

Розчини.
Способи вимірювання
концентрацій розчинів.
Колігативні властивості розчинів.
pH розчинів. Буферні системи

Лектор: ст.викл., к.х.н., Яновська Г.О.

План лекції

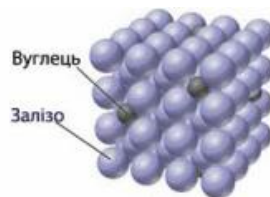
1. Поняття про розчини. Класифікація розчинів. Розчинність.
2. ТЕД. Сильні та слабкі електроліти.
3. Способи вираження концентрацій речовин.
4. Колігативні властивості розчинів
5. рН розчинів. Йонний добуток води.
6. Буферні системи.

Розчин – це гомогенна система змінного складу.

Ознаками істинних розчинів є **відсутність поверхні поділу**, що зумовлює прозорість і високу стійкість розчинів, тому вони самочинно не розділяються на складові частини протягом тривалого часу.

Розчини прийнято класифікувати за різними ознаками:

- 1 - за агрегатним станом (рідкі, тверді, газоподібні)
- 2 – за типом розчинника (водні та неводні);
- 3 – за типом розчиненої речовини (розчини неелектролітів та електролітів);
- 4 – за концентрацією розчиненої речовини (розведені та концентровані);
- 5 – за насиченістю розчину розчиненою речовиною (насичені, ненасичені, пересичені).



Розчинність

*Здатність речовини рівномірно розподілятися по всьому об'єму розчинника називається **розчинністю**.*

За розчинністю у воді усі речовини поділяються на три групи.

- 1. Розчинні речовини, наприклад, цукор, натрій хлорид, натрій гідроксид (тверді); етиловий спирт, ацетон (рідкі); хлороводень, амоніак (гази).*
- 2. Малорозчинні: кальцій сульфат, свинець (тверді речовини); діетиловий етер, бензен (рідини); кисень, азот, метан (гази).*
- 3. Нерозчинні: скло, срібло, золото (тверді речовини); гас, рослинні масла (рідини); гелій, неон, аргон (гази).*

***Коефіцієнт розчинності γ** – це величина, що показує, скільки грамів речовини може максимально розчинитися у 100г розчинника при даній температурі.*

*Розчин, у якому за даної температури речовина більш не розчиняється і встановлюється динамічна рівновага між розчиненою речовиною у розчині та її осадом, називається насиченим, а молярна концентрація насиченого розчину – **розчинністю s** :*

$$s = C_{M(\text{насич})}.$$

Теорія електролітичної дисоціації

- **Розчинення** – складний процес, при якому частинки розчинної речовини активно взаємодіють з молекулами розчинника. Водні розчини солей, кислот, основ мають здатність проводити електричний струм.
- Речовини, які проводять у розчині електричний струм, називаються **електролітами**. Електропровідність обумовлена катіонами і аніонами, які утворюються внаслідок електролітичної дисоціації сполук у воді. Цей мимовільний процес дістав назву **електролітичної дисоціації**. Вчення, яке пояснює і кількісно описує ці процеси, дістало назву теорії електролітичної дисоціації, засновником якої є С.Арреніус (1887).

У загальному вигляді процес розкладання електроліту $KtAn$ можна зобразити так:



Кількісно процес електролітичної дисоціації характеризується ступенем електролітичної дисоціації (α) і сталої електролітичної дисоціації (K_g).

Ступінь електролітичної дисоціації – це відношення кількості розкладених на іони молекул (n) до загальної кількості розчинених молекул (N), $\alpha = n/N$. α змінюється від 0 до 1. Якщо $\alpha \geq 0,3$, то маємо *сильні електроліти* (NaOH, HCl, KCl). *Слабкі електроліти* (NH₄Cl, CH₃COOH, H₂CO₃) мають $\alpha \leq 0,03$. Електроліти середньої сили мають α в межах 0,03 - 0,3 (H₂SO₄, молочна кислота, лимонна кислота).

Наприклад, для дисоціації оцтової кислоти



$$K_g = \frac{\bar{k}}{k} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Закон розведення Оствальда

Якщо концентрацію електроліту оцтової кислоти позначити через C , а ступінь дисоціації її α , то концентрація кожного іона буде дорівнювати αC , а концентрація недисоційованих молекул $(1-\alpha)C$. Тоді рівняння матиме вигляд

$$K_g = \frac{(\alpha C)^2}{(1-\alpha)C}, \quad \text{або} \quad K_g = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} C.$$

Для слабких електролітів $\alpha \ll 1$; величиною α в знаменнику можна знехтувати, тоді рівняння набуває вигляду

$$K_g = \alpha^2 C,$$

звідси

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_g}{C}}.$$

Сильні електроліти. У водних розчинах сильні електроліти звичайно повністю дисоційовані. Для оцінки стану іонів сильних електролітів у розчині користуються **умовною ефективною концентрацією або активністю (a)** (Г.Льюїс). Під активністю іона розуміють ту **ефективну умовну його концентрацію, відповідно до якої він діє під час хімічних реакцій**. Зв'язок між активністю та концентрацією виражається співвідношенням

$$a = f \cdot C,$$

де f – коефіцієнт активності; C – молярна концентрація електроліту.

