОВІДЬ



V. ХАРАКТЕРИСТИКА КИСЛОТНОСТІ СЕРЕДОВИЩА



Водневим показником – рН називають від'ємний десятковий логарифм молярної концентрації йонів гідрогену.

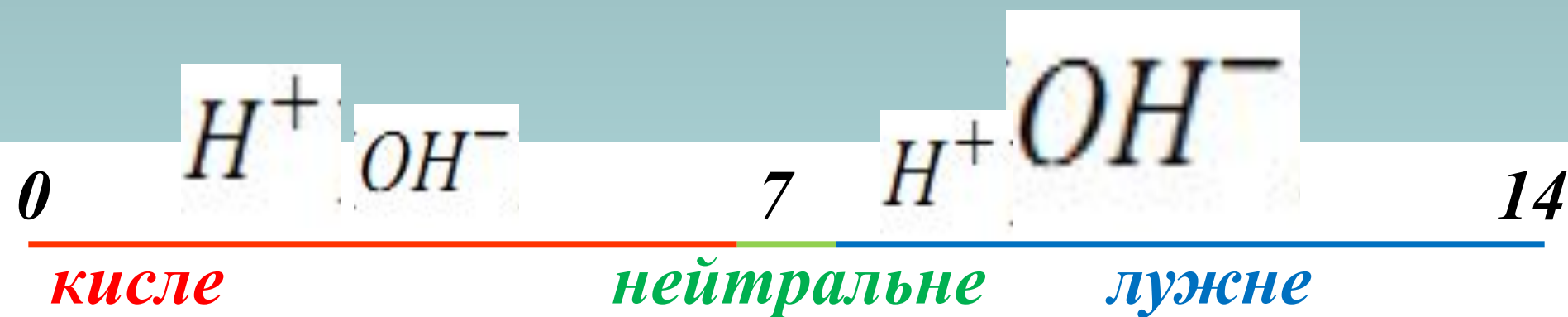
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7},$$

*Співвідношення між реакцією середовища,
концентраціями йонів і значенням водневого
показника мають вигляд:*

Шкала рН



ВИМІРЮВАННЯ pH

За допомогою pH-метра можна точно виміряти концентрацію йонів гідроксонію.



Патологічні стани при порушенні рН крові.

Алкало́з — порушення кислотно-лужної рівноваги організма, яке характеризується абсолютним чи відносним надлишком основ.

Ацидоз — зміщення кислотно-лужного балансу організма в сторону збільшення кислотності (зменшенню рН).

Уровни рН крови



VI. БУФЕРНІ РОЗЧИНИ

Буферні розчини, здатні зв'язувати надлишкові іони водню або гідроксид-іони і підтримувати значення рН розчину практично незмінним.

Буферні розчини складаються із слабких кислот та їх солей, утворених сильними основами, або слабких основ та їх солей, утворених сильними кислотами.

Наприклад:

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ – ацетатний буфер;

