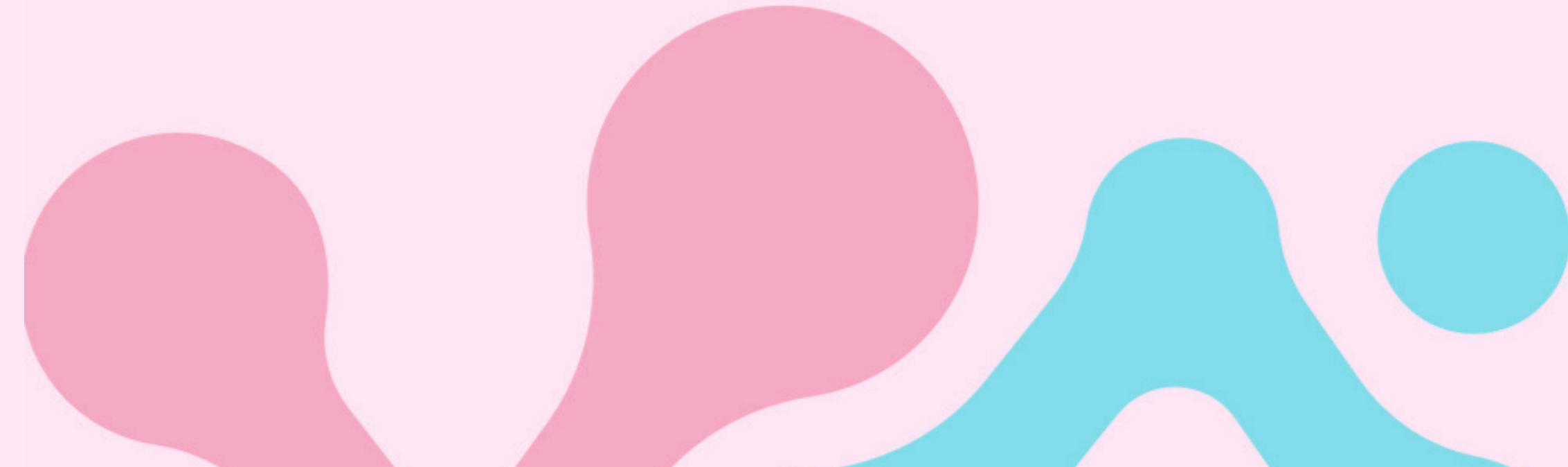


# **Розділ: Фізичні та фізико-хімічні основи хіміко-біологічних процесів і фармацевтичної технології**

## **Тема: Колігативні властивості розчинів**



# Основні поняття й визначення

**Розчин** – це дво- або багатокомпонентна гомогенна система, склад якої змінюється в межах, визначених розчинністю.

**Види розчинів:**

- **Газоподібні** – зазвичай суміші газів (наприклад,  $N_2O + O_2$  у наркозі).
- **Тверді** – утворюються при кристалізації розплавів або при розчиненні газів у твердих речовинах.
- **Рідкі** – мають найбільше практичне значення, особливо водні розчини.

**Компоненти розчину:**

- **Розчинник** – компонент у надлишку (зазвичай рідина).
- **Розчинена речовина** – інші компоненти.

**Форми існування розчинених речовин:**

- у вигляді окремих молекул,
- у вигляді асоціатів (груп молекул),
- у вигляді іонів (якщо речовина дисоціює).

**Класифікація рідких розчинів:**

- Розчини **неелектролітів** – частинки не дисоціюють (наприклад, глюкоза у воді).
- Розчини **електролітів** – речовини частково або повністю дисоціюють на іони (наприклад,  $NaCl$  у воді).