У наведених розчинах природа іонів мало впливає на значення коефіцієнтів активності. Можна вважати, що коефіцієнт активності певного іона залежить від його заряду та іонної сили розчину (I)

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i Z_i^2,$$

де I – іонна сила; C_i – молярна концентрація іона; Z – заряд іона.

Способи вираження концентрацій розчинів

Відсоткова концентрація (Масова частка), W , %
- показує кількість грамів розчиненої речовини у 100 г розчину. Наприклад, 0,9% розчин NaCl – це такий розчин, у 100 г якого міститься 0,9 г NaCl і 99,1 г H_2O .

$$W = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{речов}}}{m_{\text{розчинника}} + m_{\text{речов}}} \cdot 100\%.$$

Молярна концентрація, C_M – показує кількість молей речовини, розчинених у 1 л розчину.

$$C_M = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}}, [\text{моль} / \text{л}].;$$

- Моляльна концентрація C_m – це кількість моль розчиненої речовини в 1000 г розчинника:

$$C_m = \frac{n(x) \cdot 1000}{m(\text{р-ка})} = \frac{m(x)}{m(\text{р-ка})} \cdot \frac{1000}{M(x)}$$

Мольна частка χ – це величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини ν_1 до загальної кількості всіх речовин у розчині (тобто суми числа молів розчиненої речовини ν_1 і числа молів розчинника ν_2). Раніше мольна частка позначалася великою літерою N , але в останній час уведене нове позначення – грецькою буквою капа χ , тому необхідно брати до уваги обидва варіанти:

$$\chi = N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}.$$

Молярна концентрація еквівалента (нормальність),
 C_N – показує кількість речовини еквівалента, розчиненої в 1 л розчину.

Так, 2N розчин H_2SO_4 – це такий розчин, в 1 л якого вміщується два грам-еквівалента, тобто 98 г H_2SO_4

$$C_N = \frac{m_{\text{речов}}}{M_{\text{речов}} \cdot V_{\text{розчину}}}, [\text{екв} / \text{л}], [\text{моль} / \text{л}].$$

$$N_1 V_1 = N_2 V_2.$$

Молярну концентрацію еквівалента можна розрахувати за формулою

$$C_N = \frac{10 \cdot W \cdot \rho}{M_{\text{екв}}},$$

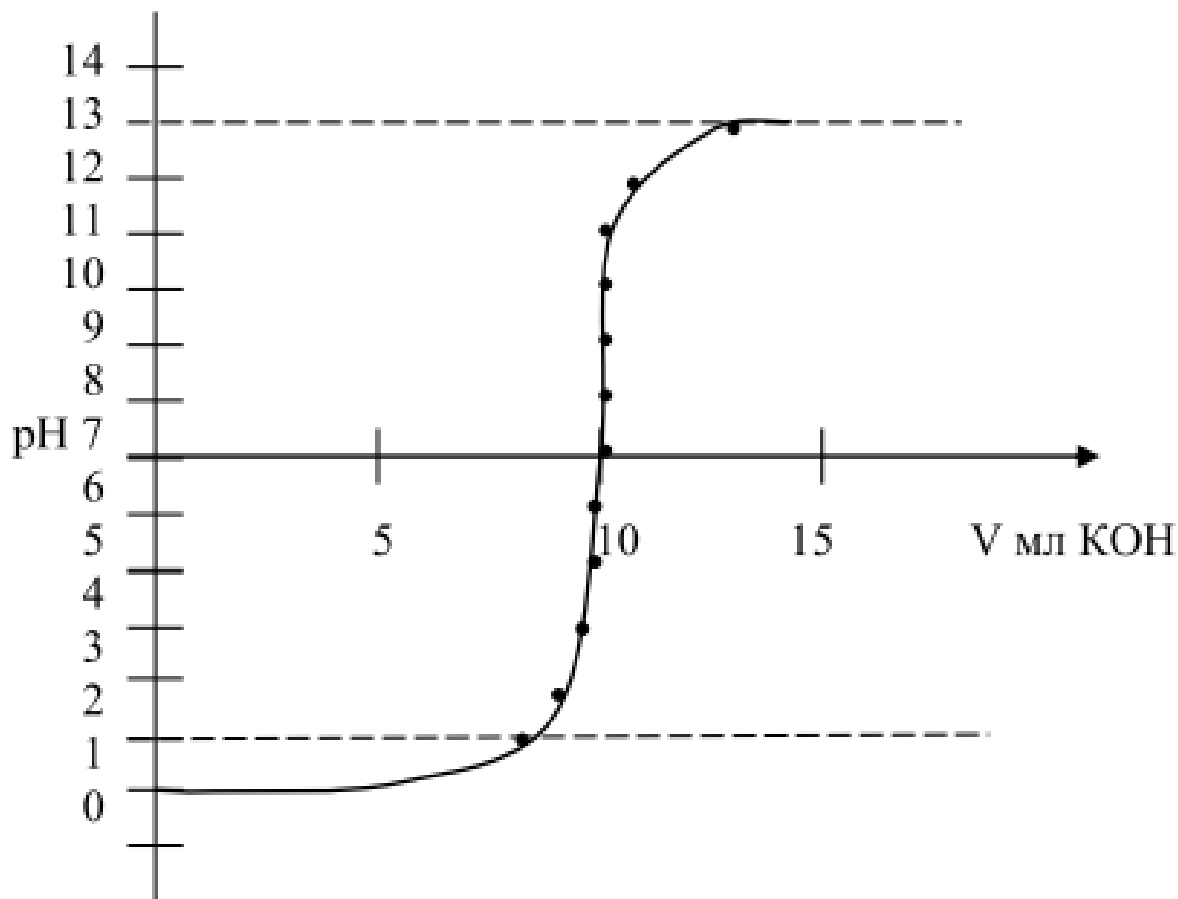
де ρ - густина; $M_{\text{екв}}$ – еквівалентна маса.

