

Тема:
**ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ.
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ**

**1. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
(теорія Арреніуса)**

2. Умови перебігу реакції обміну до кінця (правило Бертолле)

3. Складання йонно-молекулярних рівнянь.

4. Характеристика кислотності середовища.

5. Сила кислот і основ. Ступінь дисоціації. Константа дисоціації.

6. Закон розбавлення Оствальда.

7. Протонна теорія кислот і основ (теорія Бренстеда)

8. Характеристика кислотності середовища та кислотно-основних індикаторів.

**9. Йонний добуток води. Добуток розчинності. Добуток активності.
Буферні розчини.**

10. Гідроліз солей.

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Хімічні сполуки, за їх здатністю проводити електричний струм поділяють, на електроліти, які проводять струм та неелектроліти, які його не проводять. До електролітів належать неорганічні кислоти, основи, солі та деякі органічні сполуки — карбонові кислоти, фенол, аміни тощо.

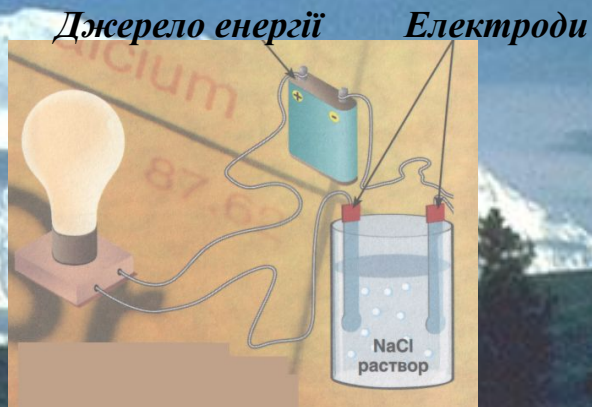
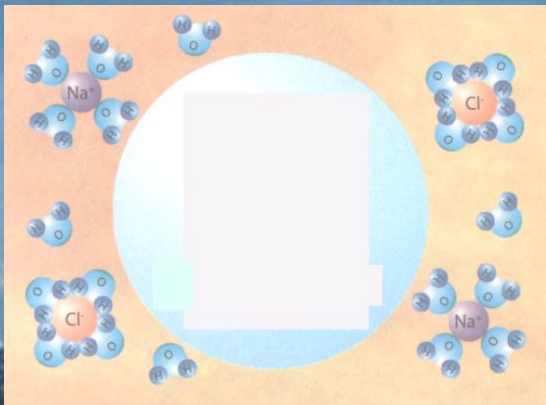
Електроліти відіграють важливу роль як у виробничих процесах (добування металів методом електролізу, захист їх від корозії), так і в процесах життєдіяльності, оскільки всі фізіологічні рідини (плазма крові, шлунковий сік, спинномозкова рідина тощо) є розчинами електролітів.

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

Процес дисоціації є рівноважним, його характеризують ступенем (α) і константою дисоціації (K_d).

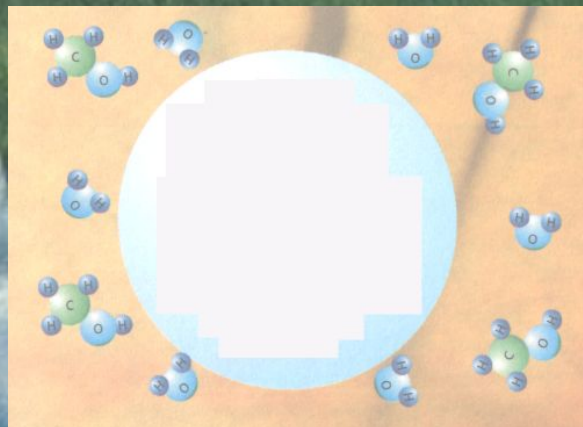
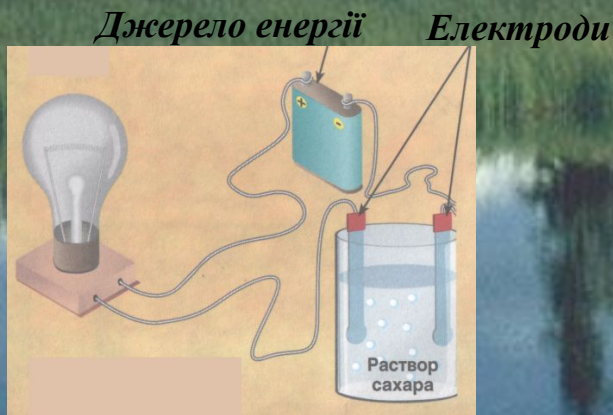
ЕЛЕКТРОЛІТИ

Розчини або розплави проводять електролітичний струм, наприклад розчин хлориду натрію розчин хлоридної кислоти, розчин гідроксиду калію.



НЕЕЛЕКТРОЛІТИ

Розчини або розплави не проводять електричний струм, наприклад розчин цукру, розчин спирту, дистильована вода



ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ ТЕОРІЇ АРРЕНІУСА

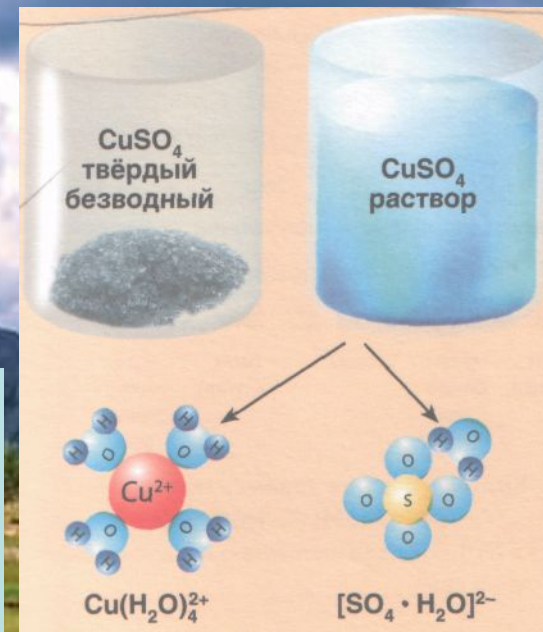
1. «Електролітична дисоціація» - розпад електроліту на Йони при розчиненні у воді або розплаві.

Цей процес зворотній.

В результаті дисоціації утворюються позитивно заряджені Йони – катіони і негативно заряджені Йони – аніони.

2. В розчині і розплаві електроліту йону рухаються хаотично. При пропусканні електричного струму через розчин електроліту катіони направляються до катоду, аніони – до аноду.

Електричний ланцюг замикається при наявності йонів у розчині, тому лампа засвічується в розчині електроду.



