Лекція №3

Кислотно-основні рівноваги в біосистемах. Колігативні властивості біологічних рідин

Лектор: ***доцент Чорноус В.О.***

План

1. Основні поняття теорії розчинів
2. Кількісні характеристики розчинів
3. Фактори, що впливають на розчинність речовин
4. Основні положення теорії електролітів
5. Гідроліз солей. Буферні розчини
6. Колігативні властивості розчинів

Основні поняття теорії розчинів

Розчин – гомогенна, термодинамічно стійка система, що складається з двох і більше компонентів

Розчинник – компонент, якого в розчині більше, або який має такий же агрегатний стан, що й розчин (всі інші компоненти – ***розчинені речовини***)

Розчинність (Р) - здатність речовини розчинятися у розчиннику

Кількісно визначається:

Маса речовини, що розчиняється в 100гр розчинника при певній температурі.

Способи вираження концентрації розчинів

1. Масова частка (ω)

$$\omega(x) = \frac{m(x) \bullet 100\%}{m(\text{ð} - \text{íó})} = \frac{m(x) \bullet 100\%}{\rho(\text{ð} - \text{íó}) \bullet V(\text{ð} - \text{íó})} = \frac{m(x) \bullet 100\%}{m(x) + m(\text{ð} - \text{ê à})}$$

2. Молярна концентрація (С)

$$C(x) = \frac{\nu(x)}{V(\text{ð} - \text{íó}, \ddot{e})} = \frac{m(x) \bullet 1000}{M(x) \bullet V(\text{ð} - \text{íó}, \text{ì} \ddot{e})} [\text{ì î ë ü} \quad / \ddot{e}]$$

3. Молярна концентрація еквівалента, нормальна концентрація (N)

$$N(x) = \frac{\nu_{åêâ}(x)}{V(ð - íó, ë)} = \frac{m(x) \bullet 1000}{E(x) \bullet V(ð - íó, ìë)} [ìîëü .åêâ/ ë]$$

4. Моляльна концентрація (b)

$$b(x) = \frac{\nu(x)}{m(ð - êà, êã)} = \frac{m(x) \bullet 1000}{M(x) \bullet m(ð - êà, ã)} [ìîëü ,êã]$$

5. Масова концентрація (титр) (T)

$$T(x) = \frac{m(x)}{V(p - ну)}$$

7. Об’ємна частка (φ)

$$\varphi(x) = \frac{V(x) \bullet 100\%}{V(p - ну)}$$

8. Масово-об’ємна частка (ω_φ)

$$\omega_\varphi(x) = \frac{m(x) \bullet 100\%}{V(\partial - ío)}$$

Формули перерахунку концентрацій

	ω	C(x), моль/л	N(x), моль-екв/л	T, г/мл
Масова частка, ω	–	$\omega(x) = \frac{C(x)\cdot M(x)}{10\cdot\rho}$	$\omega(x) = \frac{N(x)\cdot E(x)}{10\cdot\rho}$	$\omega(x) = \frac{100\cdot T}{\rho}$
Молярна концентрація C(x), моль/л	$C(x) = \frac{10\cdot\rho\cdot\omega}{M(x)}$	–	$C(x) = \frac{N(x)}{Z(x)}$	$C(x) = \frac{1000\cdot T}{M(x)}$
Нормальність, N(x), моль-екв/л	$N(x) = \frac{10\cdot\rho\cdot\omega}{E(x)}$	N(x)= (x)·C(x)	–	$N(x) = \frac{1000\cdot T}{E(x)}$
Титр, T, г/мл	$T(x) = \frac{\rho\cdot\omega}{100}$	$T(x) = \frac{C(x)\cdot M(x)}{1000}$	$T(x) = \frac{N(x)\cdot E(x)}{1000}$	–

Теорії розчинів

Фізична теорія розчинів (Я. Вант-Гофф, С. Арреніус)

Розчинення - фізичний розподіл однієї речовини у іншій без будь-якої взаємодії між розчиненою речовиною і розчинником.

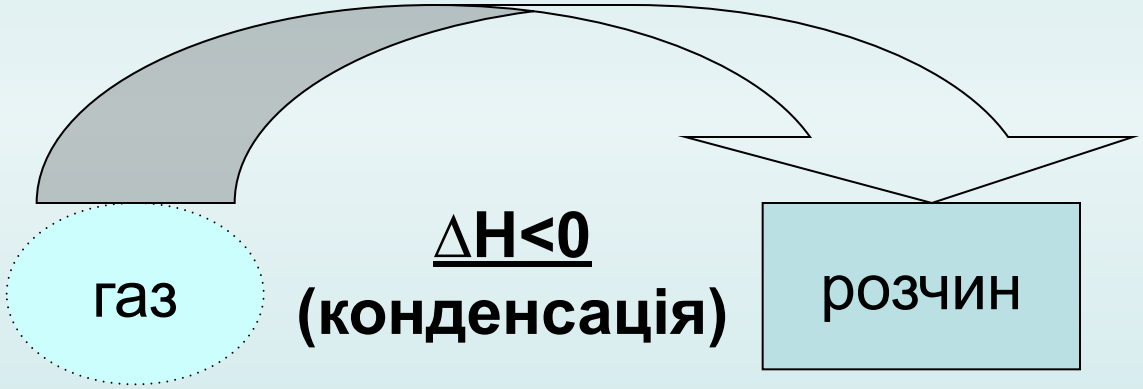
Хімічна теорія розчинів (Д.І. Менделеєв, Курнаков)

Розчинення – фізико-хімічний процес, що супроводжується хімічною взаємодією між молекулами розчинника і розчиненої речовини з утворенням сольватів (гідратів).

