

Дисперсні системи. Розчини.

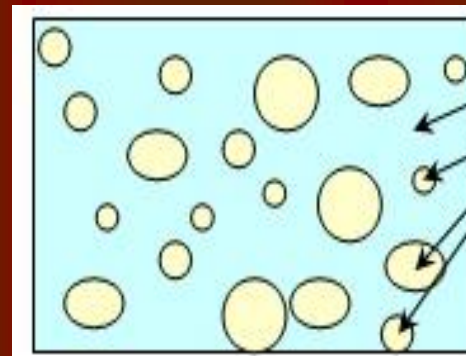
План

1. Загальна характеристика дисперсних систем.
2. Способи вираження складу розчинів.
3. Процес розчинення. Розчинність.
4. Колегативні властивості розчинів. Закони Рауля. Осмотичний тиск
5. Розчини електролітів.
6. Водневий показник середовища
7. Гідроліз солей

Загальна характеристика дисперсних систем.

Класифікація дисперсних систем за розміром частинок дисперсної фази

Дисперсні системи



дисперсійне середовище
дисперсна фаза

**Суспензії
(грубо -
дисперсні)**

**Розмір
часток > 100 нм**

**Колоїдні
системи
(тонко -
дисперсні)**

Від 1 до 100 нм

**істинні
розчини**

< 1 нм

Приклади дисперсних систем за агрегатним станом дисперсійного середовища і дисперсної фази



Істинні розчини

- * висока стійкість;
- * відсутність границі поділу між компонентами, гомогенність;
- * прозорість;
- * неможливість розділити фізичними методами (фільтруванням, відстоюванням тощо);
- * змінний склад.



Розчини – це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох і більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії

Істинні розчини

```
graph TD; A[Істинні розчини] --- B[Розчини неелектролітів]; A --- C[Розчини електролітів];
```

**Розчини
неелектролітів**

**Розчини
електролітів**

За агрегатним станом розчини бувають:

- рідкі (розчини солей у воді);
- тверді (різні сплави);
- газуваті (суміші газів, повітря)



Способи вираження складу розчинів

- **Масова частка**

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%$$

- **Молярна концентрація**

$$C_M = \frac{V_{\text{речовини(моль)}}}{V_{\text{розчину(л)}}$$

- **Нормальна концентрація**

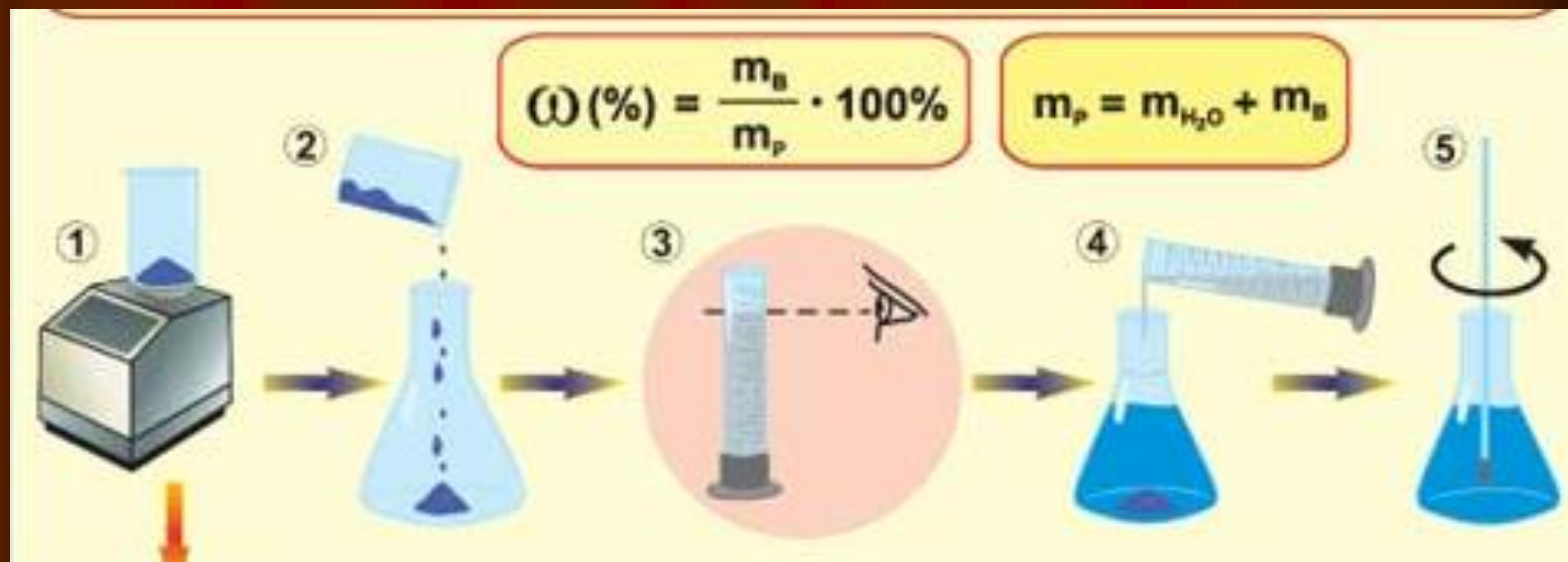
$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1}$$

$$C_N = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{екв.реч.}} \cdot V_{\text{розчину(л)}}$$

- **Моляльна концентрація**

$$C_m = \frac{m_{\text{речовини}}}{M_{\text{реч.}} \cdot m_{\text{розчинника(кг)}}$$

Приготування розчинів



Процес розчинення

Етапи процесу розчинення

кристалічної речовини.