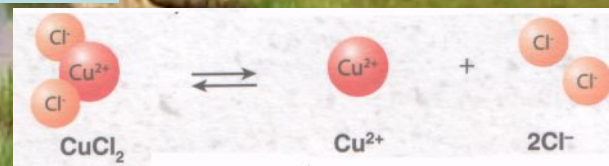
Гідратовані йони



(соляна кислота)

(катіон водню)

(аніон хлору)



(хлорид міді (II))

(катіон міді)

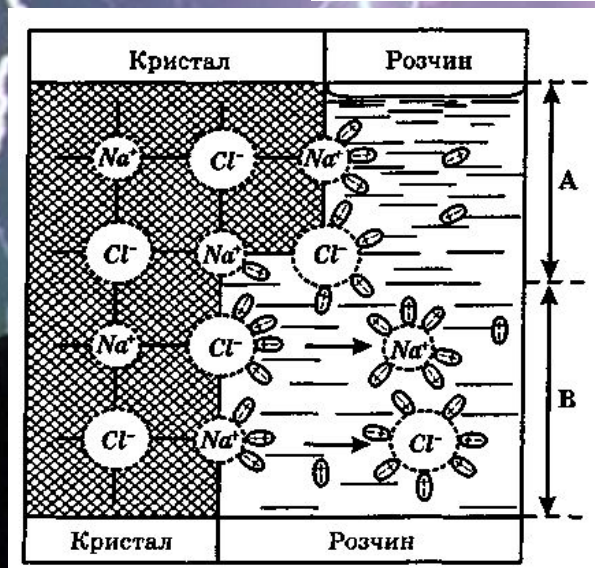
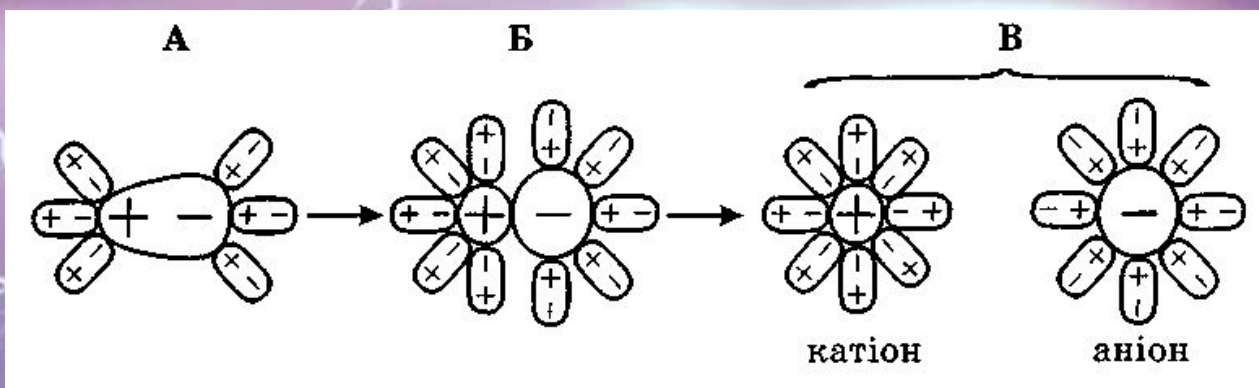
(аніон хлору)

3. Катіони і аніони відрізняються від атомів за будовою і властивостями.

Атом Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ інньому рівні 1 електрон) дуже активний метал. Його зберігають під шаром гасу, щоб не допустити контакту з киснем повітря.

Іон Na^+ ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$ рівні немає електрона) – частинка безпечна. Наприклад NaCl (кухонна сіль) використовується в їжі.

Вплив розчинника на процес електролітичної дисоціації можна розглянути на прикладі розчинів хлористого водню. HCl добре розчиняється у воді, полярні молекули якої сприяють процесу дисоціації за наступними стадіями: молекулярна гідратація (А) \rightarrow внутрішньомолекулярна йонізація (Б) \rightarrow електролітична дисоціація (В).



*Схема процесу розчинення кристалу хлориду натрію у воді:
 А - гідратація іонів на поверхні кристалу;
 В - вільні гідратовані йони натрію і Хлору, що перейшли у рідку фазу*

Запис рівнянь електролітичної дисоціації неорганічних речовин – кислот, основ та солей

Клас речовин	Рівняння дисоціації	Функціональна ознака
Кислоти	$\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{I}^-$ $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^- \text{ I стадія}$ $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-} \text{ II стадія}$	Утворюють при дисоціації катіони H^+ (точніше йони H_3O^+) та An^-
Основи	$\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ca(OH)}^+ + \text{OH}^- \text{ I стадія}$ $\text{Ca(OH)}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^- \text{ II стадія}$	Утворюють при дисоціації аніони OH^- та K^+
Амфоліти (амфотерні електроліти)	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}_2 =$ $= \text{H}_2\text{ZnO}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$	Утворюють йони H^+ і OH^- та інші
Солі	$\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{NaHCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- \text{ I стадія}$ $\text{MgOHCl} \rightleftharpoons \text{MgOHCl}^+ + \text{Cl}^- \text{ I стадія}$	Утворюють катіони металу та аніони кислотного залишку

Умови перебігу реакцій обміну до кінця (правило Бертолле)

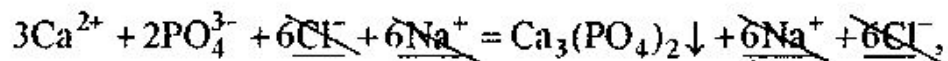
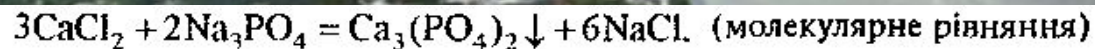
Умова	Приклад реакції
1. Випадає осад	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaNO}_3$ $\text{Ba}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
2. Виділяється газ	$\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ $\text{FeS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
3. Утворюються мало-дисоційовані сполуки	$\text{CH}_3\text{COOK} + \text{HNO}_3 = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KNO}_3$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH}$

СКЛАДАННЯ ЙОННО-МОЛЕКУЛЯРНИХ РІВНЯНЬ

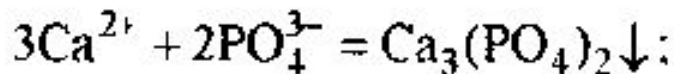
При складанні йонно-молекулярних рівнянь дотримуються таких правил:

- малорозчинні, малодисоційовані і газуваті речовини записують у вигляді молекул;
- сильні електроліти записують у вигляді йонів, на які вони дисоціюють.