Титр T – це величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину

Титр показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 1мл розчину, тому вимірюється в [г/мл]. Число 1000 у чисельнику ставиться у тому випадку, коли об'єм розчину виміряний у літрах. Якщо об'єм виражається у мл, то чисельник на 1000 домножувати не слід.

$$T = \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{V_{\text{розч}} (\text{л})}.$$

Основи титриметричного аналізу



- Титриметричним аналізом називають метод кількісного аналізу, в якому вимірювання маси деякої речовини проводиться шляхом вимірювання об'ємів.

Переходи забарвлення індикаторів

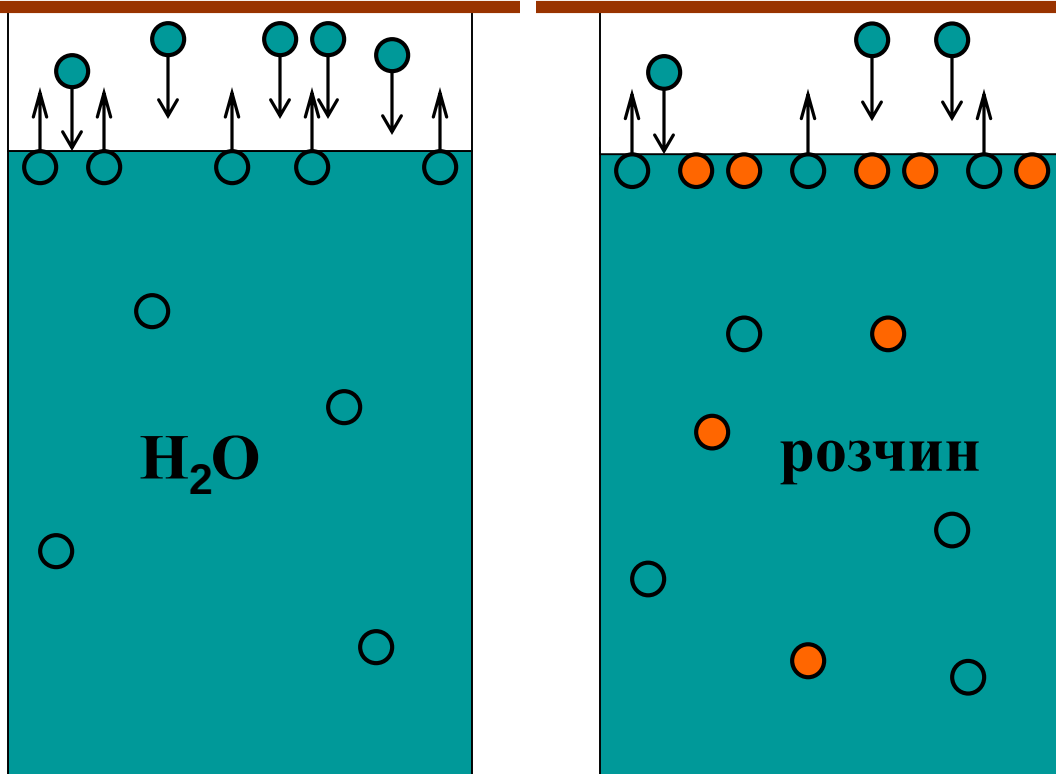
Індикатор	Інтервал переходу рН	Забарвлення	
		у кислоті	в основі
Метиловий оранжевий	3,1-4,4	червоне	жовте
Метиловий червоний	4,2-6,2	червоне	жовте
Лакмус	5-8	червоне	синє
Фенолфталеїн	8,2-10	безбарвний	малинове
Алізариновий жовтий	11-13	жовте	бузкове

Колігативні властивості розчинів – це властивості, які залежать від числа частинок розчиненої речовини і не залежать від її природи.

Виділяють наступні колігативні властивості:

- Зниження тиску насиченої пари над розчином
- 2. Зниження температури замерзання розчину (ΔT_z) та зростання температури кипіння розчину (ΔT_k)
- 3. Осмотичний тиск ($P_{осм}$).

Зниження тиску насиченої пари над розчином. І закон Рауля



$\uparrow t \quad \uparrow p_0$

H_2O :

$0^{\circ}C - 4,6$ мм рт. ст.

$20^{\circ}C - 17,4$ мм рт. ст.

$100^{\circ}C - 760$ мм рт. ст.

$p_0 = p_{атм}$. Рідина закипає

$$p_0 > p$$

Закон Рауля

- Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином у порівнянні з чистим розчинником за даної температури дорівнює мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = N(x)$$

p^0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником

p – тиск насиченої пари над розчином

N – мольна частка розчиненої речовини.