Механізм процесів розчинення. Теплові ефекти розчинення

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ $\underline{\Delta G<0}$

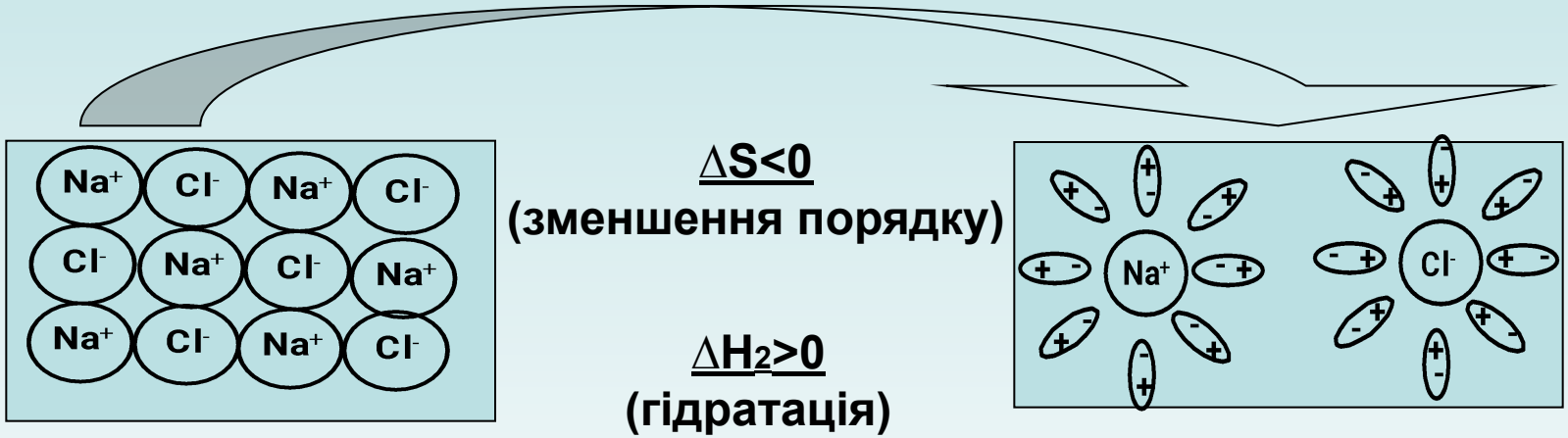
Розчинення газів



$\underline{\Delta S>0}$

(збільшення порядку)

Механізм процесів розчинення. Теплові ефекти розчинення



$\Delta H_1 > \Delta H_2$ – процес екзотермічний $\Delta H_1 < \Delta H_2$ – процес ендотермічний

Речовина	ΔH	ΔS	ΔG
NaCl	+27,1	+43,5	-9,2
KOH	-55,6	+31,5	-65,0
$CaCl_2$	-76,8	+475	-218,3
$C_6H_{12}O_6$	+9,4	-	-

Класифікація розчинів

1. За агрегатним станом:

- ***газоподібні*** (повітря)
- ***рідкі*** (водний розчин цукру)
- ***тверді*** (чавун, мельхіор)

2. За типом розчинника:

- ***водні*** (розчинник вода)
- ***неводні*** (розчинник спирт, бензол, та ін.)

3. За кількістю розчиненої речовини:

- ***насичені*** (макс. кі-сть р.р. при даній Т.)
- ***ненасичені*** (менше макс.кі-сті р.р. при даній Т.)
- ***пересичені*** (більше макс.кі-сті р.р. при даній Т.) (термодинамічно нестійкі)

Фактори, що впливають на розчинність

1. Природа розчинника і речовини, що розчиняється

Емпіричне правило:
“***Подібне розчиняється в подібному***”

(полярні речовини – в полярних розчинниках
неполярні – в неполярних)

Закон Нернста

У стані рівноваги співвідношення концентрацій третього компонента у двох рідинах, що не змішуються є величиною сталою

Фактори, що впливають на розчинність

2. Концентрація розчиненої речовини

Всі речовини розчиняються до утворення насиченого розчину при даній температурі

Насиченим називається розчин для якого швидкість розчинення дорівнює швидкості зворотного процесу - кристалізації

Насичені - розчини з меншою концентрацією

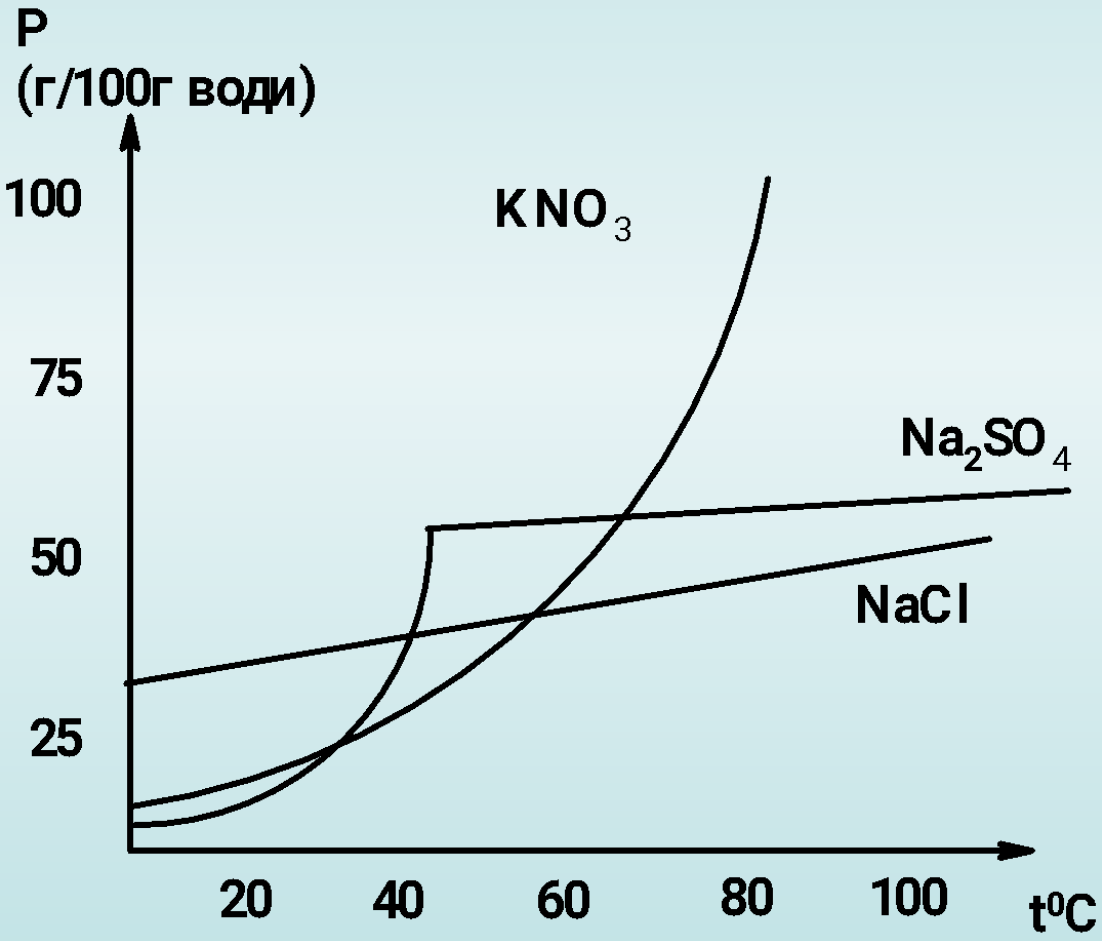
Концентровані – розчини з близькою до насиченості концентрацією

Розведені – розчини із значно меншою ніж у насиченому концентрацією

Пересичені – розчини з більшою ніж у насиченому концентрацією (термодинамічно нестійкі)

3. Температура

Для твердих речовин і рідин при збільшенні температури розчинність зростає



3. Температура

Для газоподібних речовин із збільшенням температури розчинність зменшується

Рівняння ізобари розчинності

$$\lg m = a - (b/T)$$

4. Тиск

Закон Генрі-Дальтона

Розчинність газу в рідинах при сталій температурі прямопропорційна парціальному тиску

$$C(x) = K \cdot P(x)$$

Біологічне значення закону Генрі–Дальтона

(кесонна хвороба, газова емболія)

5. Присутність інших компонентів у розчині (закон Сеченова)

Розчинність газів у розчинах електролітів порівняно з чистим розчинником зменшується

Теорії розчинів

Фізична теорія розчинів (Я. Вант-Гофф, С. Арреніус)

Розчинення - фізичний розподіл однієї речовини у іншій без будь-якої взаємодії між розчиненою речовиною і розчинником.