Основні параметри стану розчину — **температура, тиск і концентрація**. Концентрація розчинів може виражатися різними способами:

1. **Молярна концентрація**  $c_i$  (моль · л<sup>-1</sup> або моль · м<sup>-3</sup>) — кількість розчиненої речовини в 1 л або 1 м<sup>3</sup> розчину. Часто використовують скорочену форму запису М моль · л<sup>-1</sup>.
2. **Моляльна концентрація**  $m_i$  (моль · кг<sup>-1</sup>) — кількість розчиненої речовини в 1 кг розчинника.
3. **Мольна частка розчиненої речовини**  $x_i$  — відношення кількості цієї речовини  $n_i$  до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник: 
$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}. \text{ Завжди } \sum x_i = 1$$
4. **Масова частка розчиненої речовини**  $w_i$  — відношення маси розчиненої речовини  $m_i$  до маси розчину  $m$ : 
$$w_i = \frac{m_i}{m}.$$

# Закон Рауля

Тиск насиченої пари над розчином завжди менший, ніж над чистим розчинником.  
Причина: частина молекул заміщена розчиненою речовиною → менше молекул розчинника потрапляють у пару.

Перша форма закону:

Для розбавлених розчинів при постійній температурі:

$$p_1 = p_1^0 \cdot x_1$$

де:

- $p_1^0$  – тиск насиченої пари чистого розчинника,
- $x_1$  – мольна частка розчинника.

Друга форма закону:

Якщо  $x_1 = 1 - x_2$ :

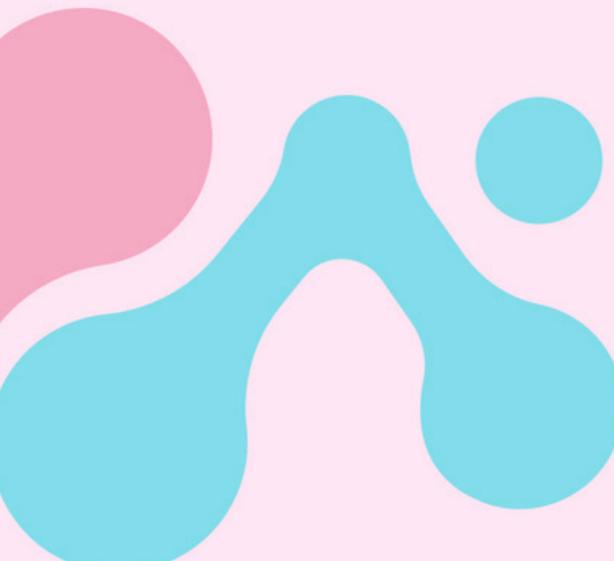
$$\Delta p = p_1^0 - p_1 = p_1^0 \cdot x_2$$

Розчини, які підпорядковуються закону Рауля при всіх концентраціях і всіх температурах, називаються **ідеальними**.



# Колігативні властивості розбавлених розчинів неелектролітів

Властивості, названі **колігативними**, залежать від природи розчинника і концентрації розчиненої речовини, тобто від числа її **частинок в одиниці об'єму**, але не залежать від властивостей цих частинок. Як правило, колігативні властивості проявляються, коли в рівновазі перебувають дві фази, одна з яких містить **розчинник і нелетку зчинену речовину**, а друга — тільки розчинник.



# До колігативних властивостей розчинів належать:

- 1.відносне зниження тиску пари розчинника над розчином;
- 2.підвищення температури кипіння розчину в порівнянні із чистим розчинником;
- 3.зниження температури замерзання розчину в порівнянні із чистим розчинником;
- 4.осмотичний тиск.