Мольна частка

- $N(X) = \frac{n(x)}{n(x)+n(p\text{-ля})}$
- Враховуючи, що маси речовин в системі пропорційні їх масовим часткам, тобто:

$$\frac{m(x)}{m(p\text{-ка})} = \frac{\omega(x)}{\omega(p\text{-ка})}$$

- Ми отримуємо вираз закону **Рауля** у вигляді:

$$\frac{\Delta P}{P^0} = \frac{\omega(x)}{\omega(p\text{-ка})} \cdot \frac{M(p\text{-ка})}{M(x)}$$

Закон Рауля

$$\frac{\Delta P}{P^0} = \frac{\omega(x)}{1 - \omega(x)} \cdot \frac{M(\text{р-ля})}{M(x)}$$

$$\frac{\Delta P}{P^0} = \frac{C_{\%}(x)}{100 - C_{\%}(x)} \cdot \frac{M(\text{р-ля})}{M(x)}$$

через моляльну концентрацію C_m

$$\frac{\Delta P}{P^0} = C_m \cdot \frac{M(\text{р-ка})}{1000}$$

II закон Рауля

$$\Delta T_{\text{замерзання}} = T_{\text{зам. розчинника}} - T_{\text{зам. р-ну}} = \Delta T_z$$

$$\Delta T_{\text{кипіння}} = T_{\text{кип. р-ну}} - T_{\text{кип. р-ка}} = \Delta T_k$$

Збільшення температури кипіння (ΔT_k) та зниження температури замерзання (ΔT_z) розбавлених розчинів неелектролітів прямо пропорційно моляльній концентрації розчину.

$$\Delta T_k = K_e \cdot C_m; \quad \Delta T_z = K_z \cdot C_m;$$

II закон Рауля

Чим більше концентрація розчиненої речовини, тим вищою є T_k і нижче T_z розчину.

$$\Delta T_k = K_e \cdot C_m; \quad \Delta T_z = K_k \cdot C_m;$$

C_m – моляльна концентрація – кількість розчиненої речовини в 1 кг розчинника (моль/кг):

$$C_m = \frac{m_{\text{речовини}}}{M \cdot m_{\text{розчинника (кг)}}$$

K_e – ебуліоскопічна константа;

K_k (K_k) – криоскопічна константа;

Константи залежать від природи розчинника.

При $C_m = 1$ моль/кг; $K_k = \Delta T_z$; $K_e = \Delta T_k$.

$K_{e_{H_2O}} = 1,86$ кг·К/моль; $K_{e_{H_2O}} = 0,52$ кг·К/моль;

Константы K_e и K_k

Розчинник	H_2O	бензол	этанол
K_e град К · кг/моль	0,52	2,57	1,23
K_k град К · кг/моль	1,86	5,12	-

Кріометрія –метод визначення молярної маси речовини (М) по температурі замерзання:

$$M_{\text{речовини}} = \frac{K_k \cdot m_{\text{речовини}}}{\Delta T_z \cdot m_{\text{розчинника (кг)}}} \quad (\text{г/моль})$$

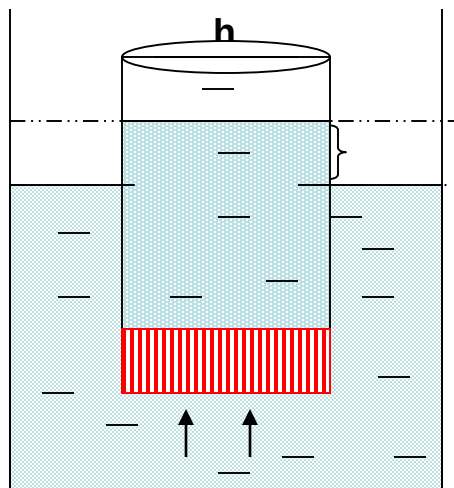
$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_{\text{мол}} \quad \text{або} \quad \Delta T_{\text{зам}} = K \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{m_{\text{розч}} \cdot M_{\text{реч}}},$$

де K – кріоскопічна стала розчинника ($K_{\text{вод}} = 1,86$ кг·град/моль); $\Delta T_{\text{зам}}$ – зниження температури замерзання розчину ($\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам.розчину}} - T_{\text{зам.розчинника}}$).

Осмос. Осмотичний тиск

Осмос — це дифузія води через напівпроникну мембрану з розчинника у розчин або з розчину з меншою концентрацією до розчину з більшою концентрацією.

Самочинний перехід розчинника через напівпроникну мембрану, що розділяє розчин і розчинник або два розчини різної концентрації,



$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T,$$

$$P_{\text{осм}} = \frac{m_{\text{реч}} \cdot R \cdot T}{M_{\text{реч}} \cdot V},$$

Вода із посудини переходить через напівпроникну мембрану (целофан, оболонку сечового міхура) в посудину з більш концентрованим розчином.

Рівень рідини в цьому розчині піднімається на висоту **h**.

Осмос зумовлюється різницею тиску насиченої пари розчинника над розчином і над чистим розчинником (чи більш розведеним розчином). Якщо між такими розчинами поставити напівпроникну мембрану або перегородку, яка пропускає тільки молекули розчинника і затримує молекули розчиненої речовини, то молекули розчинника дифундують крізь неї з розчинника у розчин або з більш розведеного розчину в більш концентрований

Осмотичним називається тиск, що дорівнює силі, яка припадає на одиницю площини поверхні і примушує молекули розчинника проходити через напівпроникну мембрану.