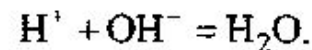
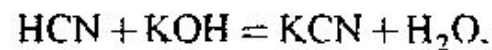
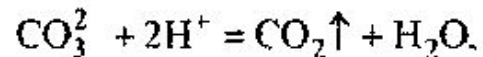
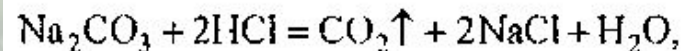
Наведемо приклади запису хімічних рівнянь реакцій обміну та комплексоутворення в молекулярній та йонно-молекулярній формі:



(йонно-молекулярне рівняння)

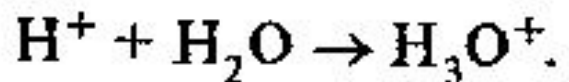


(скорочене йонно-молекулярне рівняння)



ХАРАКТЕРИСТИКА КИСЛОТНОСТІ СЕРЕДОВИЩА ТА КИСЛОТНО-ОСНОВНІ ІНДИКАТОРИ

Кислотність середовища визначається вмістом у розчині йонів Гідрогену H^+ , точніше йонів гідроксонію H_3O^+ , які необоротно утворюються за схемою:



Якісною характеристикою кислотності розчинів є поділ їх на кислотні, нейтральні та лужні. Для кількісної характеристики використовують значення pH , що є від'ємним десятковим логарифмом молярної концентрації йонів Гідрогену. Його називають водневим показником:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+].$$

умовою нейтральності середовища є рівність концентрацій H^+ або H_3O^+ та гідроксид-іонів OH^-

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}, \text{ або } [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

По аналогії з водневим показником pH від'ємний логарифм концентрації гідроксид-іонів називають гідроксильним показником pOH , але використовують його дуже рідко.

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

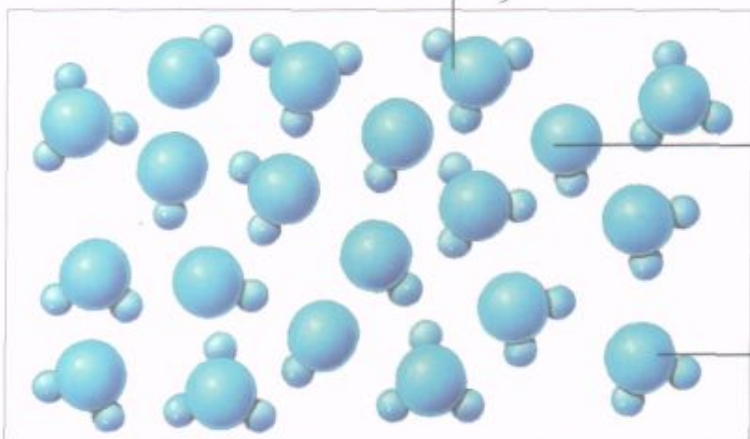
нейтральне середовище $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ г-іон/дм³, рН = 7
кисле середовище $[H^+] > [OH^-] > 10^{-7}$ г-іон/дм³, рН < 7
лужне середовище $[H^+] < [OH^-] < 10^{-7}$ г-іон/дм³, рН > 7.

Шкала рН



Визначення рН розчинів має велике практичне значення і на сьогоднішній день є одним з методів експрес контролю середовища у багатьох технологічних процесах тощо.

Ион гидроксония,
 H_3O^+



Гидрок-
сильный
ион, OH^-

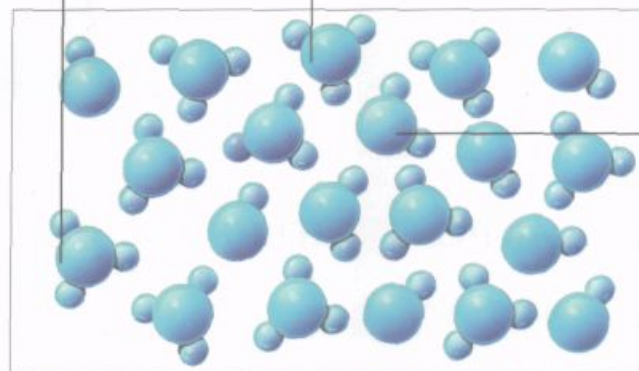
Молекула
воды

ЧИСТАЯ ВОДА (НЕЙТРАЛЬНАЯ)

Часть молекул воды распадается (диссоциирует) на гидроксильные ионы (OH^-) и ионы водорода (H^+); последние, взаимодействуя с недиссоциированными молекулами воды, образуют ион H_3O^+ . В 1 л чистой воды при 20°C содержится по 10^{-7} моля (с. 10-11) каждого иона. Поэтому рН чистой воды (показатель степени, взятый со знаком «плюс») равен 7.

Ион гидроксония

Ионов гидроксония больше,
чем в чистой воде



Молекула
воды

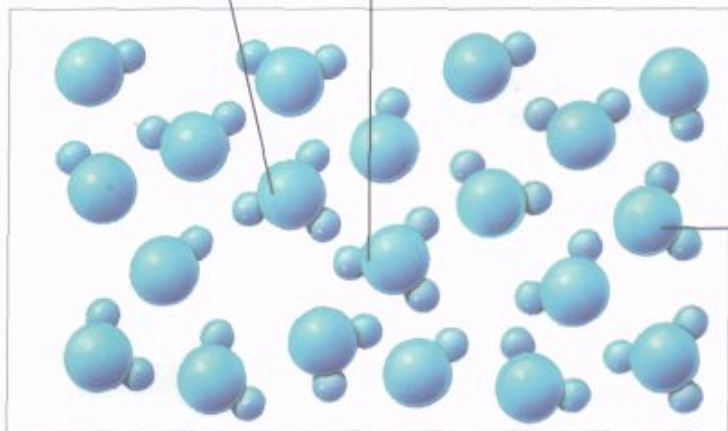
КИСЛЫЙ РАСТВОР

Добавим в воду кислоту.

Протоны будут связываться с водой, концентрация ионов гидроксония увеличится, и рН раствора понизится. Здесь вода выступает в роли основания.

Ион
гидроксония

Ионов гидроксония меньше,
чем в чистой воде



Молекула
воды

ЩЕЛОЧНОЙ РАСТВОР

Добавим в воду щелочь. Гидроксильные ионы будут связывать ионы гидроксония, образуя воду. Чем ниже концентрация гидроксония, тем выше рН. Для сильнощелочного раствора рН максимален и равен 14.