Хімічна теорія розчинів (Д.І. Менделеєв, Курнаков)

Розчинення – фізико-хімічний процес, що супроводжується хімічною взаємодією між молекулами розчинника і розчиненої речовини з утворенням ***сольватів*** (***гідратів***).

Електроліти та неелектроліти. Теорія електролітичної дисоціації

Електроліти – речовини, водні розчини або розплави яких проводять електричний струм

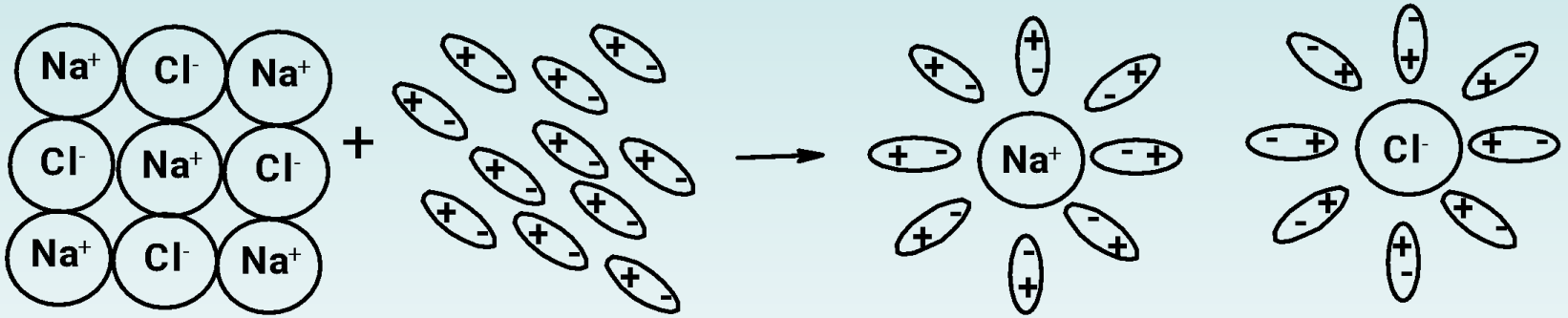
Основні положення електролітичної дисоціації (1887р, Арреніус)

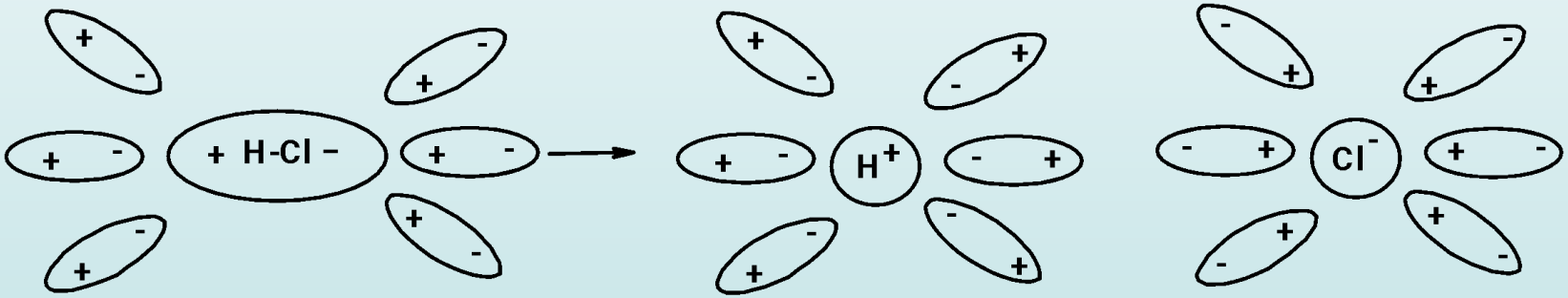
1. При розчиненні у воді електроліти дисоціюють з утворенням додатньо заряджених катіонів і від'ємно заряджених аніонів.

2. Сума додатніх зарядів дорівнює сумі від'ємних зарядів.

3. При пропусканні електричного струму через розчин катіони рухаються до катоду, а аніони – до аноду.

Механізм дисоціації





Фактори, що впливають на електролітичну дисоціацію

1. Природа речовини
2. Природа розчинника
3. Температура
4. Концентрація

Ступінь дисоціації (α) – відношення числа дисоційованих молекул до загальної кількості молекул

$$\alpha = \frac{N_1}{N}$$

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

i – ізотонічний коефіцієнт

n – теоретично розрахована кількість іонів при дисоціації

Класифікація електролітів

α = (0,3–1) – ***сильні електроліти***
(розчинні солі, сильні кислоти, луги, комплексні сполуки)

α = (0,3–0,03) –***електроліти середньої сили***
(фосфатні кислоти, сірчиста кислота)

α = (0,03–0) – ***слабкі електроліти***
(органічні кислоти і основи, слабкі кислоти,
гідроксиди, комплексні іони)

Слабкі електроліти

$$AB \rightleftharpoons A^- + B^+$$

$$[AB] = C, \quad [A^-] = [B^+] = \alpha C$$

$$K_{дис} = \frac{[A^-] \bullet [B^+]}{[AB]} = \frac{\alpha C \bullet \alpha C}{(1-\alpha)C}$$

$$K_{дис} = \frac{\alpha^2 C}{(1-\alpha)}$$

$$\boxed{\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис}}{C}}}$$

Закон розведення Оствальда

Приклади

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K_{дис} = \frac{[CH_3COO^-] \bullet [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^- \qquad K_1$$

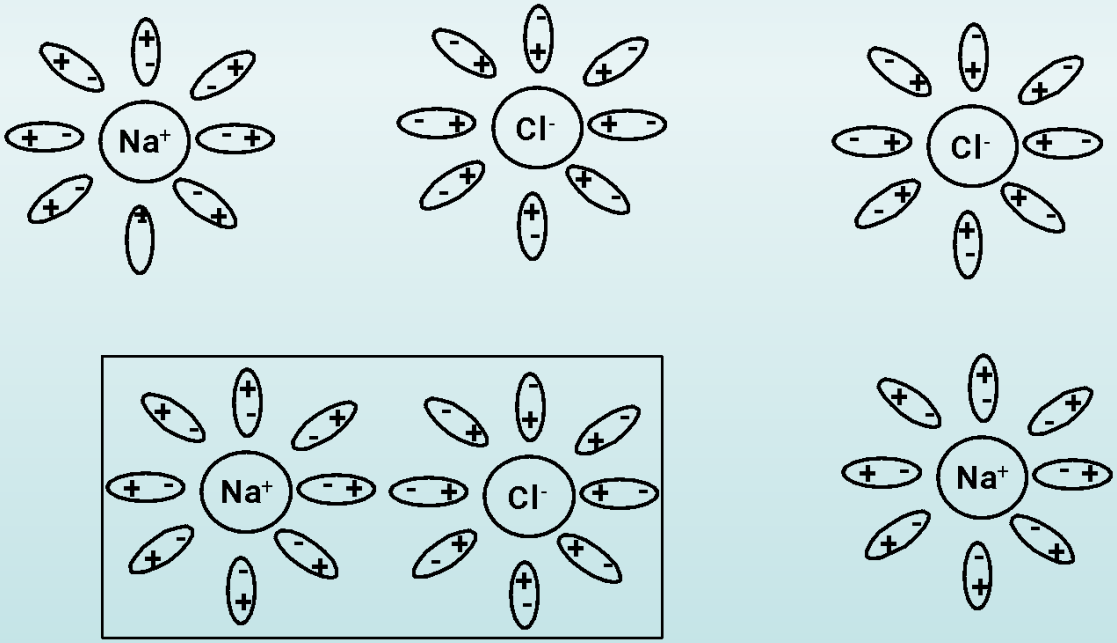
$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-} \qquad K_2$$