Для обчислення осмотичного тиску користуються **законом Вант-Гоффа**:

Осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала б у газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину.

Вант-Гофф припустив, що для осмотичного тиску можна застосувати універсальне рівняння стану ідеального газу Менделєєва-Клапейрона:

$$\pi V = \nu RT, \quad \text{або} \quad \pi = \frac{\nu}{V} RT,$$

звідки

$$\pi = C_M RT,$$

де π – осмотичний тиск $\{[\text{Па}] = [\text{Дж}]/[\text{м}]^3\}$, C_M – молярна концентрація розчину ($C_M = \nu/V = m/M \cdot V$). За відомим значенням осмотичного тиску легко обчислити молярну масу речовини:

$$M = \frac{m RT}{\pi V}$$

Значення осмосу

- пружність і тургор клітин
- Еластичність тканин, форма органів
- засвоєння їжі, утворення лімфи, сечі, калу
- дія ліків
- Розподіл води в організмі між кров'ю, тканинами і клітинами.

Осмотичний тиск крові

Склад плазми крові: 90 % H_2O , 7 % білків, 0,9 % електролітів (> NaCl), ≈ 2 % (глюкози, органічних кислот).

$$\pi = \pi_{\text{НМС}} + \pi_{\text{ВМС}}$$

(эл. + неел.) (білки)

За ΔT_z крові $= 0,56^\circ \text{C}$ визначають π плазми $= \frac{\Delta T_z \cdot R \cdot T}{K_z} =$

$$= \frac{0,56 \cdot 0,083 \cdot (273 + 37^\circ)}{1,86} = 7,65 \text{ атм}$$

$$\pi_{\text{пл ВМС (білки)}} = 0,04 - 0,03 \text{ атм}$$

$$\pi_{\text{плазми}} = \pi_{\text{НМС}} + \pi_{\text{ВМС}} = 7,65 + 0,03(0,04) \approx 7,7 - 8,1 \text{ атм}$$

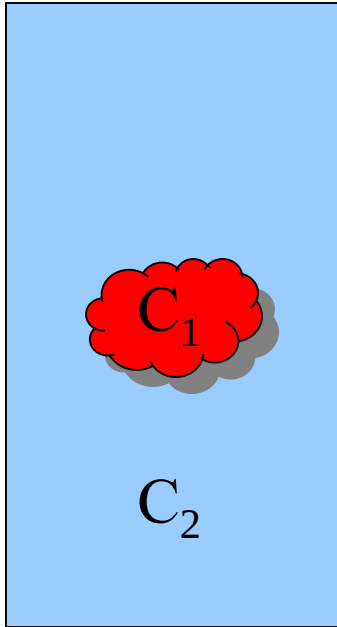
Гемоліз – явище набухання і розриву клітин еритроцитів в гіпотонічному розчині.

Якщо осмотичний тиск вищий, ніж внутрішньоклітинний, то він називається **гіпертонічним**. Клітини, занурені у такий розчин, починають втрачати воду, протоплазма клітки стискується і відшаровується від оболонки – це явище **плазмолізу**. Розчин навколо клітини, що має менший тиск, ніж внутрішньоклітинний, називається **гіпотонічним**

Вода завдяки осмотичному тиску поступає у клітку, протопласт при цьому збільшується в об'ємі і тисне на жорстку кліткову стінку – це явище тургора.

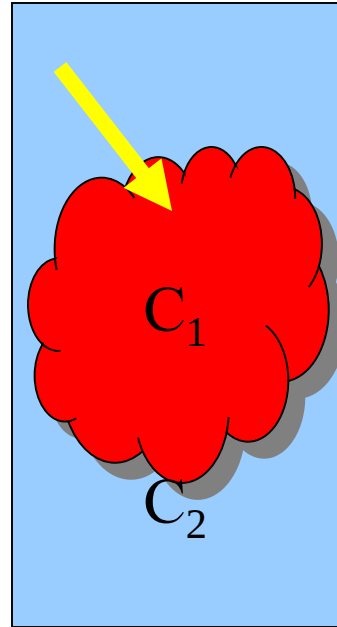
- Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються ізотонічними вони не впливають на водний режим клітини.

Гемоліз еритроцитів



$$C_1 = C_2$$

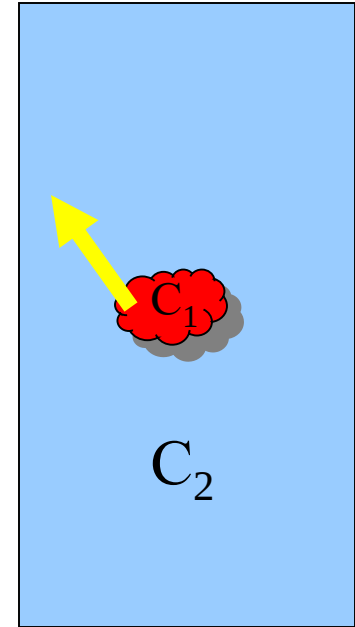
ізо-



$$C_1 > C_2$$

гіпо-

гемоліз



$$C_1 < C_2$$

гіпер-

плазмоліз

Фізіологічні розчини

- Ізотонічні крові розчини:
0,9 % NaCl 5 % розчин глюкози



Нефізіологічні розчини

розчин	$P_{осм}$
Гіпотонічний	$P_{осм} (p-ра) < P_{осм} (плазми)$
Гипертонічний	$P_{осм} (p-ра) < P_{осм} (плазми)$

Колігативні властивості розчинів електролітів

В розчинах електролітів число частинок збільшується внаслідок дисоціації. Дисоціацію враховують вводячи *ізотонічний коефіцієнт* (запропонував Вант-Гофф).