1. Руйнування кристалічної гратки речовини

$\Delta H_1 > 0$ ендотермічний

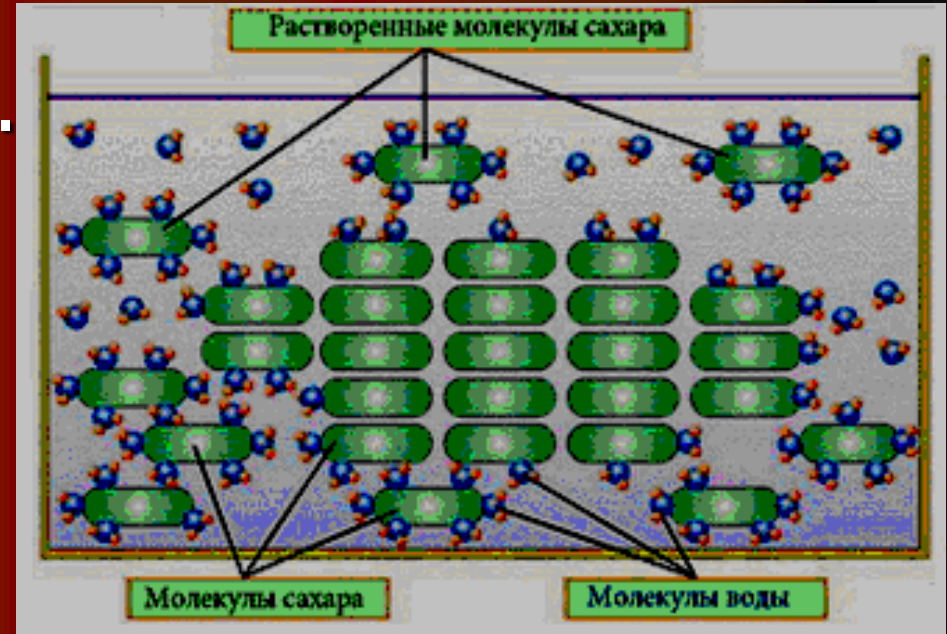
2. Утворення гідратів

$\Delta H_2 < 0$ екзотермічний

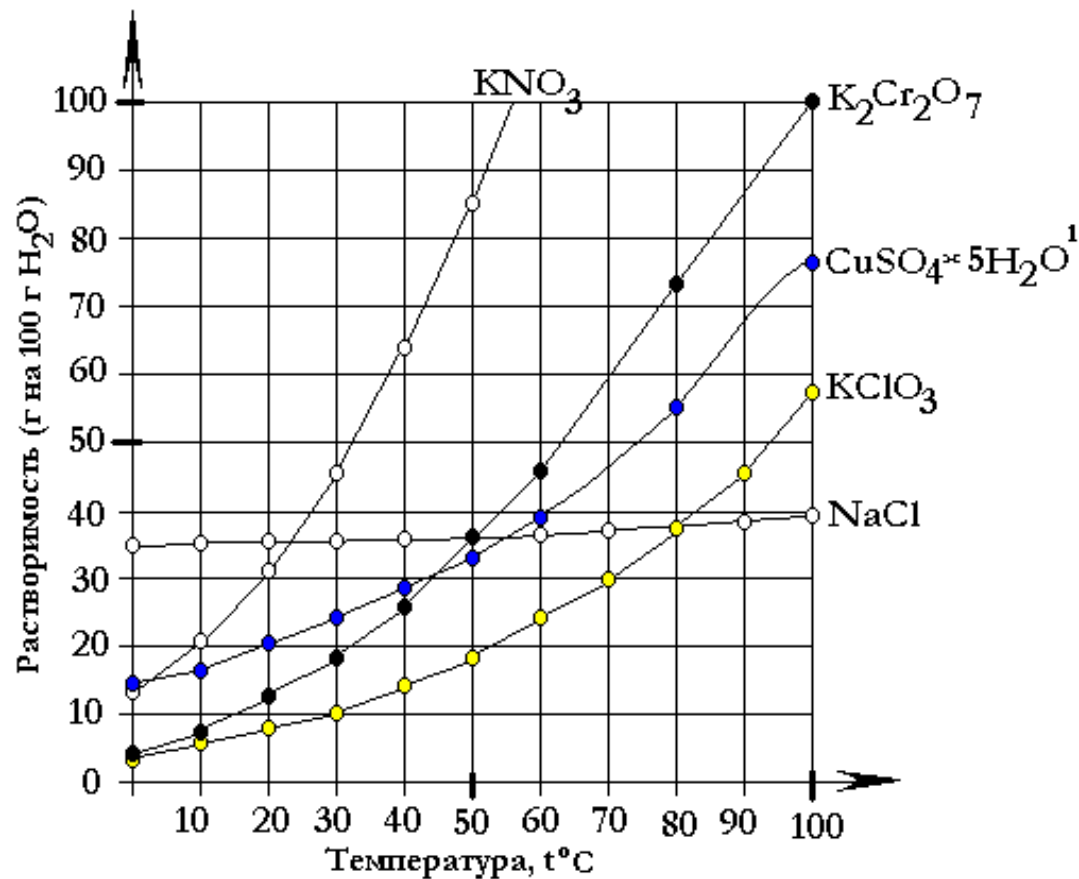
● $\Delta H_{\text{розч}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$

● Зміна ентропійного фактора
 ΔS -?

● Зміна енергії Гіббса ΔG ?



Вплив температури на процес розчинення кристалічних сполук



1 - в пересчёте на безводную соль

- Розчинення кристалічних речовин супроводжується поглинанням тепла, і збільшенням ентропії системи. Самовільному протіканню процесу ($\Delta G < 0$), буде сприяти підвищення температури процесу.

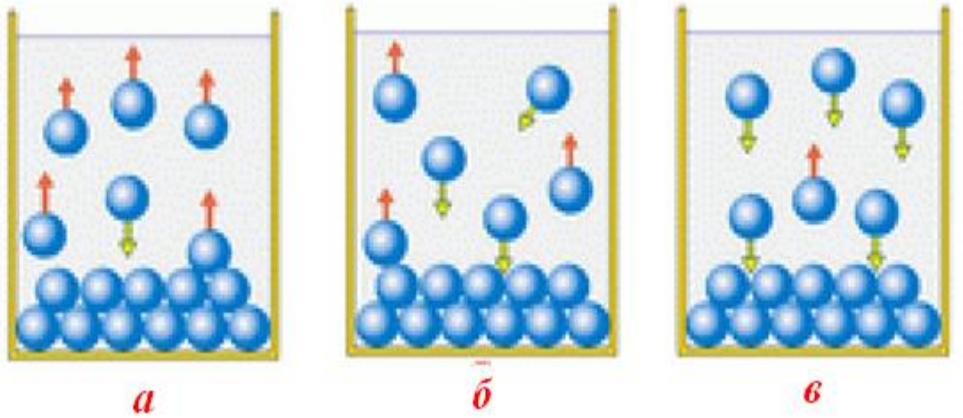
Розчинність

- Розчинність – здатність речовини рівномірно розподілятися по всьому об'єму розчинника.
- Коефіцієнт розчинності - величина, що визначає яка маса речовини (г), що може бути розчинена в 100г розчинника при даній температурі до одержання насиченого розчину

$$\gamma^{20}_{\text{NaCl}} = 35$$

- При сталій температурі, маса газу, що розчиняється в певному об'ємі рідини прямо пропорційна парціальному тиску даного газ: **$C = k \cdot p$**

Розчинність



- **насичений розчин** – розчин в якому при даній температурі речовина більше не розчиняється.
- **ненасичений розчин**
- **пересичений розчин**