$$K_1 = \frac{[CO_3^{2-}] \bullet [H^+]}{[HCO_3^-]} \qquad K_1 = \frac{[HCO_3^-] \bullet [H^+]}{[H_2CO_3]}$$

$$K_{заг} = \frac{[CO_3^{2-}] \bullet [H^+]^2}{[H_2CO_3]} \qquad K_{заг} = K_1 \cdot K_2$$

Основні положення теорії сильних електролітів

- У водних розчинах сильні електроліти повністю дисоціюють
- Кількість іонів у розчинах сильних електролітів завжди менша теоретично розрахованої



іонна пара

Основні положення теорії сильних електролітів

$$a = f \cdot C$$

f – коефіцієнт активності,

C – розрахована концентрація

Іонна сила розчину - півсума добутків концентрації кожного іону на квадрат його заряду.

$$I = \frac{1}{2}(C_a \bullet Z_a^2 + C_b \bullet Z_b^2 + C_c \bullet Z_c^2 + \ldots) = \frac{1}{2}\sum_i Ci \bullet Z_i^2$$

$$\lg f = -0{,}5 \bullet Z^2 \sqrt{I}$$

Формула Дебая-Хюккеля

Теорії кислот і основ

Протолітична теорія кислот та основ Бренстеда-Лоурі

Кислотами називаються речовини, молекули або іони яких можуть відщеплювати протони. Кислоти - донори протонів

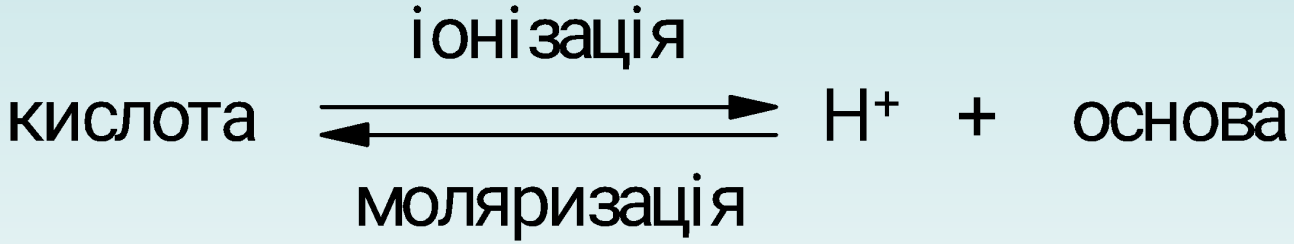
Основами називаються речовини, молекули або іони яких здатні приєднувати протони. Основи - акцептори протонів

Реакції, які супроводжуються переносом протонів називаються ***протолізом*** або ***протолітичними реакціями***.

До протолітичних відносяться реакції:

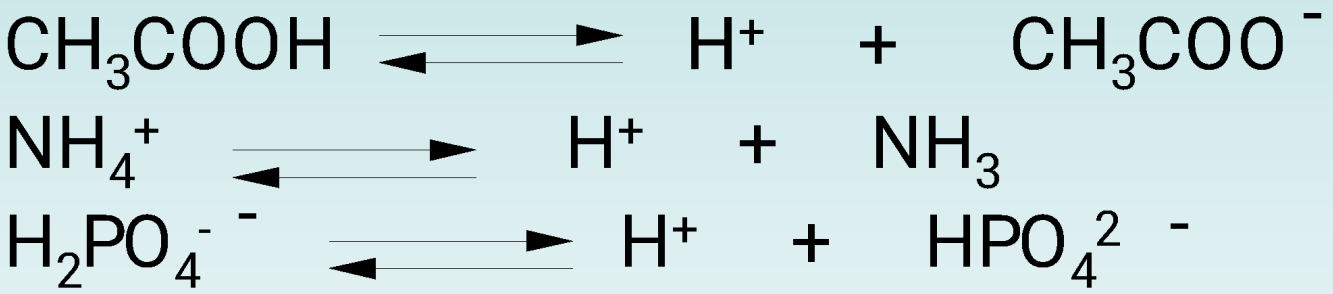
-***нейтралізації*** (взаємодія кислоти і основи з утворенням солі і води),
-гідролізу (взаємодія солі і води з утворенням кислоти і основи)
- ***дисоціації*** кислот і основ.

Теорії кислот і основ

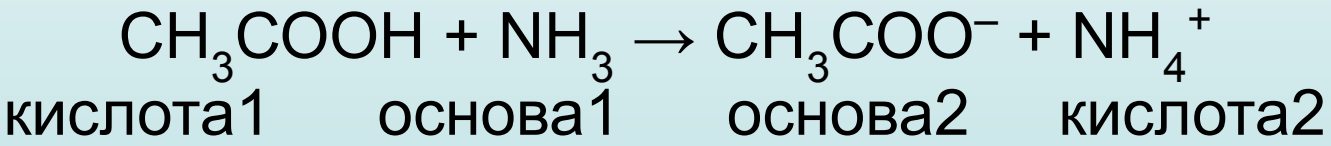


Кислоти і основи, зв'язані між собою приведеним співвідношенням, утворюють кислотно-основну пару або спряжену систему і називаються ***спряженими***

Наприклад



Кислота проявляє кислотні властивості лише в присутності основи, здатної прийняти протон



У водних розчинах

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

$$Kc = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[H_2O] \cdot [CH_3COOH]}$$

$$Kc \cdot [H_2O] = Ka = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Ка - константа іонізації кислоти (константа кислотності) кількісна міра відносної сили кислоти

рКа - показник константи кислотності, дорівнює від'ємному десятковому логарифму константи кислотності