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

ступінь дисоціації число частинок із 1 молекули

На практиці і визначають по $\Delta T_3, \Delta T_k$.

$$i = \frac{\Delta T_3 \text{ пр}}{\Delta T_3 \text{ теор}} = \frac{\Delta T_k \text{ пр}}{\Delta T_k \text{ теор}} = \frac{\pi \text{ пр}}{\pi \text{ теор}}$$

С врахуванням і формули для визначення колігативних властивостей набувають вид:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = i \cdot N(x_2); \quad \Delta T_3 = i \cdot K_k \cdot C_m; \quad \Delta T_k = i \cdot K_e \cdot C_m; \quad \pi = i \cdot R \cdot C(x)$$

Для сильних електролітів ($\alpha \approx 1$):

$$\alpha = (i-1)/(n-1)$$



2 йони $\Rightarrow n=2, i=2$ при $\alpha=1$



3 йони $\Rightarrow n=3, i=3$ при $\alpha=1$

Іонний добуток води

Вода є слабким електролітом (з кожного мільярду молекул води дисоціюють тільки дві молекули при звичайній температурі), і процес дисоціації її можна зобразити так:



$$K_g = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{або} \quad [\text{H}_2\text{O}]K_g = [\text{H}^+][\text{OH}^-].$$

Концентрація недисоційованих молекул H_2O у воді практично дорівнює загальній концентрації води, тобто 55,55 моль/л ($1000 : 18 = 55,55$ моль), тому, замінивши в останньому рівнянні добуток $[\text{H}_2\text{O}]K_g$ новою сталою K_w , одержимо

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Величина K_w називається *іонним добутком* води.

Водневий показник – негативний десятковий логарифм молярної концентрації іонів водню в розчині.

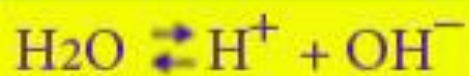
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+],$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-],$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}.$$

Взагалі, якщо $\text{pH} < 7$ - середовище кисле; $\text{pH} > 7$ – середовище лужне; $\text{pH} = 7$ – середовище нейтральне. При температурі 37°C кислими є розчини з $\text{pH} \leq 6,8$, а лужними є розчини з $\text{pH} \geq 6,8$.

Фізіологічна рідина	pH	Межі відхилень
Шлунковий сік	1,65	0,9-2,0
Слина	6,75	5,6-7,9
Кров (плазма)	7,36	7,25-7,44
Сік підшлункової залози	8,65	8,6-9,0



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

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

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

Основа $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$



Нейтральне
середовище

Збільшення $[\text{H}^+]$

Збільшення $[\text{OH}^-]$

Теорії кислот та основ. У світлі теорії електролітичної дисоціації *кислоти* – це сполуки, які у водному розчині як позитивні іони утворюють тільки іони H^+ (H_3O^+), а *основи* – сполуки, що як негативні іони утворюють тільки OH^- .

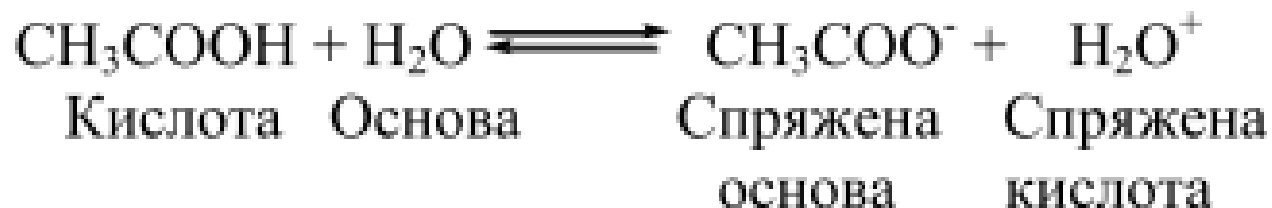
Теорія Арреніуса справедлива тільки для водних розчинів і доведено, що іони водню є в формі



За теорією Бренстеда (Бренстед, Лоурі, 1923) кислотність і основність пов'язані з перенесенням протона H^+ .



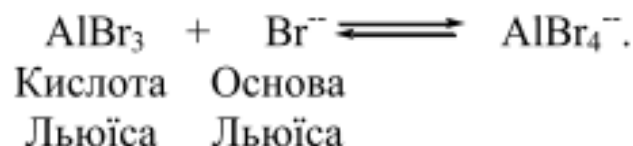
Кислоти Бренстеда (протонні кислоти) – нейтральні молекули чи іони, які здатні віддавати протон (донори протонів).