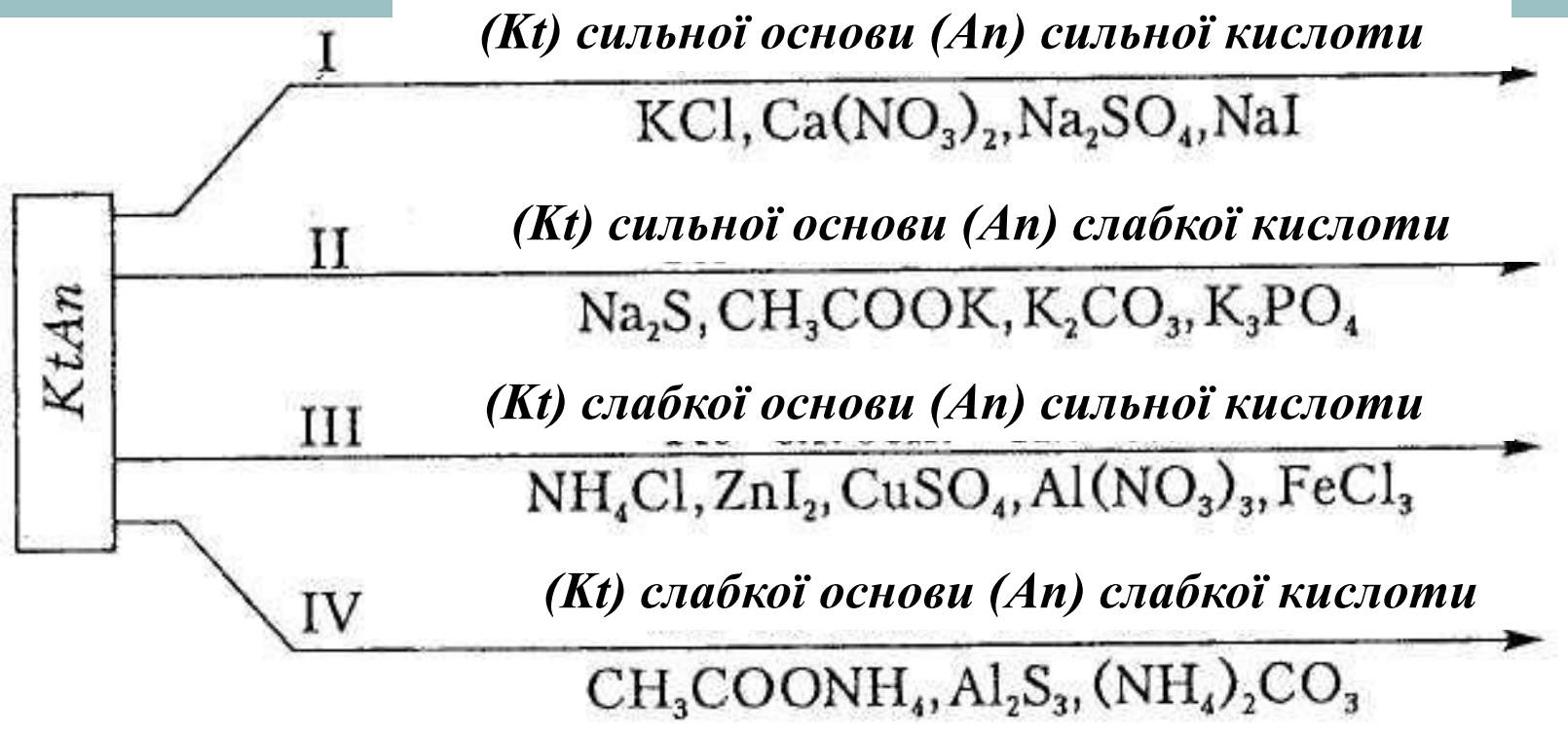
$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ – бікарбонатний буфер;

$\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ – аміачний буфер.

VII. ГІДРОЛІЗ

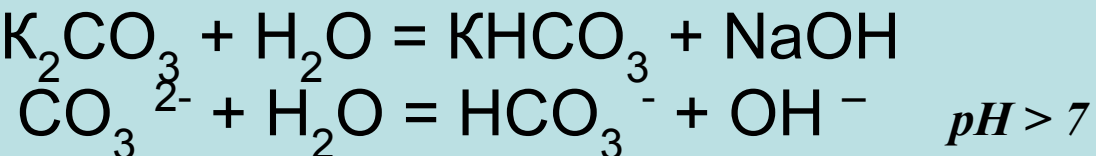
Гідроліз — це обмінна реакція йонів солі з водою, що призводить до утворення слабкого електроліту і зміни рН середовища.