ВИМІРЮВАННЯ рН

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



ОБЧИСЛЕННЯ рН РОЗЧИНІВ СИЛЬНИХ І СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Умова задачі	Розрахунок $[H^+]$	Розрахунок рН	Характеристика середовища
$C_w(H_2SO_4) = 0,02 \text{ моль/дм}^3$ $\alpha = 95 \%$ <p style="text-align: center;">рН = ?</p>	$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$ * (сильний електроліт) $[H^+] = C_w \cdot \alpha \cdot n$ $[H^+] = 0,02 \cdot 0,95 \cdot 2 = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/дм}^3)$ * Сумарне рівняння дисоціації	$pH = -\lg[H^+]$ $pH = -\lg 3,8 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 3,8 = 2 - 0,58 = 1,42$	рН = 1,42 кислотне
$C_w(KOH) = 0,005 \text{ моль/дм}^3$ $\alpha = 100 \%$ <p style="text-align: center;">рН = ?</p>	$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$ (сильний електроліт) $[OH^-] = C_w \cdot \alpha \cdot n = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ (моль/дм}^3)$ $[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ (моль/дм}^3)$	$pH = -\lg 2 \cdot 10^{-12} = 12 - \lg 2 = 12 - 0,3 = 11,7$	рН = 11,7 лужне
$\omega(HCl) = 0,5 \%$ $\rho = 1,023 \text{ г/дм}^3$ $\alpha = 1$ <p style="text-align: center;">[H⁺] = ? рН = ?</p>	$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$ (сильний електроліт) $C_w = \frac{10 \cdot \omega \cdot \rho}{M(HCl)} = \frac{10 \cdot 0,5 \cdot 1,023}{36,5} = 0,14 \text{ (моль/дм}^3)$ $[H^+] = C_w$ оскільки $\alpha = n = 1$	$pH = -\lg 0,14 = -\lg 1,4 \cdot 10^{-1} = 1 - \lg 1,4 = 1 - 0,15 = 0,85$	рН = 0,85 сильно кислотне
$C_w(HNO_2) = 0,6 \text{ моль/дм}^3$ $K_B = 4 \cdot 10^{-4}$ <p style="text-align: center;">рН = ?</p>	$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$ (слабкий електроліт) $[H^+] = \sqrt{K_B \cdot C_w} = \sqrt{4 \cdot 10^{-4} \cdot 0,6} = \sqrt{2,4 \cdot 10^{-4}} = 1,55 \cdot 10^{-2} \text{ (моль/дм}^3)$	$pH = -\lg 1,55 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 1,55 = 2 - 0,19 = 1,81$	рН = 1,81 кислотне

ХАРАКТЕРИСТИКА ДЕЯКИХ КИСЛОТНО-ОСНОВНИХ ІНДИКАТОРІВ

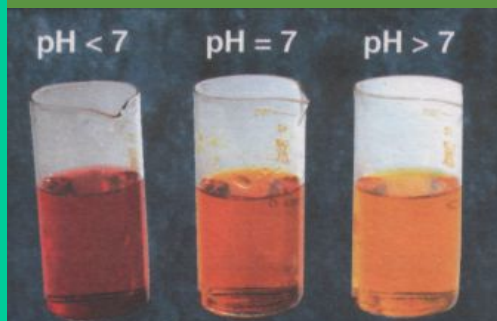
Індикаторами називають органічні речовини, які змінюють своє забарвлення, залежно від концентрації гідроген-іонів, тобто рН середовища.

Основною характеристикою індикаторів є інтервал переходу, тобто інтервал рН, в якому індикатор змінює своє забарвлення.

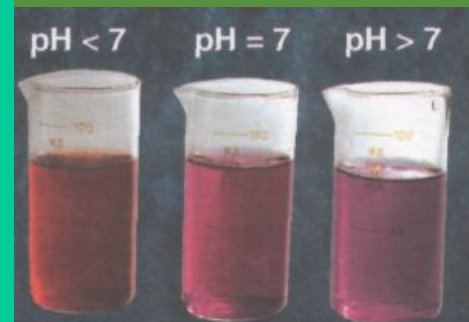
Характеристика деяких індикаторів

Назва індикатора	Кисле середовище	Лужне середовище	Інтервал переходу, рН
Метилловий оранжевий	Рожевий	Жовтий	3,1 — 4,5
Лакмус	Червоний	Синій	5,0 — 8,0
Фенолфталеїн	Безбарвний	Малиновий	8,0 — 9,8
Метилрот	Червоний	Жовтий	4,2 — 9,8
Тимолфталеїн	Безбарвний	Синій	9,5 — 10,5

Індикатор метилоранж в кислому середовищі червоний, в нейтральній - оранжевий в лужній — жовтий.

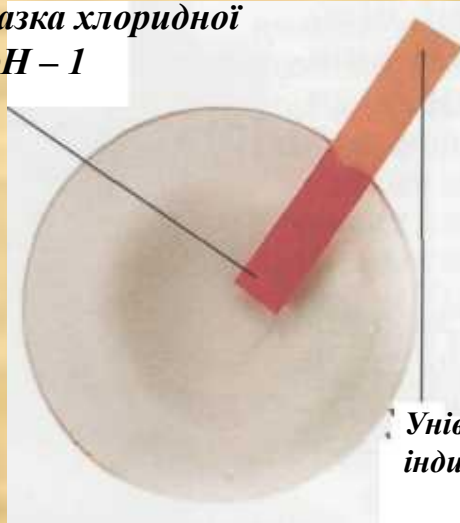


Індикатор лакмус в кислому середовищі — червоний, в нейтральній — фіолетовий, в лужній — синьо-фіолетовий



УНІВЕРСАЛЬНИЙ ІНДИКАТОРНИЙ ПАПІР

У цього зразка хлоридної
кислоти рН – 1



У цього аміачного миючого
засобу рН – 10



Універсальний
індикаторний папір

ХЛОРИДНА КИСЛОТА

МИЮЧИЙ ЗАСІБ

Дистильована вода
нейтральна, її рН = 7



Розчин рідкого мила
слабо лужний, рН – ок. 8



Годинникова скло

ДИСТИЛЬОВАНА ВОДА

РІДКЕ МИЛО

СИЛА КИСЛОТ І ОСНОВ

Силу кислот і основ (згідно теорії Арреніуса) визначають за значеннями їхніх констант дисоціації, які наводяться в таблицях або за величиною ступеня дисоціації електроліту.

Сила кислот або основ	Константа дисоціації	Ступінь дисоціації	Наприклад
Сильні	$> 1,0$	1 – 0,3	HNO ₃ KOH
Середньої сили	$1,0 - 10^{-4}$	0,3 – 0,03	H ₃ PO ₄ H ₂ SO ₃
Слабкі	$1,0^{-4} - 10^{-10}$	0,03 – 0,001	HOCl NH ₄ OH
Дуже слабкі	$< 10^{-10}$	$< 0,001$	H ₃ BO ₃ HAlO ₂

До сильних електролітів відносяться розчини солей, кислот, лугів (KNO₃, Ca(ClO₄)₂, HNO₃, HI, H₂SO₄, KOH, NaOH тощо). Представниками електролітів середньої сили є фосфорні кислоти (HPO₃, H₃PO₄, H₄P₂O₇), а до слабких електролітів відносяться NH₄OH, ряд кислот H₂S, H₂CO₃, H₂SO₃, CH₃COOH, HCN тощо.

Як кожна оборотна реакція, процес дисоціації характеризується станом рівноваги. Рівновага, в свою чергу, характеризується ступенем дисоціації, який позначається літерою α і дорівнює відношенню числа молекул електроліту, що розпались у розчині на іони C_1 , до загального числа молекул у розчині (C):

$$\alpha = \frac{C_1}{C}.$$

Ступінь дисоціації виражається дробовим числом від 0 до 1 або в процентах (0÷100%), якщо даний вираз помножити на 100. Величина ступеня дисоціації залежить від природи розчиненої речовини, розчинника, в якому розчинено електроліт, від температури та концентрації розчину.