рКа = -lgКа

Для основ - константа основності **Кв (рКв = -lg Кв)**

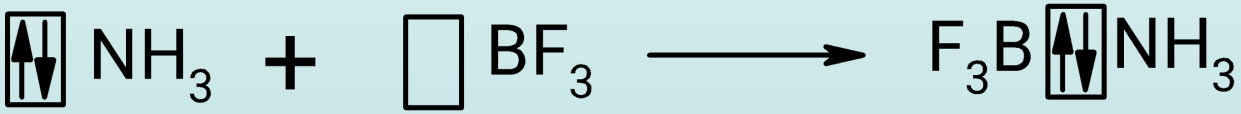
Найважливіші кислотно-основні пари по групах (при 25°С)

pKa	Спряжені кислоти		Спряжені основи	pKв
-9	$HClO_4$	⇌	$H^+ + ClO_4^-$	23
-9	HI	⇌	$H^+ + I^-$	23
-3	HCl	⇌	$H^+ + Cl^-$	17
-3	H_2SO_4	⇌	$H^+ + HSO_4^-$	17
-1,74	H_3O^+	⇌	$H^+ + H_2O$	15,74
-1,32	HNO_3	⇌	$H^+ + NO_3^-$	15,52
1,42	$H_2C_2O_4$	⇌	$H^+ + HC_2O_4^-$	12,58
1,92	HSO_4^-	⇌	$H^+ + SO_4^{2-}$	12,08
1,96	H_3PO_4	⇌	$H^+ + H_2PO_4^-$	12,04
4,21	$HC_2O_4^-$	⇌	$H^+ + C_2O_4^{2-}$	9,79
4,60	HBO_2	⇌	$H^+ + BO_2^-$	9,40*
4,75	CH_3COOH	⇌	$H^+ + CH_3COO^-$	9,25
6,10	$H_2O + CO_2$	⇌	$H^+ + HCO_3^-$	7,90
6,92	H_2	⇌	$H^+ + H^-$	7,08
7,12	$H_2PO_4^-$	⇌	$H^+ + HPO_4^{2-}$	6,88
8,20	HHв	⇌	$H^+ + Hв^-$	5,80
9,25	NH_4^+	⇌	$H^+ + NH_3$	4,75
9,30	HCN	⇌	$H^+ + CN^-$	4,70
10,40	HCO_3^-	⇌	$H^+ + CO_3^{2-}$	3,60
11,62	H_2O_2	⇌	$H^+ + HO_2^-$	2,38
12,32	HPO_4^{2-}	⇌	$H^+ + PO_4^{3-}$	1,68
13,00	HS^-	⇌	$H^+ + S^{2-}$	1,00
15,74	H_2O	⇌	$H^+ + OH^-$	-1,74

Електронна теорія кислот і основ Льюїса

Кислотами називаються молекули або іони, що мають вакантні орбіталі. Кислоти є акцепторами електронів.

Основами називаються молекули або іони, що мають неподілені пари електронів. Основи є донорами електронів.



$$H^+ + OH^- = H_2O$$

Водневий показник.
Способи визначення pH розчинів

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$Kc = \frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]} \qquad Kc\cdot[H_2O] = [H^+]\cdot[OH^-]$$

$K(H_2O) = Kc\cdot[H_2O] = 1{,}8\cdot10^{-16}\cdot55{,}56 = \underline{1\cdot10^{-14}}$

$K(H_2O)$ - іонний добуток води

$[H^+]\cdot[OH^-] = 1\cdot10^{-14}$ моль/л

$[H^+] = [OH^-] = 1\cdot10^{-7}$ моль/л

Для чистої води

$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л - реакція середовища нейтральна

$[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л - реакція середовища кисла

$[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л - реакція середовища лужна

Водневий показник (pH) - величина, що дорівнює від'ємному десятковому логарифму молярної концентрації іонів водню

$pH = -lg[H^+]$ і відповідно $pOH = -lg[OH^-]$

$pH + pOH = 14$ (при 25°C)

$[H^+]$, моль/л	pH	реакція середовища
Від 10^{-1} до 10^{-3}	1-3	сильнокисла
Від 10^{-3} до 10^{-7}	3-7	слабокисла
10^{-7}	7	нейтральна
Від 10^{-7} до 10^{-11}	7-11	слабколужна
Від 10^{-11} до 10^{-14}	11-14	сильнолужна

Способи визначення pH розчинів кислот і основ

1. Розрахунковий

Для розчинів кислот $[H^+] = Ca \cdot \alpha \cdot в$

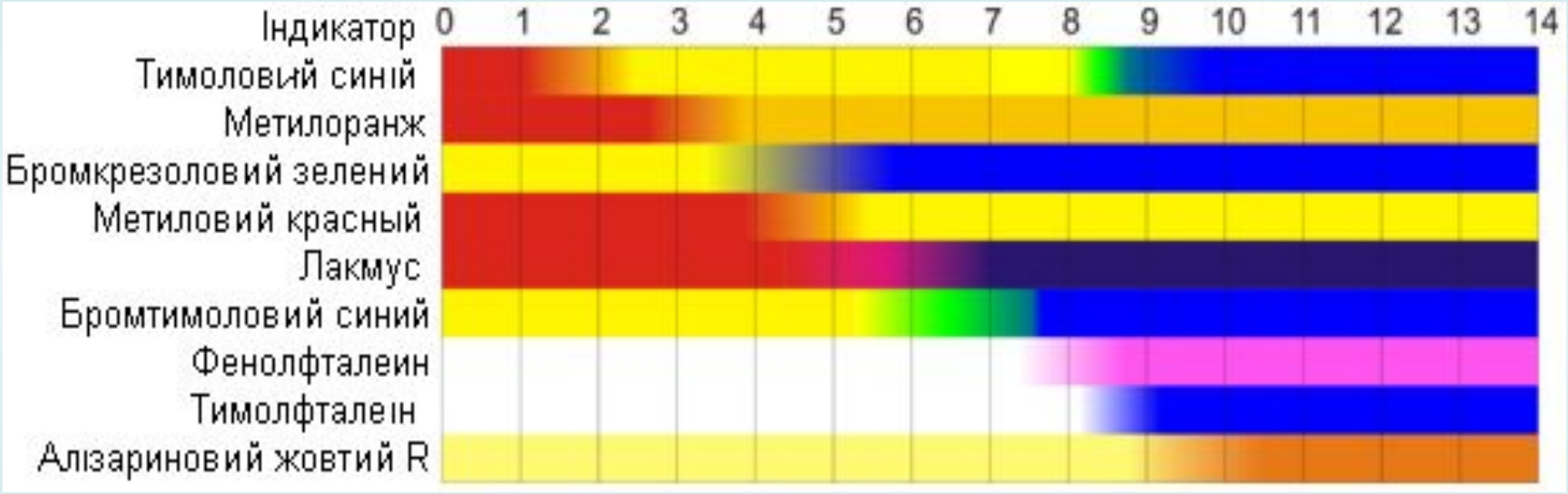
Для розчинів основ $[OH^-] = Cв \cdot \alpha \cdot в$

$pH = -lg[H^+]$ $pOH = -lg[OH^-]$

$pH + pOH = 14$ (при 25°C)