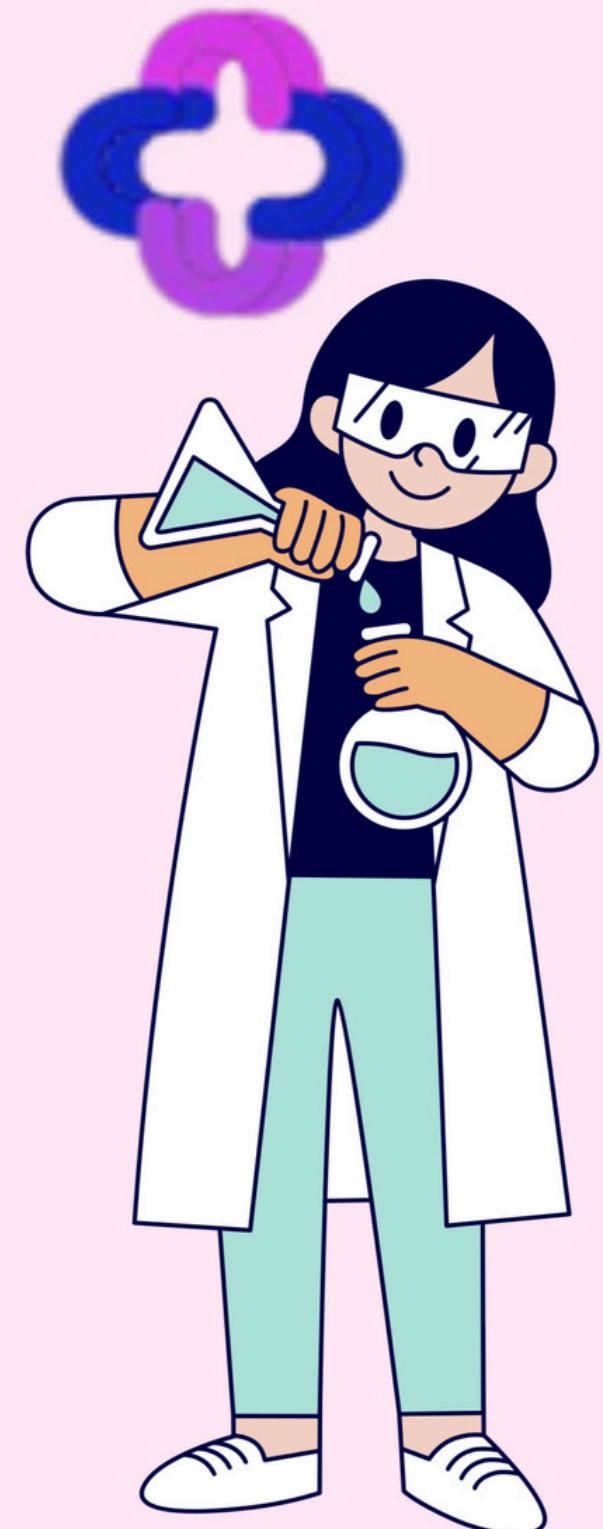
# 1. Відносне зниження тиску пари

Для розбавлених розчинів з нелеткою речовиною:

$$\frac{p_1^0 - p_1}{p_1^0} = x_2$$

де:

- $p_1^0$  – тиск пари чистого розчинника,
- $p_1$  – тиск пари над розчином,
- $x_2$  – мольна частка розчиненої речовини.



**Приклад:** Тиск насыченої пари води при  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  становить  $1,013 \cdot 10^5\text{ Па}$ . Обчислимо тиск насыченої пари водного розчину сечовини при тій же температурі, якщо масова частка сечовини в розчині дорівнює 10 %.

Дано:

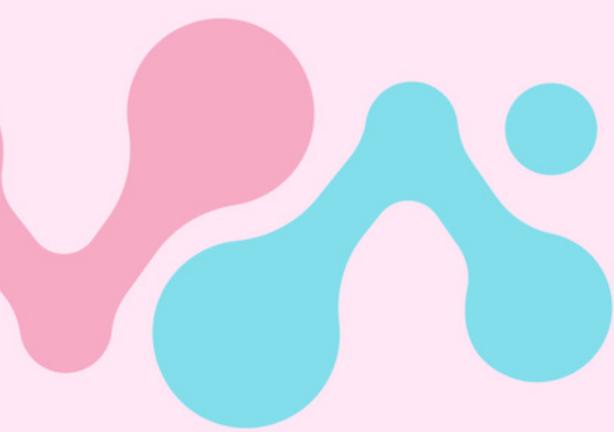
- $w = 10\%$ ,
- $T = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ,
- $p^0 = 1,013 \cdot 10^5\text{ Па}$ .

Розрахунок:

- $n_1(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90}{18} = 5\text{ моль}$ ,
- $n_2(\text{сечовина}) = \frac{10}{60} = 0,17\text{ моль}$ ,
- $x_1 = \frac{5}{5+0,17} \approx 0,97$ .