Усі солі залежно від природи катіона (Kt) та аніона (An) поділяють на 4 групи



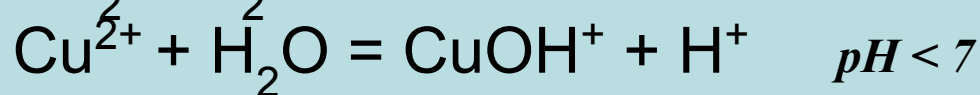
Види гідролізу

1. Гідроліз солі слабкої кислоти та сильної основи:



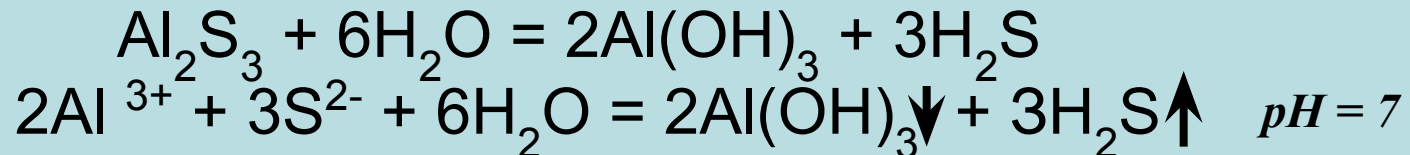
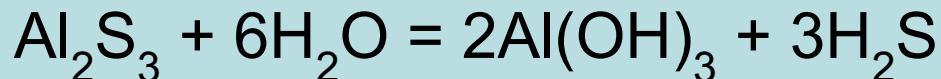
(розчин має лужну реакцію, реакція перебігає зворотно)

2. Гідроліз солі сильної кислоти та слабкої основи:



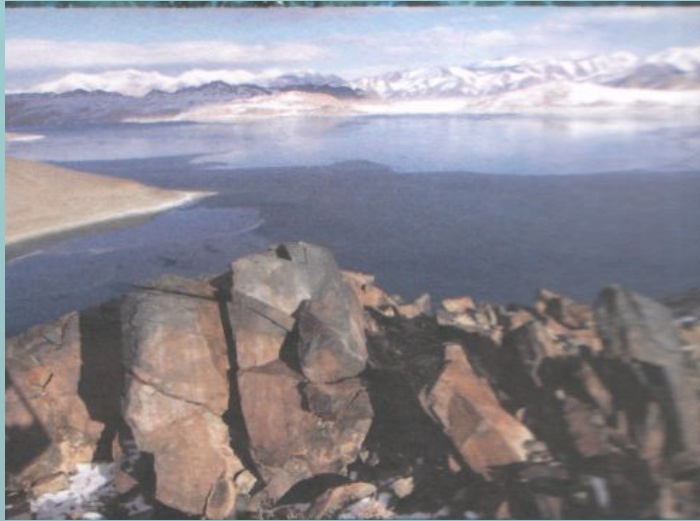
(розчин має кислу реакцію, реакція перебігає зворотно)

3. Гідроліз солі слабкої кислоти та слабкої основи:



(розчин буде мати нейтральну реакцію)

ДЛЯ ЧОГО ПОТРІБЕН ГІДРОЛІЗ



Гідроліз – це реакція між речовинами і водою. Таке визначення охоплює гідроліз як неорганічних, так і органічних речовин.

В результаті гідролізу алюмосилікатів відбувається руйнування гірських порід. Гідроліз солей застосовують для очистки води та зменшення її твердості.

Гірські породи руйнуються в результаті гідролізу.

У живих організмах відбувається гідроліз полісахаридів, білків, жирів, вуглеводів та інших органічних речовин.

У промисловості за допомогою гідролізу з нехарчової сировини (деревина, соняшникова шкарлупа, солома, кукурудзяні качани) виготовляють багато цінних продуктів: етиловий спирт, білкові дріжджі, глюкозу, скипидар, метиловий спирт ін.