До розчинів слабких електролітів, як до рівноважних гомогенних систем, може бути застосовано закон діючих мас, на підставі якого виведено константу рівноваги. В загальному вигляді процес дисоціації слабого електроліту можна записати:



Позначимо концентрацію іонів $[K^+]$ і $[A^-]$, а концентрацію недисоційованих молекул $[KA]$.

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$$

Якщо загальна концентрація розчину електроліту дорівнює C моль/дм³, а ступінь його дисоціації α , то можна визначити концентрації іонів у розчині і концентрацію недисоційованих молекул:

$$[K^+] = [A^-] = C \cdot \alpha;$$

$$[KA] = C - C \cdot \alpha;$$

Підставляючи ці дані у вираз $K_{\text{дис.}}$, одержимо:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Для більшості слабких електролітів $\alpha < 1\%$ (0,01), тому $1 - \alpha \approx 1$, і тоді:

$$K_{\text{дис.}} \approx C\alpha^2, \text{ звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C}}$$

Це рівняння є математичним виразом закону розбавлення Оствальда, оскільки показує залежність ступеня дисоціації слабого електроліту від концентрації: "Із збільшенням концентрації розчину електроліту ступінь його дисоціації зменшується і, навпаки, розведення розчину призводить до підвищення ступеня дисоціації", оскільки розбавлення розчину не заважає дисоціації, а тільки утруднює зворотній процес – утворення молекул з йонів.

Таким чином, $K_{\text{дис.}}$ є кількісною мірою здатності речовин до дисоціації.

$K_{\text{дис.}}$ не залежить від концентрації розчину.

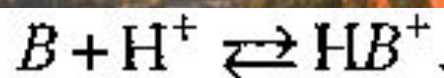
ПРОТОННА ТЕОРІЯ КИСЛОТ І ОСНОВ

Протонна теорія кислот і основ була запропонована в 1923 р. Й. Бренстедом (Данія) та Т. Лоурі (Англія). Вона пояснює кислотно-основні властивості речовин за відношенням їх до протона H^+ . Ця теорія дає можливість пояснити кислотні й основні властивості речовин у неводневих розчинниках (рідкий амоніак, ацетатна кислота тощо), значно розширює коло кислот і основ, порівняно з уявленням теорії електролітичної дисоціації С.Арреніуса (1887 р.).

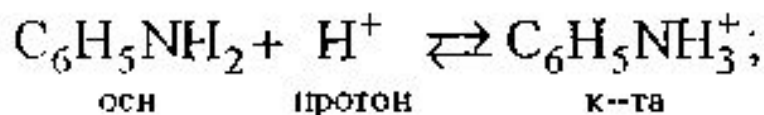
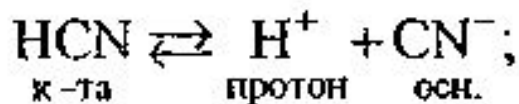
Згідно протонної теорії кислотою називають сполуку, яка віддає протони, тобто є донором протонів.



Основою називають сполуку, яка приєднує протони, тобто є акцептором протонів:

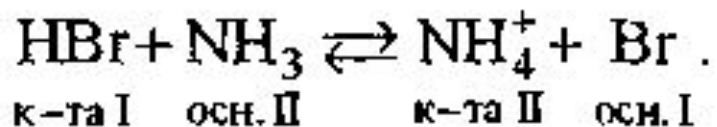


Це ілюструється наступними прикладами:



Кислоти й основи існують тільки як поєднані (спряжені) пари. Наприклад, ціанід-іон CN^- — це основа, поєднана з кислотою HCN , а молекулі води H_2O , як основі, відповідає поєднана кислота H_3O^+ (йон гідроксонію).

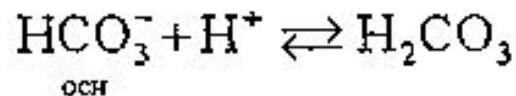
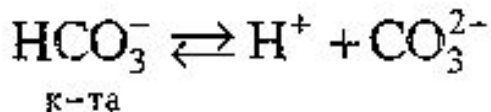
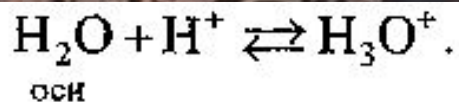
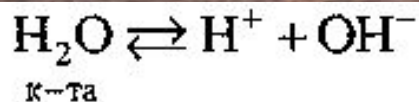
Продуктом кислотно-основної взаємодії є нова кислота й нова основа, а не сіль, як за теорією Арреніуса, наприклад:



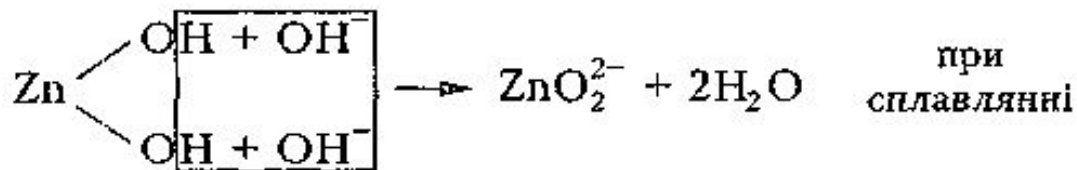
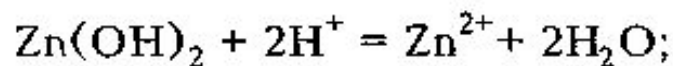
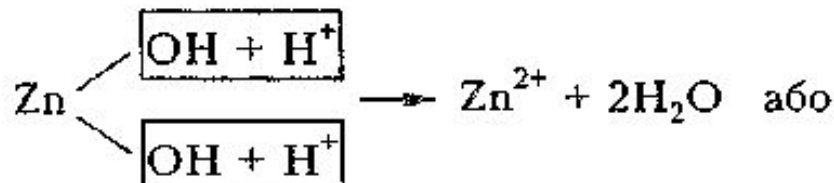
Кислоти й основи за цією теорією називають протитами, а реакції, що відбуваються з перенесенням протонів — протолітичними. Зокрема, в реакції нейтралізації відбувається перенесення протона від кислоти HA до основи B .



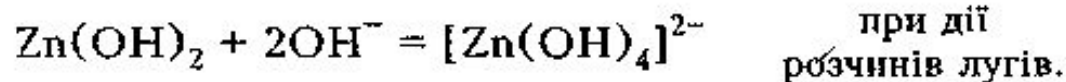
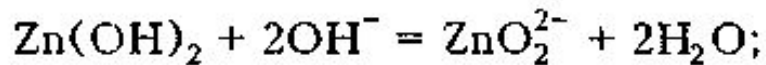
Речовини, що виявляють двоякі властивості, тобто є донорами і акцепторами протонів, називають амфолітами. Наприклад, молекули води H_2O , йони HCO_3^- , HS^- , HPO_4^{2-} тощо:



Амфоліти можуть реагувати як з кислотами, так і з основами. Наприклад, взаємодію цинк гідроксиду з кислотами і лугами виражають такими йонно-молекулярними рівняннями:



або



Протолітичні реакції належать до оборотних процесів, які кількісно характеризуються константами кислотності K_a або основності K_b .