Способи визначення pH розчинів кислот і основ

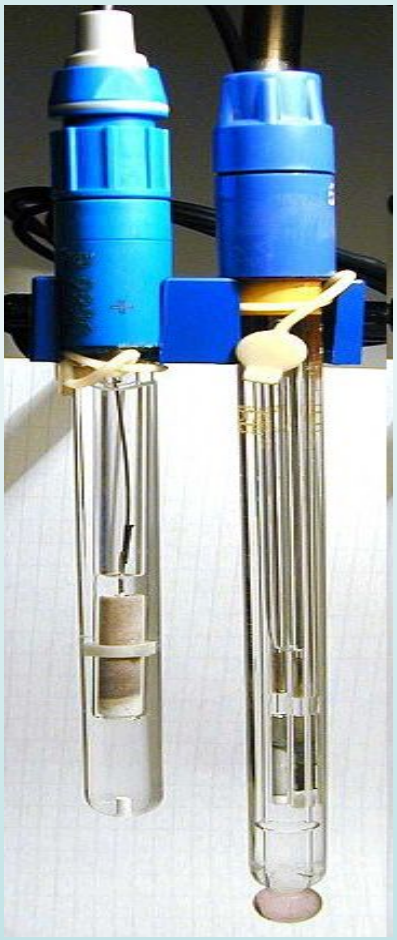
2. З допомогою кислотно-основних індикаторів



Інтервал переходу – діапазон значень pH, при якому відбувається зміна кольору індикатора

Способи визначення pH розчинів кислот і основ

3. З допомогою pH-метрів



Основи титриметричного аналізу

Метод кількісного аналізу, в якому кількісний вміст речовини визначають за об'ємом реактиву точної концентрації, що йде на титрування певного об'єму розчину досліджуваної речовини, називають ***титриметричним аналізом.***

Робочий розчин (титрант або стандартний) – це розчин реактиву відомої концентрації, який використовують для знаходження концентрації розчинів досліджуваних речовин.

Титрування –процес поступового повільного приливання до розчину однієї речовини невеликих порцій розчину реагенту до ***точки еквівалентності*** (завершення хімічної реакції)

Закон еквівалентів

$$N_{р.р.} \cdot V_{р.р.} = N_{д.р.} \cdot V_{д.р.} \qquad \frac{N_{р.р.} \cdot V_{р.р.}}{1000} = \frac{m_{д.р.}}{E_{д.р.}}$$

де, Np.p., Vp.p. - нормальність та об'єм робочого розчину, що пішов на титрування, Nд.р., Vд.р., mд.р., Ед.р. - нормальність, об'єм досліджуваного розчину або маса та молярна маса еквіваленту досліджуваної речовини.

Класифікація титриметричних методів

За хімічною реакцією:

- ***кислотно-основні***
- ***окисно-відновні***
- ***осаджувальні***

За методикою виконання:

- ***хімічні***
- ***фізико-хімічні***

Метод нейтралізації – метод титриметричного аналізу в основі якого лежить реакція:

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

Алкаліметрія - робочим розчином є ***сильна основа***; визначають кислоти та солі слабких основ

Ацидиметрія - робочим розчином є ***сильна кислота***; визначають основи та солі слабких кислот

Алкаліметрія використовується для визначення pH шлункового соку

Титриметрична одиниця – кількість мл 0,1 н розчину NaOH, що витрачається на 100 мл чистого (профільтрованого) шлункового соку.

- ***нормальна кислотність*** - 40-60 мл 0,1 н NaOH;
- ***знижена кислотність***– менше 40 мл 0,1 н NaOH;
- ***підвищена кислотність*** – більше 60 мл 0,1 н NaOH.

Вільна кислотність шлункового соку зумовлена наявністю вільної хлоридної кислоти,

Зв'язана кислотність зумовлена фосфатами, хлоридами білків та інших основ, куди входить зв'язана хлоридна кислота і кислотний залишок.

Загальна кислотність дорівнює сумі зв'язаної і вільної кислотності.

Посуд для виконання титриметричного аналізу

Піпетка 20мл

Ручна мікропіпетка

Бюретка для титрування
(з краном)

Колба Ерленмеєра

Значення pH фізіологічних рідин організму

Рідина людського організму	Оптимальне значення pH	Можливі коливання
Шлунковий сік	1,65	0,8-2,5
Сеча	5,80	5,0-6,5
Сік товстого кишечника	6,10	-
Сік тонкого кишечника	6,51	5,-7-7,07
Слина	6,75	5,6-7,9
жовч	6,80	5,6-8,0
Плазма крові	7,40	7,36-7,44
Піт	7,40	7,20-7,80
Спинно-мозкова рідина	7,60	7,35-7,80
Сльозова рідина	7,70	7,6-7,8
Сік підшлункової залози	8,80	8,6-9,0

Буферні розчини

Буферними системами називаються розчини, здатні підтримувати pH при додаванні невеликої кількості кислоти або лугу, а також при розбавленні.

Буферні розчини

За складом буферні системи бувають двох типів:

1. **Основні буферні системи** - суміш слабкої основи та її солі, утвореної сильною кислотою (аміачний буфер $NH_4OH + NH_4Cl$).

2. **Кислотні буферні системи** - суміш слабкої кислоти та її солі, утвореної сильною основою (ацетатний буфер $CH_3COOH + CH_3COONa$, бікарбонатний $H_2CO_3 + NaHCO_3$ та ін.)

3. **Солі багатоосновних кислот** наприклад фосфатний буфер $NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4$.

pH буферних розчинів. Рівняння Гендерсона-Гассельбаха

Ацетатний буфер ($CH_3COOH+CH_3COONa$)

$$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K_{дис.} = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \qquad [H^+] = K_{дис.} \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[H^+] = K_{дис.} \cdot \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]} \qquad pH = pK_{a.} - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]}$$

$$pH = pK_a - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{спряжена основа}]} \qquad pH = pK_a - \lg \frac{N_{к-ти} \cdot V_{к-ти}}{N_{солі} \cdot V_{солі}}$$

Механізм дії буферних розчинів

Ацетатний буфер ($CH_3COOH+CH_3COONa$)

$$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

Додавання сильної кислоти

$$CH_3COONa + HCl = CH_3COOH + NaCl$$

$$pH = pK_a - \lg \frac{N_{к-ти} \cdot V_{к-ти} + N_{HCl} \cdot V_{HCl}}{N_{солі} \cdot V_{солі} - N_{HCl} \cdot V_{HCl}}$$

Додавання сильної основи

$$CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O$$

$$pH = pK_a - \lg \frac{N_{к-ти} \cdot V_{к-ти} - N_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}{N_{солі} \cdot V_{солі} + N_{NaOH} \cdot V_{NaOH}}$$

Буферна ємність

Здатність буферних систем протидіяти зміні pH вимірюється ***буферною ємністю***

Буферна ємність - це кількість моль-еквівалентів сильної кислоти або лугу, які необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змістити pH на одиницю

$$B = \frac{C}{pH - pH_0}$$

,

$$B_к = \frac{N_к \cdot V_к}{V_б(pH_0 - pH)}$$

$$B_л = \frac{N_л \cdot V_л}{V_б(pH - pH_0)}$$

Біологічне значення буферних розчинів

Регуляторні системи забезпечення сталості pH крові:

1) **Буферні системи**:
   1. бікарбонатна – H_2CO_3 + $NaHCO_3$
   2. фосфатна - NaH_2PO_4 +Na_2HPO_4
   3. білкова - ProtCOOH + ProtOOONa,
   4. гемоглобінова - ННв + КНв
   5. оксигемоглобінова – $ННвO_2$ + $КНвO_2$
2) **Діяльність легень**.
3) **Видільна функція нирок**.