• рН продуктів

рН4		рН7		рН10
СИЛЬНЫЙ ОКИСЛИТЕЛЬ	ЛЁГКИЙ ОКИСЛИТЕЛЬ	ЛЁГКО ЩЕЛОЧНОЙ	СИЛЬНО ЩЕЛОЧНОЙ	
				
БЕЛЫЙ ХЛЕБ	МЯСО РЫБА	ФРУКТЫ	СПАРЖА	
				
АЛКОГОЛЬ	ОВОЩИ	ЗЕЛЕНЬ	КАЕНСКИЙ ПЕРЕЦ	
				
КОЛА ГАЗИРОВКИ	ОРЕХИ	АВОКАДО	АРБУЗ	
				
САХАР	ДЕСЕРТЫ	МИНДАЛЬ	МОРСКАЯ КАПУСТА	

Вода та напої

Баланс	Вода (напій)	Вплив на здоров'я
Лужний pH 10.0 9.0 8.0 Нейтральний pH 7.0 Кислотний pH 6.0 5.0 4.0 3.0	Структурована вода (pH 8.8-9.5) Негазовані бутильовані води, на основі вимірів 9-ти популярних марок (pH 6.9-8.1) Водопровідна вода (pH 7.0) Газовані бутильовані води, на основі вимірів 7-ми популярних марок (pH 4.8-5.3) Пиво, вино (pH 3.0-4.5) Солодкі газовані напої, на основі вимірів 5-ти популярних марок (pH 2.5-2.7)	Найкращий Хороший Нейтральний Гірший Поганий Найгірший

pH у гастроентерології

Норма pH шлунка 1-2

Види гастритів:

- гіперацидний - < 1
- гіпоацидний - > 2



Лабораторне дослідження сечі, визначення рН сечі



pH і косметологія



Роль рН в хімії та біології

- Кислотність середовища має важливе значення для багатьох хімічних процесів і можливість протікання чи результат тієї чи іншої реакції часто залежить від рН середовища. Для підтримання певного значення рН в реакційній системі при проведенні лабораторних досліджень чи на виробництві використовують буферні розчини, які дозволяють зберігати практично постійне значення рН при разбавленні чи при додаванні у розчин невеликої кількості кислоти чи лугу.

Кисотно-щелочной баланс

КИСЛОТНАЯ ШКАЛА PH ЩЕЛОЧНАЯ

НЕЙТРАЛЬНАЯ

7 PH



БОЛЕЗНЬ

7 PH

НОРМАЛЬНАЯ

7,36

ЗДОРОВЬЕ

H^{+}

Кислотная среда
(мертвая вода)

OH^{-}

Щелочная среда
(живая вода)



СІЛЬ

ФОРМУЛА	НАЗВА	ФОРМУЛА	НАЗВА	ФОРМУЛА	НАЗВА
H_2SO_4	СУЛЬФАТНА	$-SO_4^{2-}$	СУЛЬФАТ	K_2SO_4	КАЛІЮ СУЛЬФАТ
H_2SO_3	СУЛЬФІТНА	$-SO_3^{2-}$	СУЛЬФІТ	Na_2SO_3	НАТРІЮ СУЛЬФІТ
H_2S	СУЛЬФІДНА	$-S^{2-}$	СУЛЬФІД	Cu_2S	КУПРУМУ СУЛЬФІД
H_2SiO_3	СИЛІКАТНА	$-SiO_3^{2-}$	СИЛІКАТ	K_2SiO_3	КАЛІЮ СИЛІКАТ
HNO_2	НІТРИТНА	$-NO_2^-$	НІТРИТ	$NaNO_2$	НАТРІЮ НІТРИТ
HNO_3	НІТРАТНА	$-NO_3^-$	НІТРАТ	KNO_3	КАЛІЮ НІТРАТ
HCl	ХЛОРИДНА	$-Cl^-$	ХЛОРИД	$NaCl$	НАТРІЮ ХЛОРИД
H_3PO_4	ОРТО-ФОСФОРНА	$-PO_4^{3-}$	ФОСФАТ	$AlPO_4$	АЛЮМІНІЮ ФОСФАТ
H_2CO_3	КАРБОНАТНА	$-CO_3^{2-}$	КАРБОНАТ	K_2CO_3	КАЛІЮ КАРБОНАТ

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

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	—	—	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H
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** – розчиняється (понад 10 г/л H₂O);
- M** – мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H₂O);
- H** – практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H₂O);
- – сполука розкладається водою або не існує.