Співставлення різних визначень кислот і основ

Клас речовин	Визначення кислот і основ	
	за Арреніусом	за Бренстедом-Лоурі
Кислоти HA_n	Віддають H^+ $HA_n \rightleftharpoons H^+ + A_n^-$	Віддають H^+ $C_6H_5OH \rightleftharpoons H^+ + C_6H_5O^-$
Основи $MeOH$	Віддають OH^- $MeOH \rightleftharpoons Me^+ + OH^-$	Приєднують H^+ $CH_3\ddot{N}H_2 + H^+ \rightleftharpoons CH_3\overset{+}{N}H_3$
Амфоліти	Дисоціюють як кислота і як основа $Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2OH^-$ $H_2ZnO_2 \rightleftharpoons 2H^+ + ZnO_2^{2-}$	Можуть і віддавати, і приєднувати протони H^+ $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ $H_2O + HF \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$

ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ (K_{H_2O}). ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ (ДР)

У воді добуток концентрацій гідроген- і гідроксильних іонів за даної температури є величиною сталою, його називають *йонним добутком води* і позначають K_{H_2O} або K_W

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Йонний добуток води можна також подати у вигляді суми водневого і гідроксильного показників: $pH + pOH = 14$.

Малорозчинні електроліти, які в таблиці розчинності кислот, основ та солей якісно оцінюють як малорозчинні (м) і нерозчинні (н), насправді характеризуються різною розчинністю у воді.

У насиченому розчині такого електроліту настає хімічна рівновага між твердою фазою (осадам) і насиченим розчином, яка підлягає закону дії мас, наприклад:



$$K_p = [Ag^+][Cl^-] = ДР_{AgCl} = K_s$$

Добуток молярних концентрацій іонів малорозчиненого електроліту в насиченому розчині за певної температури є величиною сталою, його називають *добутком розчинності* і позначають ДР або K_s . Значення ДР малорозчинних електролітів наводяться у таблицях

За величинами цих констант можна порівняти розчинність малорозчинних електролітів, які дисоціюють на однакове число іонів. Чим меншим є значення ДР, тим гірше розчиняється цей електроліт у воді. Наприклад, серед галогенідів найменш розчинним є йодид аргентуму

($ДР_{AgI} = 1,1 \cdot 10^{-16}$), серед карбонатів s-елементів II групи — стронцій

карбонат ($ДР_{SrCO_3} = 1,1 \cdot 10^{-10}$).

ПРАВИЛА ДОБУТКУ АКТИВНОСТІ

У насиченому розчині важкорозчинної сполуки добуток активностей йонів за сталих температури і тиску є величиною сталою.

Математичний запис цієї залежності матиме такий вигляд:

$$a_{\text{к}}a_{\text{а}} = \text{ДА}$$

Величина ДА називається добутком активності; вона не залежить від концентрації сторонніх йонів в розчині (на відміну від ДР)

Враховуючи, що $a = f \cdot c$, зв'язок між добутком активності і добутком розчинності описується залежністю:

$$\text{ДР} = \text{ДА}/f^2$$

ДОБУТОК АКТИВНОСТІ (ДА)

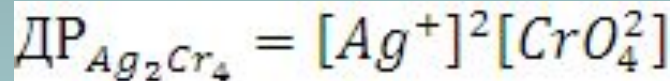
Насичений розчин хромату аргентуму характеризується такою рівновагою:



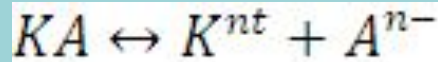
тверда фаза

йони в розчині

ДР хрому аргентуму становитиме:



Отже, у системі



тверда фаза

йони в розчині

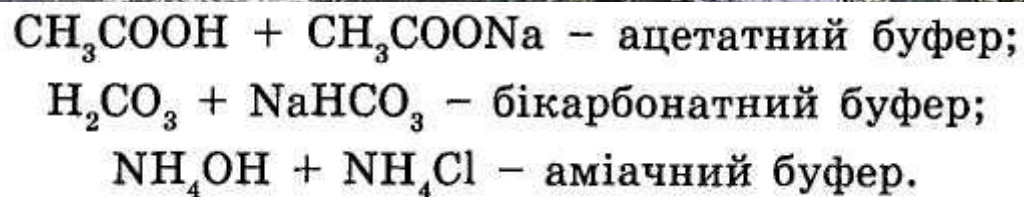
Внаслідок сповільнення руху йонів і зменшується число їх зіткнень між собою і з поверхнею осаду, то швидкість зворотньої реакції утворення осаду зменшується, тому розчинність його збільшується.

Звідси можна зробити висновок, що сталою величиною є не добуток концентрацій йонів, а добуток їх активностей.

БУФЕРНІ РОЗЧИНИ

В окремих випадках протікання технологічних, біохімічних або інших процесів вимагає сталості рН середовища. Для цього в реакційну систему вводять буферні розчини, які 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:

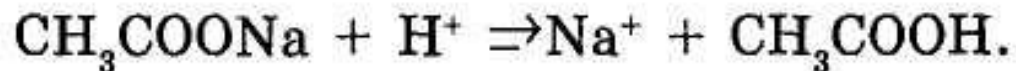


Принцип дії буферного розчину можна розглянути на прикладі буферної суміші оцтової кислоти та ацетату натрію.

1. Розведення водою. Припустимо, що даний розчин розвели водою в 10 разів. Внаслідок сильного зменшення концентрації оцтової кислоти концентрація H^+ повинна була б зменшитися. Однак цього не відбувається, тому що з розведенням збільшується ступінь дисоціації оцтової кислоти. Крім того, одночасно зменшується концентрація ацетату натрію, що пригнічує своїми одноіменними іонами дисоціацію оцтової кислоти.

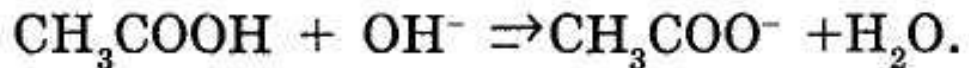
Отже, при розведенні такого розчину водою рН практично не змінюється.

2. Додавання сильної кислоти. При додаванні невеликої кількості сильної кислоти відбувається реакція:



Іони H^+ , що надходять у розчин, зв'язуються у молекули оцтової кислоти, яка має невеликий ступінь дисоціації. Таким чином, концентрація H^+ майже не збільшується і рН розчину практично не змінюється.