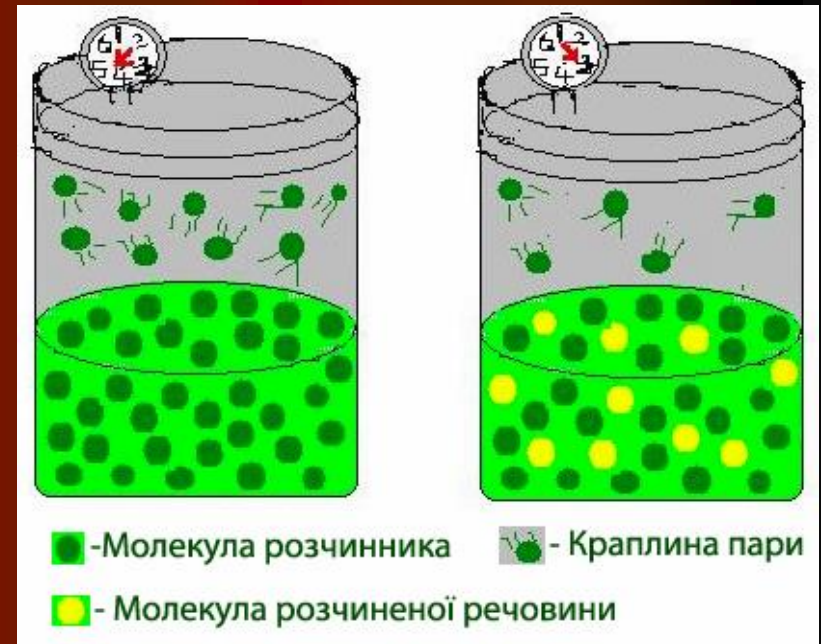


Колегативні властивості розчинів

- Колегативними є такі властивості розчинів, які залежать лише від концентрації розчиненої речовини та природи розчинника.
- До колегативних властивостей відносяться такі характеристики розчинів як:
 - тиск насиченої пари розчину,
 - температури кристалізації та кипіння розчинів,
 - ОСМОТИЧНИЙ ТИСК.

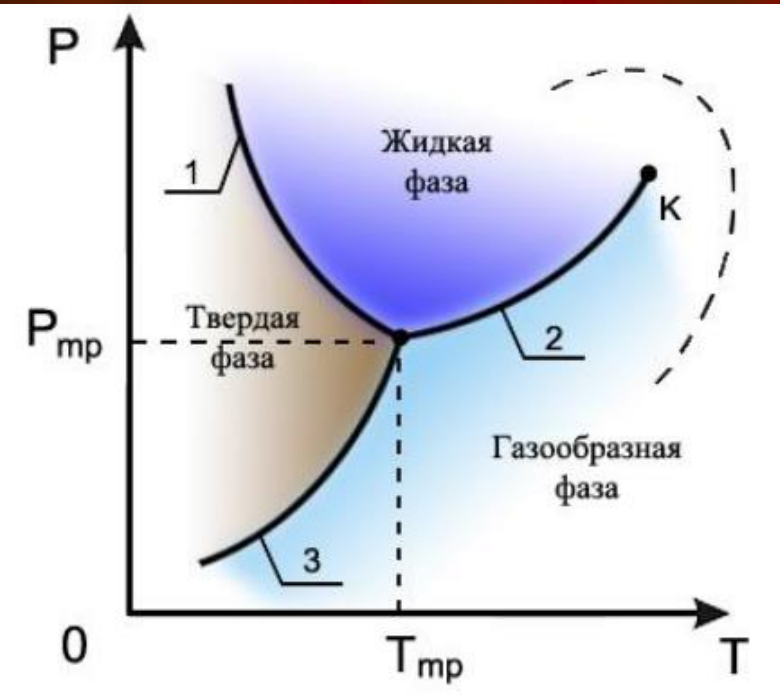
Тиск пари розчинника над розчином

- При даній температурі тиск насиченої пари над будь-якою рідиною – величина постійна
- I - закон Рауля: відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини



$$\frac{\Delta p}{p^0} = \frac{n}{n + N}$$

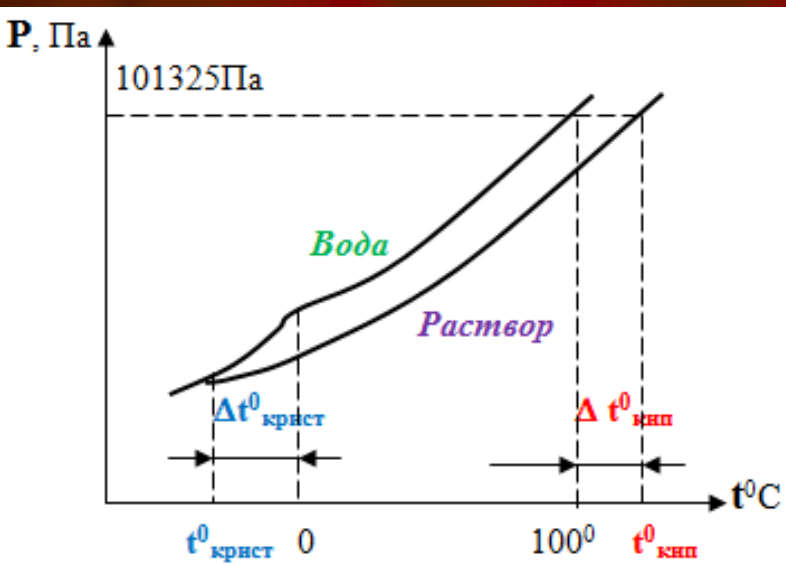
Фазові переходи



- кипіння,
- плавлення,
- кристалізація.