Ефективність дії :

~ 20 год - нирки

~1-3 хв - легені

~ 30 сек - буферні системи

Біологічне значення буферних розчинів

Гідрокарбонатний - найважливіший позаклітинний буфер (35% буферної дії плазми і 18% буферної дії еритроцитів.

Співвідношення компонентів H_2CO_3/HCO_3^- 1/20 (при pH плазми крові 7,40)

Лужний резерв організму.
Пониження до 46% - компенсований ацидоз,
Підвищення до 75% - компенсований алкалоз.
Перевищення - некомпенсований ацидоз і алкалоз.

Біологічне значення буферних розчинів

Інші буферні системи:

Білкові буферні системи :

При pH = 7,40 білки плазми здатні зв'язати 18 ммоль основ на 1 г плазми.

(ННв + КНв) – гемоглобінова буферна система;

($ННвО_2$ + $КНвО_2$) – оксигемоглобінова буферна система. (75% дії).

Гідрокарбонатна, гемоглобінова і оксигемоглобінова буферні системи пов'язані з дихальною функцією крові.

Гідроліз солей

Гідролізом солей називається реакція солі з водою, в результаті якої утворюються малодисоційовані або малорозчинні електроліти

Константа гідролізу ($К_{гідр}$) – величина, що характеризує гідроліз

Гідроліз *за катіоном*

(солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами)

$$NH_4Cl + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + HCl$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + \underline{H^+}$$

реакція середовища ***слабокисла***

$$K_{гідр.} = \frac{K_{H_2O}}{K_{кислоти}}$$

Гідроліз *за аніоном*

(солі, утворені слабкими кислотами і сильними основами)

$$KCN + H_2O \rightleftharpoons HCN + KOH$$

$$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$$

реакція середовища ***слаболужна***

$$K_{гідр.} = \frac{K_{H_2O}}{K_{слабкк-ти}}$$

Гідроліз *за катіоном і аніоном*
(солі, утворені слабкими кислотами і основами)

$$NH_4CN + H_2O \rightleftharpoons HCN + NH_4OH$$

реакція середовища ***нейтральна***

$$K_{гідр.} = \frac{K_{H_2O}}{K_{слабкк-ти} \cdot K_{слабкоснови}}$$

Ступінь гідролізу - це відношення числа молекул солі, які прогідролізували, до загального числа молекул солі в розчині

$$\alpha_{\text{гідр.}} = \sqrt{\frac{K_{\text{гідр.}}}{C_{\text{солі}}}}$$

Фактори, що впливають ступінь гідролізу :

Природа солі. Чим слабша кислота або основа утворюють сіль, тим більший ступінь гідролізу солі.

Концентрація солі. З розведенням розчину ступінь гідролізу збільшується

Температура. З підвищенням температури ступінь гідролізу збільшується.

Присутність в розчині солі інших електролітів.

Колігативні властивості розчинів неелектролітів

Колігативними називаються властивості розчинів, які не залежать від природи розчиненої речовини, а визначаються лише кількістю частинок у розчині (концентрацією розчину),

До них відносяться:

-зниження тиску пари розчинника над розчином,

- зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчину,

-осмотичний тиск.

Перший закон Рауля

Тиск пари розчинника над розведеним розчином нелеткої речовини прямо пропорційний концентрації розчинника у розчині

$$P = P_0 \cdot X_1 \qquad \frac{\Delta P}{P_0}$$

Зниження тиску пари розчинника над розчином дорівнює мольній долі розчиненої речовини

$$\Delta P = P_0 \cdot X_2$$

P_0 - тиск насиченої пари над чистим розчинником;
X_1 - мольна доля розчинника;
X_2 - мольна доля розчиненої речовини

Другий закон Рауля

Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розведених розчинів неелектролітів прямо пропорційне моляльній концентрації розчиненої речовини

$$\Delta t_{з.} = К \cdot В(Х) = К \cdot \frac{m(x) \bullet 1000}{M(x) \bullet m(р-ка, г)}$$

К - кріоскопічна постійна, для води = 1,86

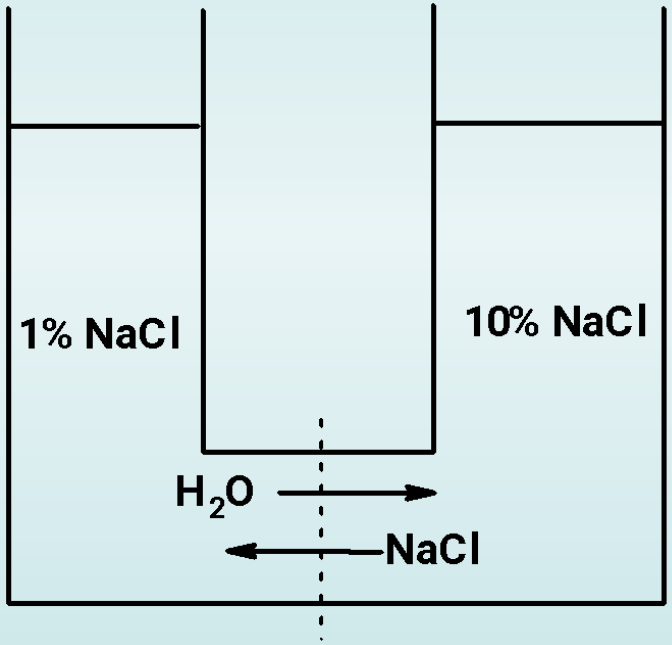
$$\Delta t_{к.} = Е \cdot В(Х) = Е \cdot \frac{m(x) \bullet 1000}{M(x) \bullet m(р-ка, г)}$$

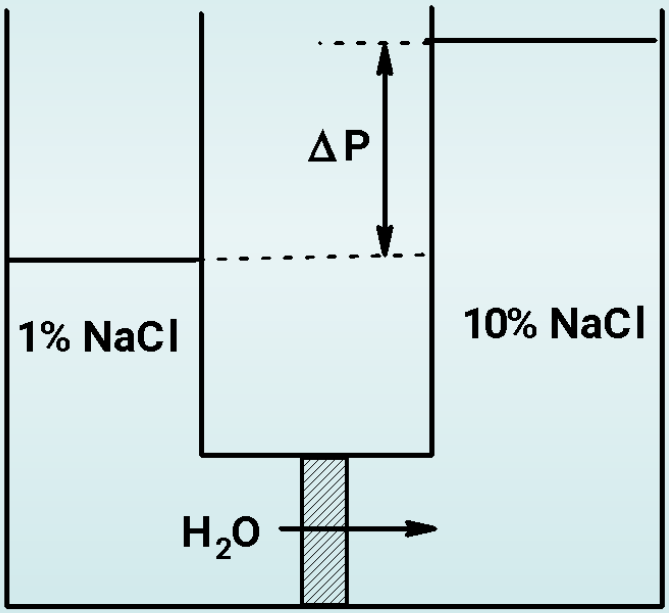
Е - ебуліоскопічна постійна, для води = 0,62