3. Додавання лугу. Доданий у невеликих кількостях луг вступає в реакцію з оцтовою кислотою:



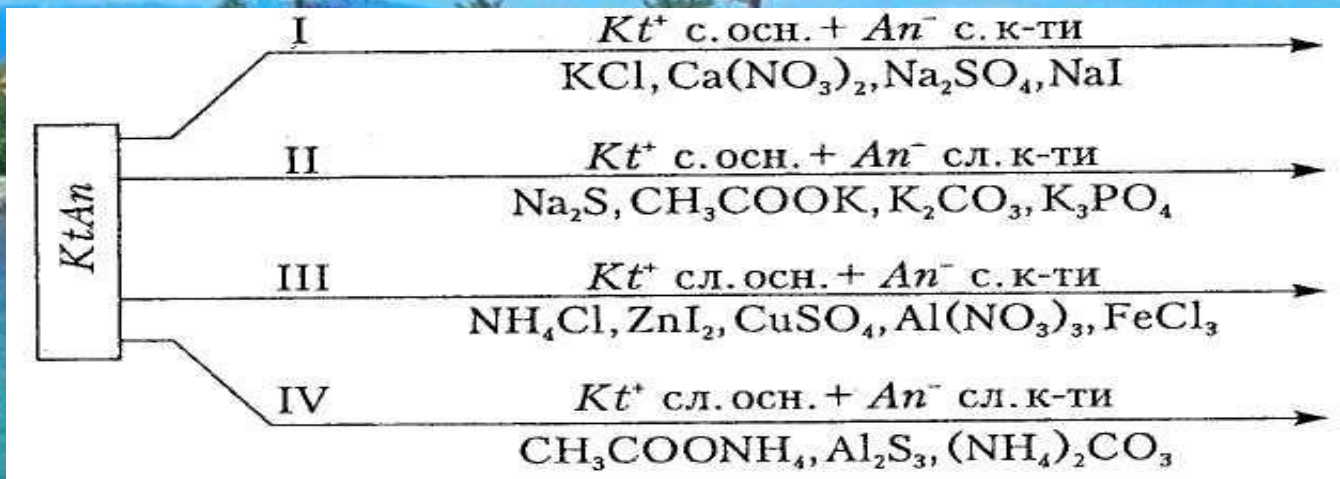
Іони OH^- зв'язуються іонами H^+ оцтової кислоти.

Кожна буферна суміш практично зберігає сталість рН тільки до додавання певної кількості кислоти або лугу. Межа, в якій виявляється буферна дія, називається буферною ємністю. Буферну ємність виражають кількістю грам-еквівалентів сильної кислоти або лугу, яку потрібно додати до 1 дм^3 буферного розчину для того, щоб змістити рН на одиницю.

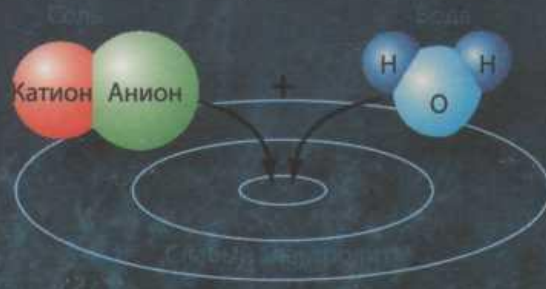
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

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

Усі солі $KtAn$ за відношенням до води поділяють на чотири групи, залежно від природи катіона Kt^+ та аніона An^- .

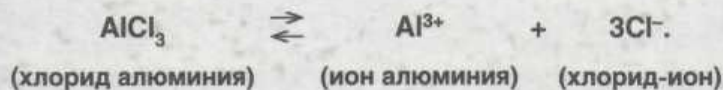
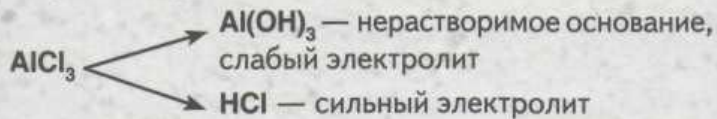


Слабые электролиты — это нерастворимые основания, NH_4OH , кислоты: $H_2S, H_2SO_3, H_2CO_3, H_2SiO_3, HCN, CH_3COOH, HNO_2, \dots$

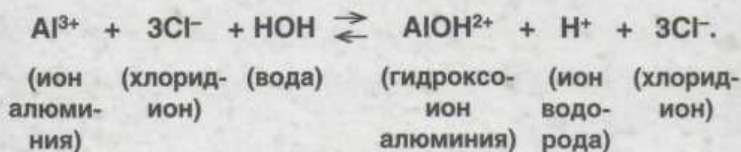


ПЕРВЫЙ СЛУЧАЙ — ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОННОМУ ТИПУ (СВЯЗЫВАЕТСЯ КАТИОН)

При этой реакции взаимодействия ионов соли с молекулами воды связывается катион:



Ионное уравнение гидролиза:

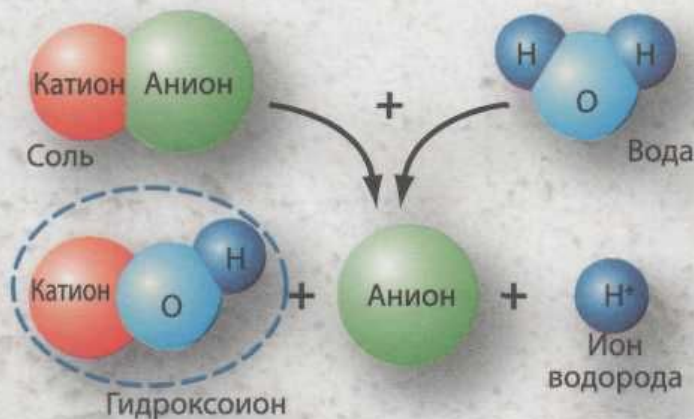


Краткое ионное уравнение гидролиза:



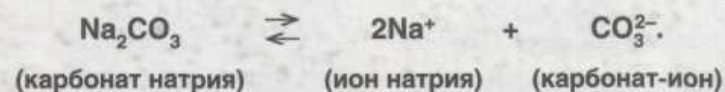
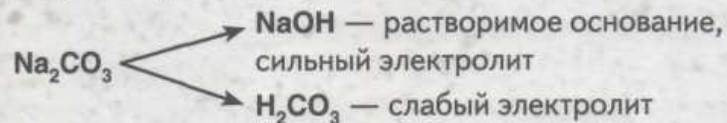
$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ — среда кислая, лакмус окрашивается в красный цвет. **$\text{pH} < 7$**

[] — знак, обозначающий концентрацию.

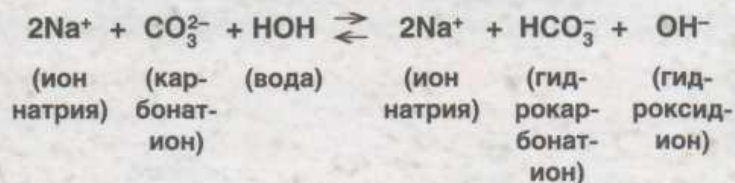


ВТОРОЙ СЛУЧАЙ — ГИДРОЛИЗ ПО АНИОННОМУ ТИПУ (СВЯЗЫВАЕТСЯ АНИОН)

При этой реакции взаимодействия ионов соли с молекулой воды связывается анион.