Присутність розчиненої речовини:

- знижує температуру кристалізації
- підвищує температуру кипіння



Другий закон Рауля

підвищення температури кипіння і зниження температури кристалізації розведених розчинів неелектролітів пропорційні молярній концентрації розчиненої речовини і не залежать від природи речовини

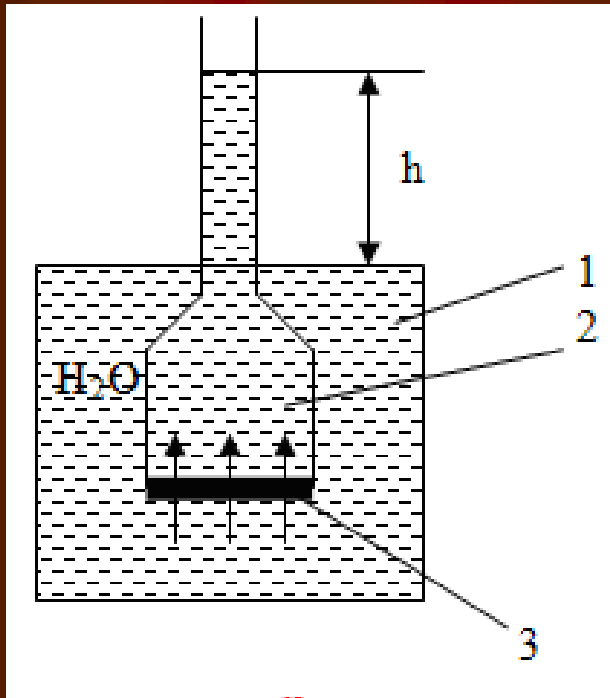
$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m$$

$$\Delta t_{\text{крист}} = K \cdot C_m$$

- C_m – молярна концентрація розчиненої речовини; E , K – ебуліоскопічна і криоскопічна константи

Вода	$K=1,86$	$E=0,52$
Бензол	$K=5,1$	$E=2,64$

ОСМОС, ОСМОТИЧНИЙ ТИСК



- Осмос - самовільний перехід молекул розчинника крізь напівпроникну мембрану внаслідок перепаду концентрацій.

1 – розчин цукру;
2 - внутрішній циліндр;
3 - напівпроникна стінка

Закон Вант-Гоффа про осмотичний тиск

Осмотичний тиск – це тиск який чинила б розчинена речовина, якщо б вона при тих самих умовах перебувала в газоподібному стані і займала об'єм рідини.

$$P_{\text{осм}} = C_{\text{м}}RT$$

$C_{\text{м}}$ – молярна концентрація (моль/л);

R – універсальна газова стала;

T – температура (К)

Значення

ОСМОТИЧНОГО ТИСКУ

рослини - 5-10 атм

рослини пустелі -
120 атм

- **Ґрунт. розчин**
чорноземи – 2,5 атм
- Кров, лімфа –
7,7 атм
- **Ізотонічні розчини ;**
- **Гіпотонічні розчини**
- **гіпертонічні розчини**

Електроліти і неелектроліти

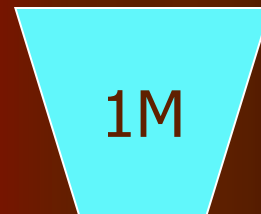
- **Електроліти** - речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм (кислоти, основи, солі).
- **Неелектроліти** - речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм (органічні сполуки: цукор, глюкоза, спирт).

Порівняння властивостей розчинів неелектролітів і електролітів



$P_{\text{осм}} = 24 \text{ атм}$ глюкоза

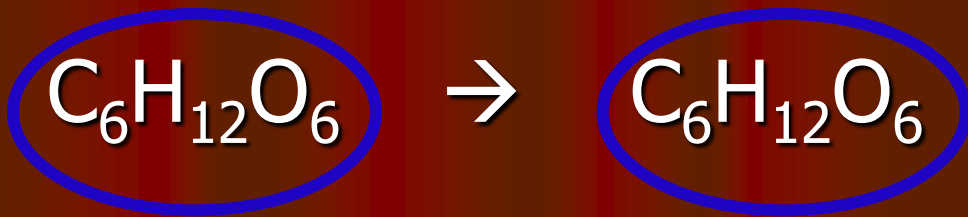
$\Delta t_{\text{крист}} = -2,3^{\circ}\text{C}$



NaCl

$P_{\text{осм}} = 43,2 \text{ атм}$

$\Delta t_{\text{крист}} = -4,1^{\circ}\text{C}$



Висновок:

При однакових концентраціях розчинів електролітів і неелектролітів значення

$$P_{\text{осм}}, \Delta p, \Delta t_{\text{кип}}, \Delta t_{\text{крист}}$$

будуть мати **більші** значення в розчинах електролітів, що пов'язано з дисоціацією їх на іони

Ізотонічний коефіцієнт

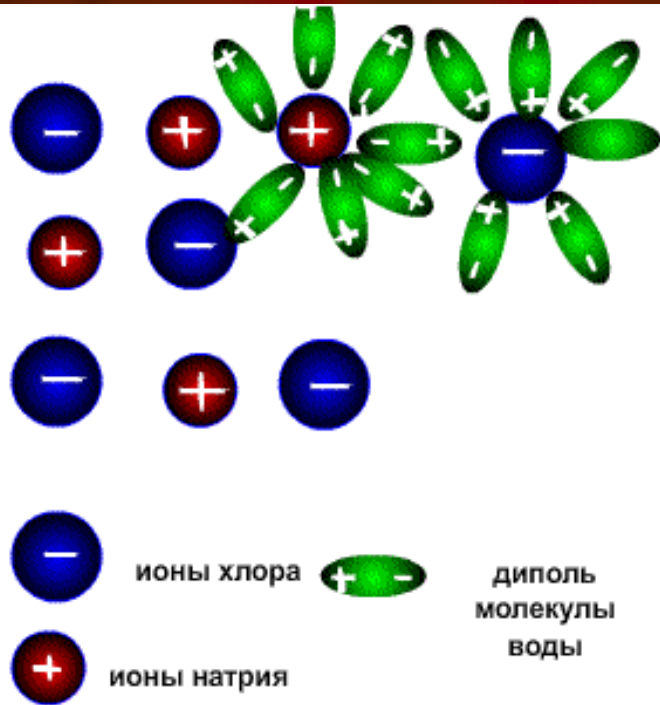
- Коефіцієнт, що пов'язує відхилення від законів Вант-Гоффа та Рауля в розчинах електролітів називається – ізотонічний коефіцієнт

$$i = \frac{P'_{осм}}{P_{осм}} = \frac{\Delta p'}{\Delta p} = \frac{\Delta t'_{крист}}{\Delta t_{крист}}$$