Основи Бренстеда – нейтральні молекули або іони, які здатні приєднати протон (акцептори протонів).

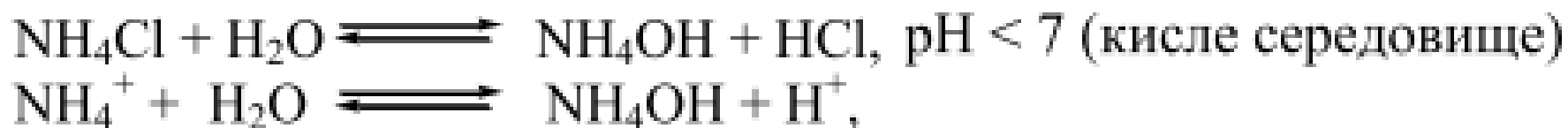
Кислотами Льюїса можуть бути атом, молекула, катіон, які мають вакантну орбіталь і здатні приймати пару електронів (акцептори пари електронів).

Основи Льюїса – це атом, молекула, аніон, що мають хоча б одну пару валентних електронів, яку здатні віддавати партнеру для утворення ковалентного зв'язку (донори пари електронів).



Гідроліз- це взаємодія речовини (солі) з

водою,, внаслідок чого змінюється рН середовища.

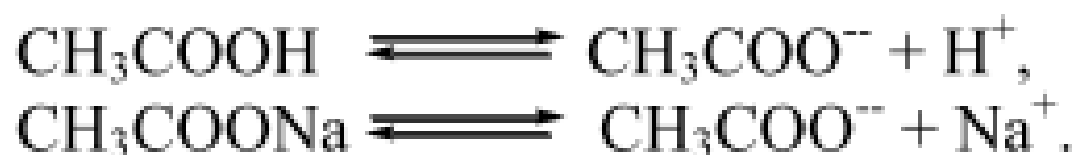


Солі, які утворені сильною кислотою та сильною основою, не гідролізуються і рН середовища не змінюється.

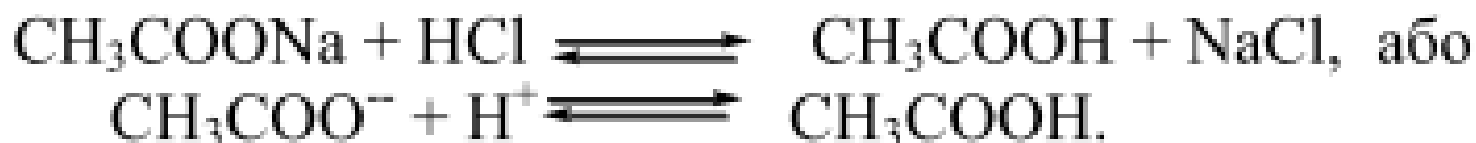
Буферні системи

- Розчини, рН яких практично не змінюються при додаванні невеликих кількостей сильних основ та кислот, також при розведенні називають буферними розчинами.
- Буферні розчини за складом бувають в основному двох видів:
 - *кислотні* – суміш слабкої кислоти (донора протонів) і солі, яка має з кислотою загальний аніон (акцептор протонів). До них належать: ацетатна буферна система ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$); гідрофосфатна ($\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KH}_2\text{PO}_4$); гідрокарбонатна ($\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$); гемоглобінова ($\text{HHb} + \text{KHb}$); оксигемоглобінова ($\text{HHbO}_2 + \text{KHbO}_2$);
 - *основні* буферні системи – суміш слабкої основи (акцептор протонів) і солі, яка має у своєму складі загальний катіон з основою (донор протонів). До них відносять амонійну буферну систему ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$).

Механізм дії буферних систем. Розглянемо механізм буферної дії на прикладі оцтового буфера.



Додавання невеликої кількості сильної кислоти HCl приводить до реакції



Додавання до ацетатного буфера розчину сильної основи (NaOH) приводить до утворення еквівалентної кількості слабкоосновної солі і води:



- Кислотність і основність буферних систем розраховують виходячи з рівнянь Гендерсон-Гассельбаха:

- **кисла буферна система**

$$pH = pK_a - \lg \frac{[Кисл]}{[Сіль]},$$

$$pH = pK_a - \lg \frac{C_M(кисл) \cdot V(кисл)}{C_M(соли) \cdot V(соли)};$$

- **основна буферна система**

$$pH = 14 - pK_b - \lg \frac{[Основа]}{[Сіль]},$$

$$pH = 14 - pK_b - \lg \frac{C_M(основи) \cdot V(основи)}{C_M(соли) \cdot V(соли)}.$$

Здатність буферної системи підтримувати постійне значення рН не є безмежною, вона обмежується буферною ємністю.