Метод визначення молекулярної маси розчиненої речовини,
що ґрунтується на вимірюванні зниження температур замерзання
Або кипіння розчинів називається відповідно ***кріоскопією*** або ***ебуліоскопією***

Осмотичний тиск

Дифузія – процес самовільного вирівнювання концентрації розчиненої речовини у розчині, що зумовлений тепловим рухом молекул і приводить до збільшення (S)





Осмос – однонаправлене переміщення розчинника через напівпроникну мембрану проти градієнта концентрації

Осмотичний тиск - тиск, необхідний, щоб зупинити осмос

Закон Вант-Гоффа (1886 р.)

Осмотичний тиск прямопропорційний молярній концентрації і абсолютній температурі розчину

$$\pi = CRT \qquad \pi = \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot V_{\text{розчину}}} \cdot RT$$

Метод визначення молекулярних мас речовин за величиною осмотичного тиску їх розчинів називається ***осмометрією***.

Ізотонічний коефіцієнт (*i*) – коефіцієнт, що показує реальну кількість частинок у розчині

$\Delta t_к. = i \cdot E \cdot B(X)$; $\Delta t_з. = i \cdot К \cdot B(X)$; $\pi = i \cdot CRT$

Значення осмотичного тиску для біологічних систем

Осмотичний тиск крові людини при 37^{O}С - **7,4-7,7** атм.
700-800 кПа

Онкотичний тиск – осмотичний тиск, зумовлений розчиненими у крові Високомолекулярними речовинами

Осмомолярність – загальна концентрація низькомолекулярних і високомолекулярних речовин у крові, що створюють осмотичний тиск (в організмі людини **0,303моль/л**)

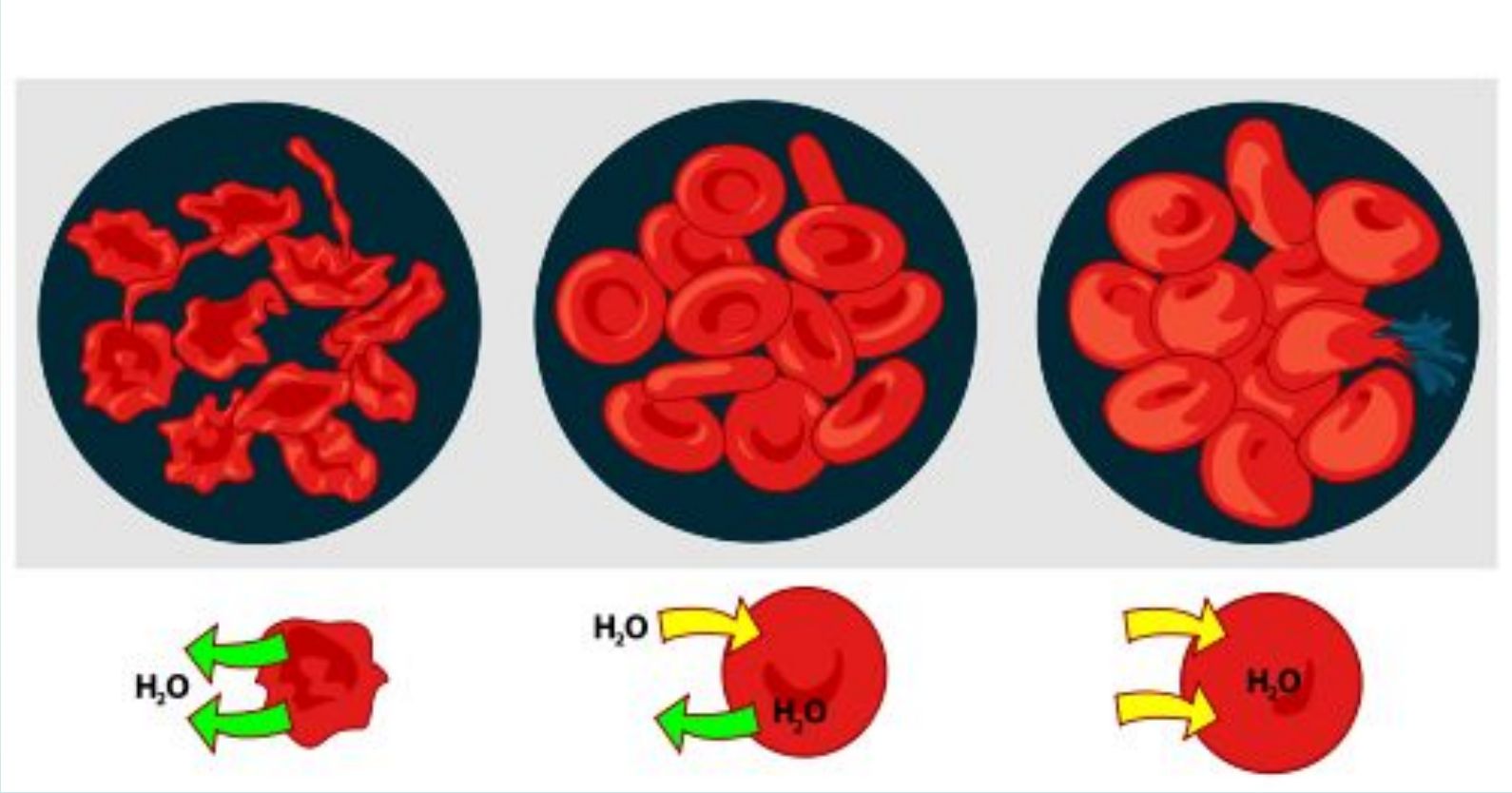
Значення осмотичного тиску для біологічних систем

Ізотонічні - розчини, що мають осмотичний тиск, рівний осмотичному тиску крові

Гіпотонічні - розчини, що мають осмотичний тиск, менший ніж осмотичний тиск крові

Гіпертонічні - розчини, що мають осмотичний тиск, менший ніж осмотичний тиск крові

Плазмоліз та гемоліз еритроцитів крові



Значення осмотичного тиску для біологічних систем

0,9% розчин NaCl – ізотонічний розчин, фізрозчин – кровозамінник, розчинник для інтравенозного введення ліків

5% розчин глюкози – ізотонічний розчин – кровозамінник, при загальному ослабленні організму

5-10% розчини NaCl – гіпертонічні розчини – в хірургії, для очищення ран