де : $P'_{осм}, \Delta p', \Delta t'_{кіп}, \Delta t'_{крист}$ – практичні данні

$P_{осм}, \Delta p, \Delta t_{кіп}, \Delta t_{крист}$ – розрахункові данні

Ступінь дисоціації α

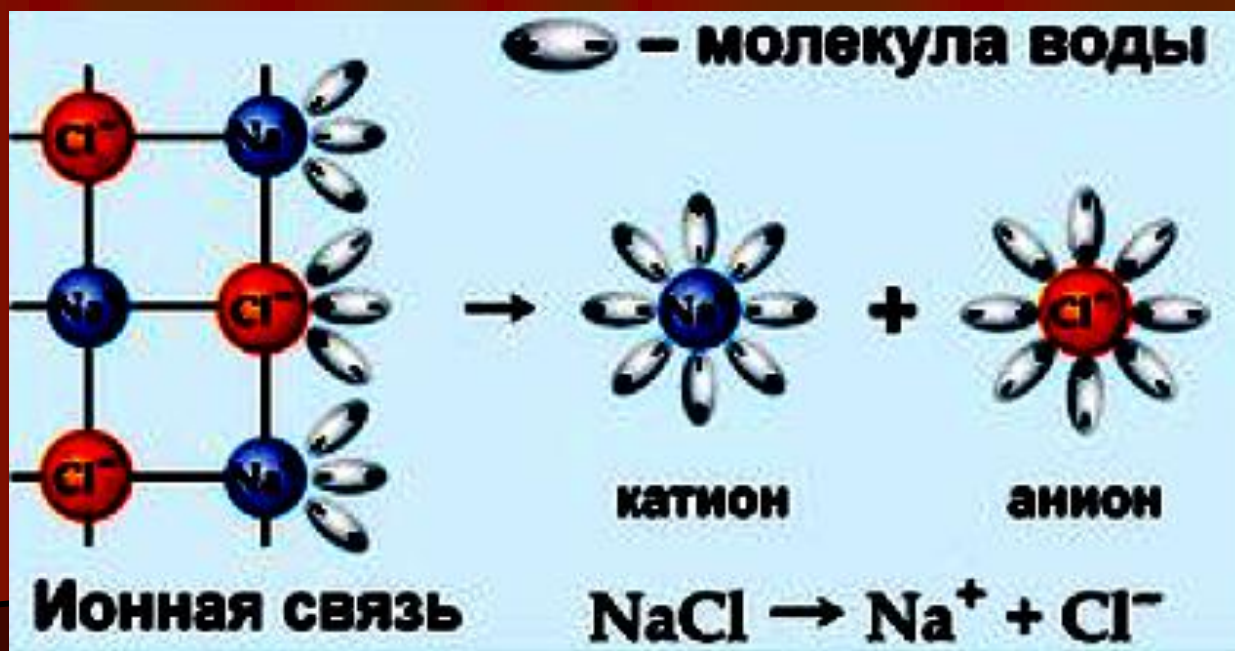


$$\alpha = \frac{(i - 1)}{n - 1}$$

- Ступінь дисоціації (α) - це відношення числа молекул (моль) речовини, що розпалися на іони до загального числа молекул (моль) цієї речовини.
- α - уявна ступінь дисоціації пов'язана з ізотонічним коефіцієнтом i

Електролітична дисоціація

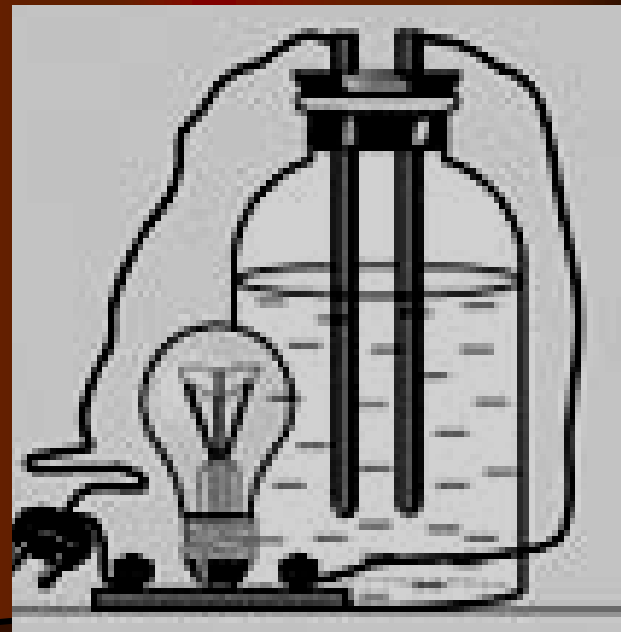
- 1. Розчинення електроліту супроводжується його розкладанням на позитивно і негативно заряджені іони (катиони та аніони):



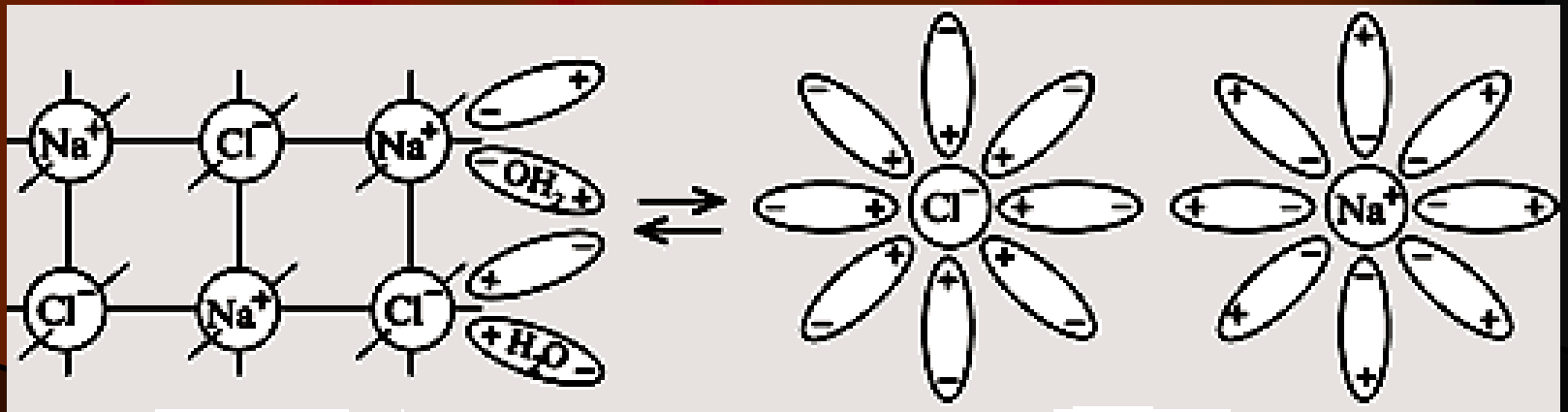
- 2. При пропусканні електричного струму іони набувають направленої руху :

Катіони рухаються до **катода**
(негативний полюс)

Аніони рухаються до **анода**
(позитивний полюс)



- 3. Дисоціація оборотний процес – одночасно з процесом розпаду на іони , відбувається процес сполучення іонів в молекули



Властивості кислот, основ , солей з точки зору ТЕД

- Дисоціація кислот:

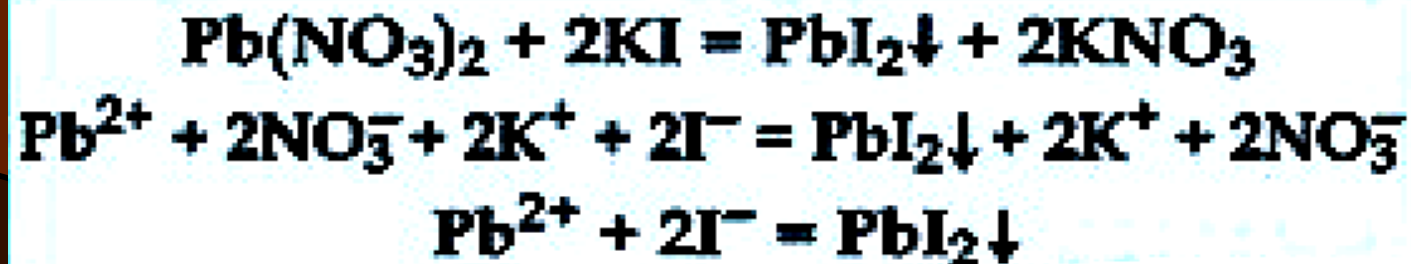
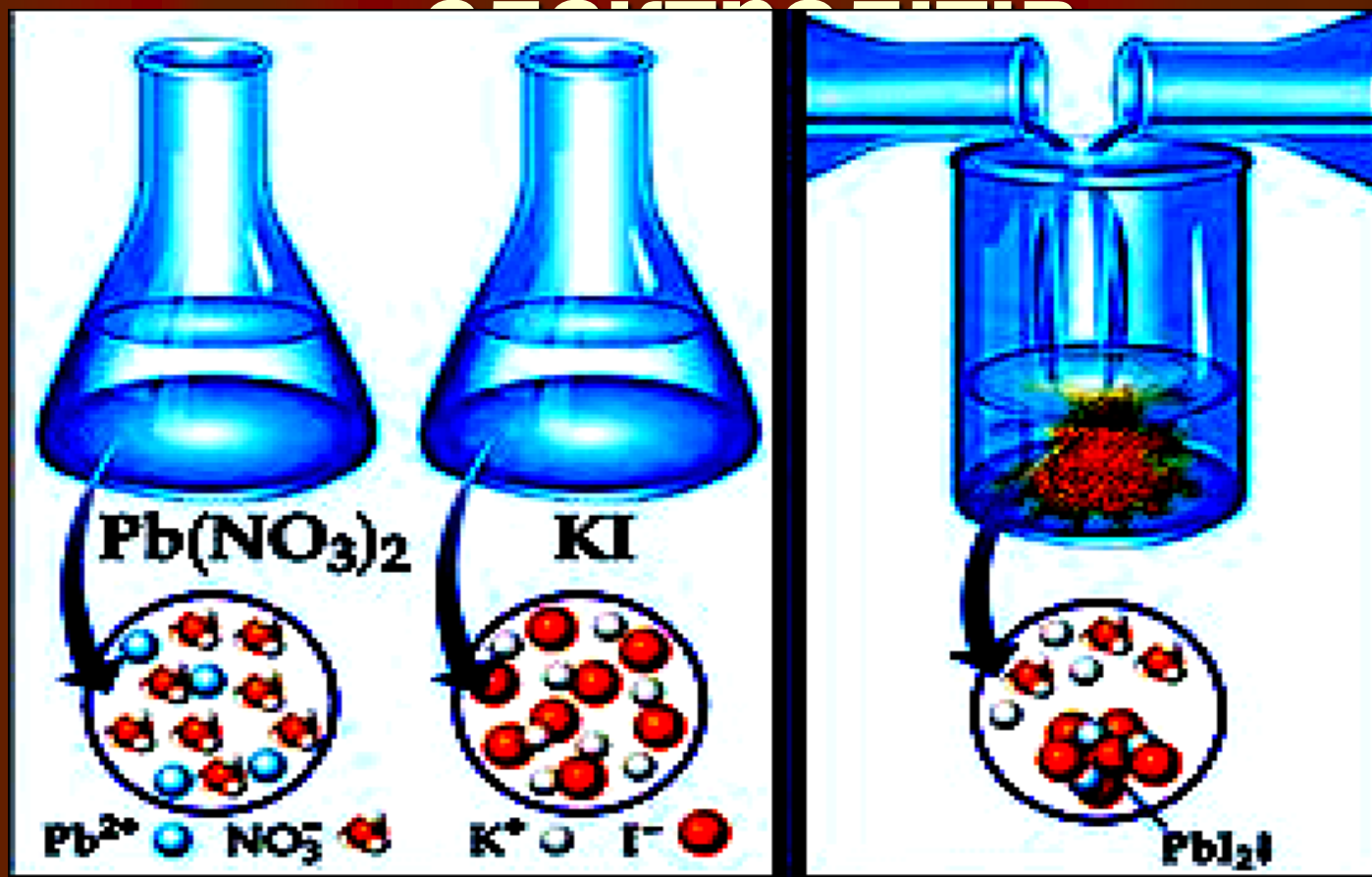


- Ступінчаста дисоціація кислот

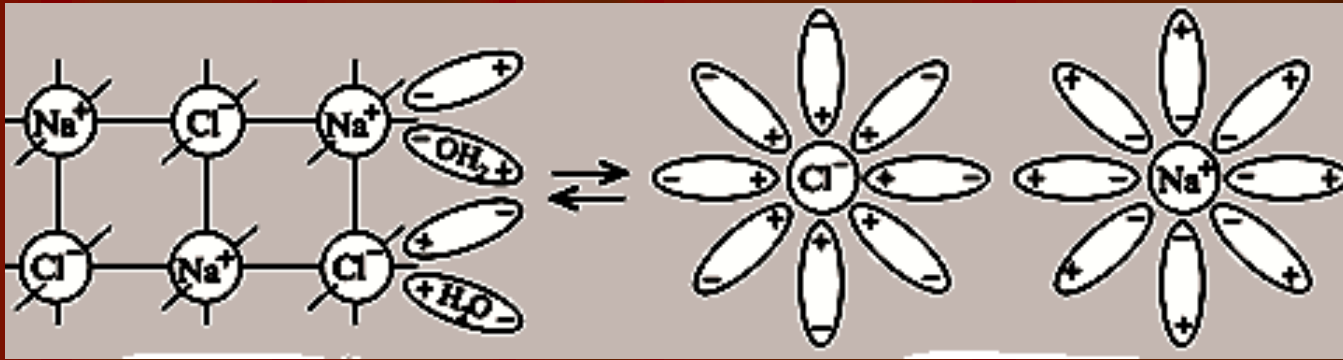


- Кислоти – це електроліти , що у водних розчинах дисоціюють з утворенням іонів Гідрогену H^+ та кислотного залишку

Реакції в розчинах



Активність іонів



- Іони у розчині не вільні. Відбувається взаємодія з полем іонів іншого знака.
- Кожний гідратований іон оточений противойоною атмосферою.
- Сила взаємодії поля іонів на даний іон буде залежати від концентрації всіх іонів C_i , від їх зарядів Z_i і радіусів r_i .