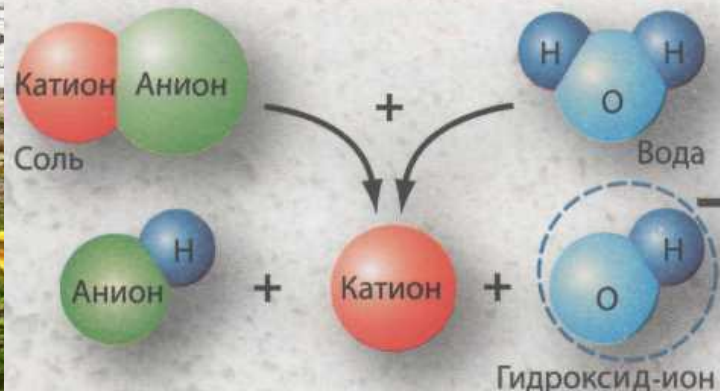
Ионное уравнение гидролиза:



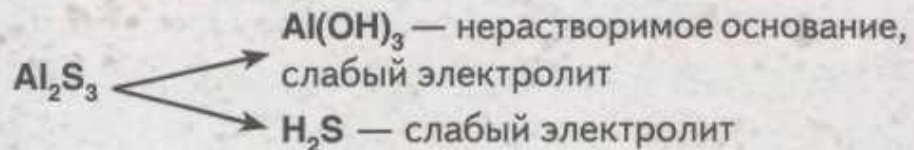
Краткое ионное уравнение гидролиза:



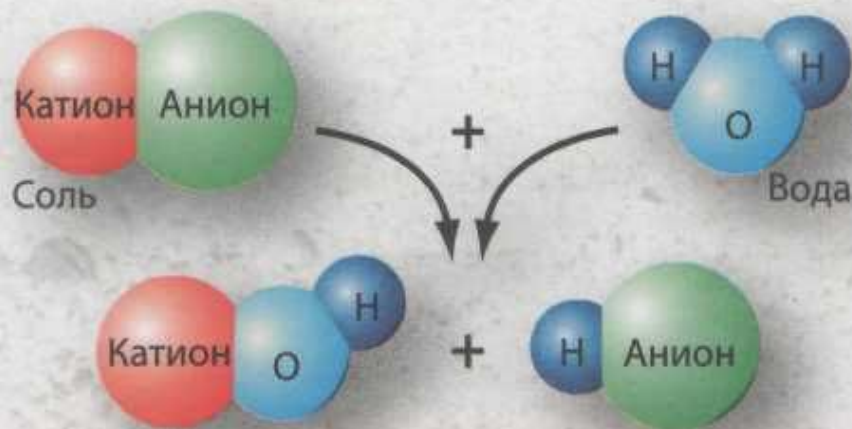
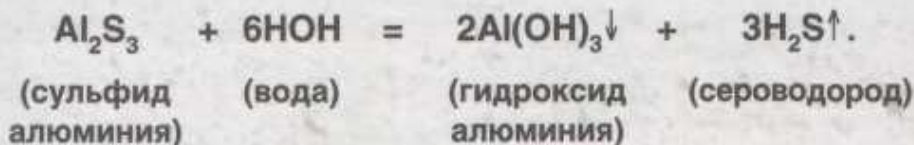
$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ — среда щелочная, лакмус окрашивается в синий цвет. **$\text{pH} > 7$**



ТРЕТИЙ СЛУЧАЙ — ГИДРОЛИЗ ПО КАТИОННО-АНИОННОМУ ТИПУ (НЕОБРАТИМЫЙ ГИДРОЛИЗ)

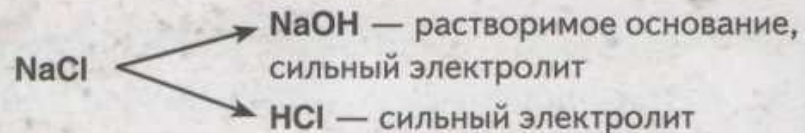


Если соль образована из ионов слабых электролитов, то в водном растворе она существовать не может, гидролиз идёт полностью до образования слабых электролитов:

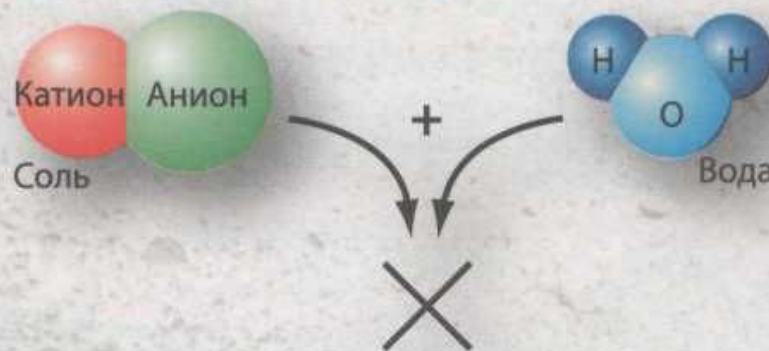


$pH \approx 7$

ЧЕТВЕРТЫЙ СЛУЧАЙ



Если в соли нет ионов слабого электролита, то она гидролизу не подвергается.



pH розчину не змінюється



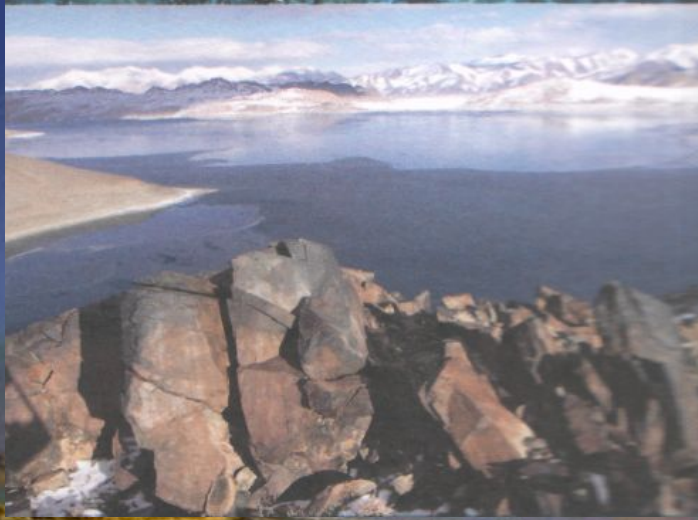
При складанні рівнянь гідролізу враховують наступне:

1. Здебільшого гідроліз є оборотним процесом, крім випадків, коли продукти гідролізу виділяються у вигляді газу або осаду.

2. Солі, утворені аніонами слабких багатоосновних кислот або катіонами слабких багатокислотних основ, гідролізують ступінчасто.

3. Гідроліз посилюється при розбавлянні розчину і підвищенні температури.

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.

ЛІТЕРАТУРА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.

2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 1. – К.: Педагогічна преса, 2000. – 580 с.