Буферна ємність (В) – це кількість молей еквівалентів сильної кислоти або сильної основи, яку необхідно додати до 1 літра буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю:

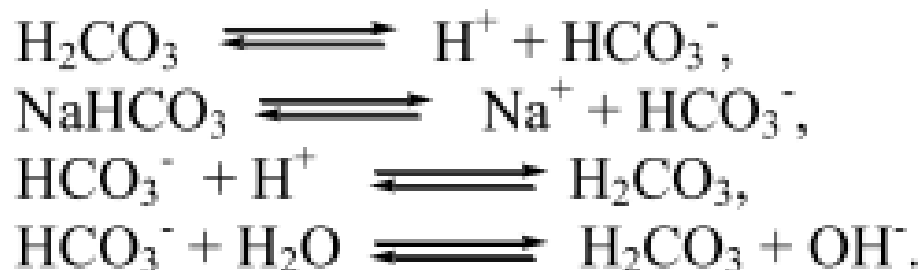
$$V_{\text{кисл}} = \frac{C_N(\text{кисл}) \cdot V(\text{кисл})}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф.розч}}},$$

$$V_{\text{осн}} = \frac{C_N(\text{основи}) \cdot V(\text{основи})}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф.розч}}}.$$

Буферна ємність окремих буферів крові

Назва буферної системи	відсоток відносної буферної ємності
Гемоглобін і оксигемоглобін	35
Гідрокарбонат плазми	35
Гідрокарбонат еритроциту	18
Білки плазми	7
Органічні фосфати	3
Неорганічні фосфати	2

Гідрокарбонатна буферна система. Вона забезпечує приблизно 55% буферної ємності крові (H_2CO_3 , NaHCO_3).



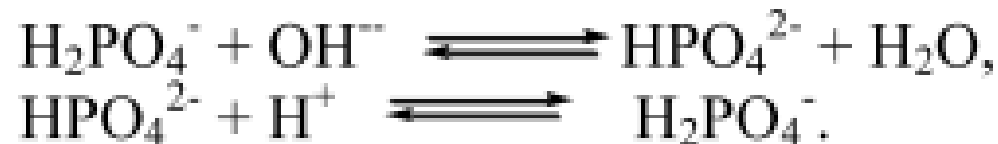
Кислотно-основний стан буферної системи оцінюють за рівнянням Гендерсона-Гассельбаха

$$pH = pKa + \lg \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]},$$

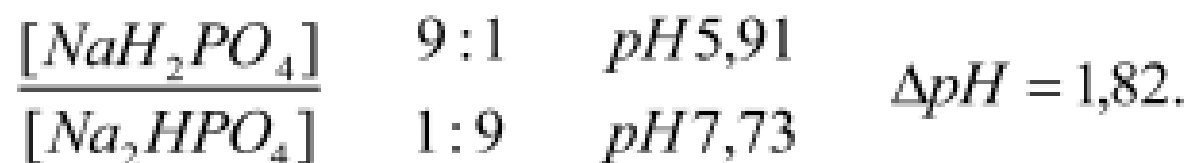
$$pH = pKa + \lg \frac{[HCO_3^-]}{K \cdot P_{CO_2}},$$

де P_{CO_2} – парціальний тиск CO_2 у крові, який в нормі становить приблизно 5,3 КПа, що відповідає концентрації CO_2 – 1,2 ммоль/л; K – стала, яка в нормі дорівнює 0,23.

Фосфатна буферна система. Вона є в крові, клітинній рідині (особливо в нирках). У клітинах представлена KH_2PO_4 і K_2HPO_4 , а в плазмі крові та міжклітинній рідині – NaH_2PO_4 і Na_2HPO_4 .

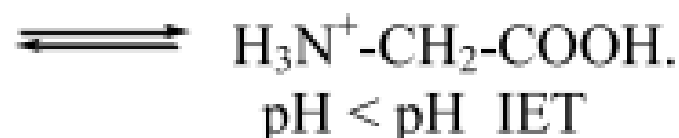
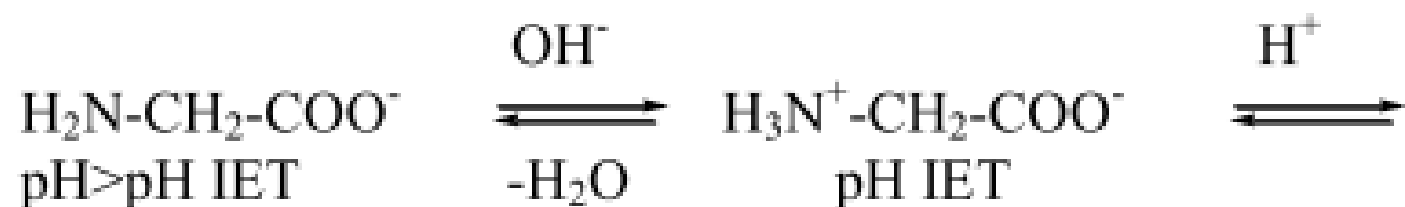


Фосфатна буферна система записується так



Співвідношення $HPO_4^{2-} : H_2PO_4^- = 4 : 1$.

Білкова буферна система є амфотерною, оскільки до складу білка входять α -амінокислоти, які вміщують кислотні групи ($COOH$, $^+NH_3$) і основні групи ($-COO^-$, $-NH_2$). У біполярному іоні кількість аміногруп дорівнює кількості карбоксильних груп (ізоелектрична точка, IET).



Гемоглобін-оксигемоглобінова буферна система реалізується в еритроцитах сумісно з бікарбонатною буферною системою. За силою своєї кислоти або основи ці буферні системи можна розмістити так:



Діоксид вуглецю виділяється у кров різними тканинами. Молекули CO_2 дифундують крізь мембрану в еритроцити, де відбувається реакція карбоангідрази