Активність іонів

- активність іонів – a

це ефективна концентрація,
пов'язана з концентрацією розчину
за формулою

$$\underline{a} = \underline{C_M} \cdot \underline{f} \quad \text{де}$$

f - коефіцієнт активності іону, f
 ≤ 1 .

$f(\text{KCl})_{\text{в } 0,005 \text{ M}} = 0,927$; $f(\text{KCl})_{\text{в } 1 \text{ M}} =$
 $0,604$

Іонна сила розчину

- **іонна сила розчину** - μ - дорівнює пів сумі добутку концентрацій кожного іону на квадрат його заряду

$$\mu = \frac{1}{2} (C_1 \cdot z_1^2 + C_2 \cdot z_2^2 + \dots + C_n \cdot z_n^2)$$

- Чим **більша** іонна сила розчину, тим менша активність іону, і **менший** коефіцієнт активності іону

$$\lg f = -0,5 \cdot z^2 \cdot \sqrt{\mu}$$

Значення коефіцієнту активності залежно від іонної сили розчину

Валентність	Іонна сила μ			
	<i>0,001</i>	<i>0,005</i>	<i>0,01</i>	<i>0,05</i>
I (Na ⁺ , K ⁺)	0,98	0,95	0,92	0,85
II (Ca ²⁺ , Mg ²⁺)	0,77	0,72	0,58	0,4
III (Al ³⁺)	0,73	0,51	0,47	0,28

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	-	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	M	P	H	H	P	P	H	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	H	H	-
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	-	-	-	-	H	-	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	-	-	H	-	M	H	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	M	H	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	-	-	H	-	H	H	H	-
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	-	H	H	H	-	-	H	-	H	-	H	H

P – растворяется (> 1 г в 100 г H₂O)

M – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г в 100 г H₂O)

- – разлагается водой или не существует

H – не растворяется (< 0,1 г в 100 г H₂O)

Данные приведены для средних солей при 20 °С

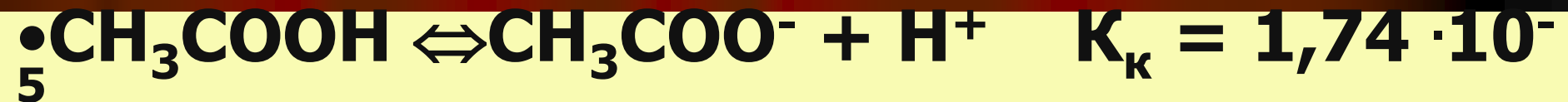
Слабкі електроліти

- розчини всіх органічних кислот
 CH_3COOH – оцтова, HCOOH мурашина
- розчини органічних основ $\text{CH}_3\text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
- розчин аміаку у воді NH_4OH
- розчини деяких неорганічних кислот
 H_2S , H_2CO_3 , HCN і ін.

Дисоціація слабких електролітів

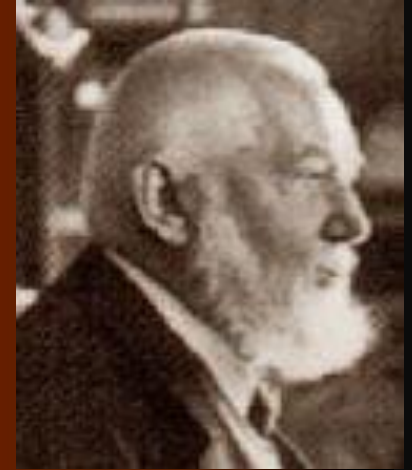


$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



Закон розведення Оствальду

- Ступінь дисоціації слабого електроліту **збільшується** при **зменшенні** його концентрації (при розведенні).



$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_M}}$$

Наприклад:

$C_M(\text{HCN}) = 1\text{M}$ тоді

$C_M(\text{HCN}) = 0,0001\text{M}$ тоді

$$\alpha = \sqrt{\frac{4,79 \cdot 10^{-10}}{1}} = 2,2 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{4,79 \cdot 10^{-10}}{0,0001}} = 2,2 \cdot 10^{-3}$$

Хімічно чиста вода
є дуже слабким
електролітом, її
дисоціація
пригнічується дією
водневих зв'язків,
завдяки чому окремі
молекули H_2O сполу-
чаються в асоціати.



Деякою мірою вода піддається електролітичній іонізації за схемою:



Однак іони H^+ миттєво гідратуються з утворенням іонів гідроксонію H_3O^+ :



називається автопротолізом води.

Іонний добуток води

- Константа рівноваги процесу дисоціації води має вигляд і при 22⁰С приймає значення:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$K \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K \cdot [H_2O] = K_B \text{ (або } K_W) = 10^{-14}$$

Показники середовища

pH, pOH

- **Водневий показник pH** - це від'ємний логарифм концентрації іонів H^+ в розчині

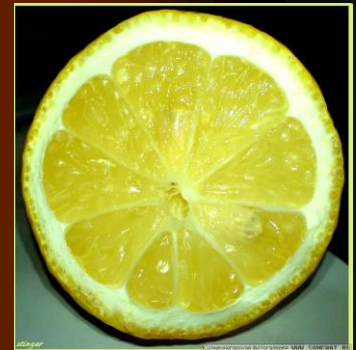
$$pH = - \lg[H^+]$$

- **Гідроксильний показник pOH** - це від'ємний логарифм концентрації іонів OH^- в розчині:

$$pOH = - \lg[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

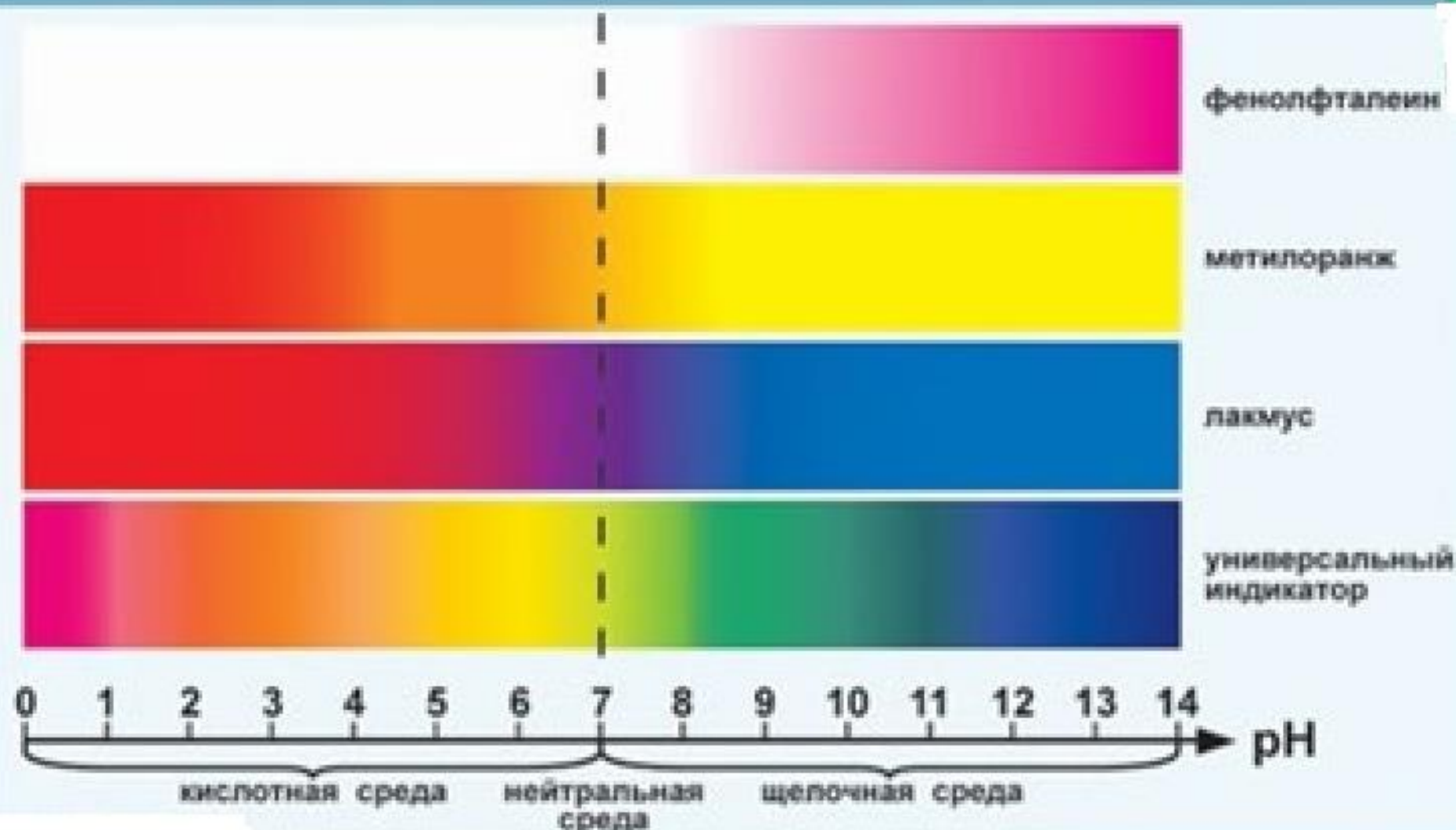
- При $pH < 7$ середовище – кисле!
- При $pH > 7$ середовище – лужне!!
- При $pH = 7$ середовище – нейтральне!!!



ІНДИКАТОРИ

ІНДИКАТОРИ – ЦЕ НАЙЧАСТІШЕ СКЛАДНІ ОРГАНІЧНІ КИСЛОТИ ЧИ ОСНОВИ, ЯКІ ЗМІНЮЮТЬ СВОЄ ЗАБАРВЛЕННЯ ЗАЛЕЖНО ВІД РЕАКЦІЇ СЕРЕДОВИЩА, ТОМУ ВИКОРИСТОВУЮТЬСЯ ДЛЯ НАБЛИЖЕНОГО ЗНАХОДЖЕННЯ ВЕЛИЧИНИ PH.

КИСЛОТНОСТЬ СРЕДЫ



Гідроліз солей

- це процес взаємодії солі з водою, що приводить до утворення слабкого електроліту, леткої або малорозчинної сполуки

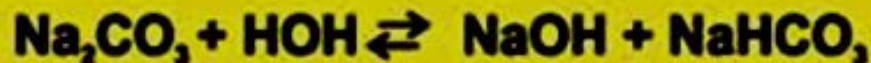
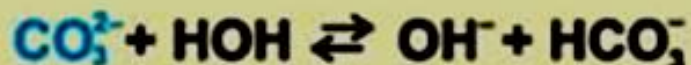
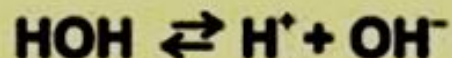
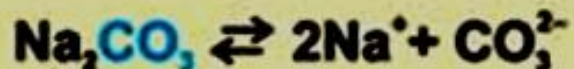
I тип гідролізу

- Сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою.

Наприклад: Na_2S , CH_3COONa , KCN та ін.



Гідроліз
по аніону



$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$

ЩЕЛОЧНАЯ
СРЕДА

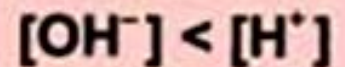
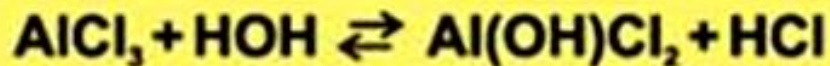
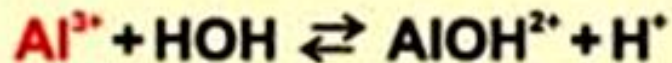
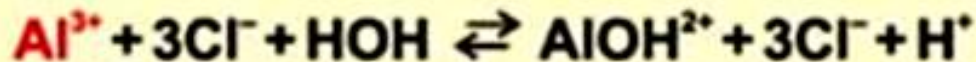
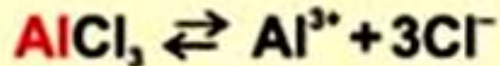
II тип гідролізу

- Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою.

Наприклад: FeCl_2 , FeCl_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$...



Гідроліз по катиону



КИСЛАЯ
СРЕДА

III тип гідролізу

- Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою
- Наприклад: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, Al_2S_3
- Гідроліз таких солей відбувається повністю до утворення сполук, що є слабкими електролітами, леткими або малорозчинними сполуками.
- Реакція середовища при цьому нейтральна або близька до нейтральної