Отже:

$$p = p^0 \cdot x_1 = 1,013 \cdot 10^5 \cdot 0,97 \approx 9,83 \cdot 10^4\text{ Па}$$



## 2. Підвищення температури кипіння розчинів. Ебуліоскопія.

Метод дослідження властивостей розчинів, заснований на визначені температури їх кипіння, називається **ебуліоскопією**.

**Основне рівняння:**

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot m$$

де:

- $m$  — моляльність розчину,
- $E$  — ебуліоскопічна стала (молярне підвищення температури кипіння).



**Приклад:** Розрахуємо температуру кипіння розчину, що містить 30 г глюкози в 5000 г води.

1. Моляльність:

$$m = \frac{30/180}{5} = 0,167 \text{ моль/кг}$$

2. Підвищення Т:

$$\Delta T_{\text{кип}} = 0,52 \cdot 0,167 \approx 0,087^\circ C$$

3. Нова температура:

$$T = 100 + 0,087 = 100,087^\circ C$$



### 3. Зниження температури замерзання розчинів. Кріоскопія.

**Кріоскопія (метод Бекмана)** – зниження температури замерзання

- Суть явища: розчин нелеткої речовини замерзає при нижчій температурі, ніж чистий розчинник.
- Причина: зменшення тиску насыченої пари над розчином.
- При охолодженні з розчину виділяється чистий розчинник у твердій фазі.

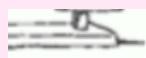
**Основне рівняння:**

$$\Delta T_z = K \cdot m$$

- $\Delta T_z$  – зниження температури замерзання
- $K$  – кріоскопічна стала (град·кг/моль)
- $m$  – моляльність розчину



**Приклад:** Розрахуємо температуру замерзання розчину, що містить 20 г сахарози в 4000 г води.



Знаходимо моляльну концентрацію розчину:

$$x_i = \frac{w_2 \cdot 1000}{M w_1},$$

$$m = \frac{20 \text{ г} \cdot 1000}{342 \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1} \cdot 4000 \text{ г}} = 5,85 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1}.$$

Розраховуємо зниження температури замерзання:

$$\Delta T_{\text{з}} = 1,86 \text{ град} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot 5,85 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1} = 0,1088 \text{ град.}$$

Знаходимо температуру замерзання розчину:

$$T_{\text{з}} = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} - 0,1088 \text{ }^{\circ}\text{C} = -0,1088 \text{ }^{\circ}\text{C}.$$



## 4. Оsmос. Оsmотичний тиск. Оsmометрія

**Оsmос** – однобічна дифузія молекул розчинника через напівпроникну мембрану в бік більш концентрованого розчину.

**Оsmотичний тиск ( $\pi$ )** – тиск, який необхідно прикласти, щоб зупинити оsmос.

**Зворотній оsmос** – перехід розчинника через мембрану у бік менш концентрованого розчину при тиску  $> \pi$ .

Визначається за рівнянням **Вант-Гоффа**:

$$\pi = cRT$$

де  $c$  – молярна концентрація,  $R$  – газова стала,  $T$  – температура.

**Прилади для вимірювання:**

- Статичний осмометр – осмотичний тиск врівноважується стовпом рідини.
- Компенсаційний (динамічний) осмометр – тиск вимірюють за швидкістю руху розчинника.



## Приклад:

Розрахуємо осмотичний тиск розчину з масовою часткою глюкози 5 % при 310 К. Густина розчину  $1,018 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$ .

Знаходимо молярну концентрацію розчину:

$$c = \frac{w \cdot \rho \cdot 10}{M}; \quad c = \frac{5 \cdot 1,018 \cdot 10}{180} = 0,28 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Розраховуємо осмотичний тиск:

$$\pi = cRT, \pi = 0,28 \cdot 10^3 \text{ моль} \cdot \text{м}^{-3} \cdot 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1} \cdot 310 \text{ К} = 7,22 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$





## Ізотонічність

Розчини з одинаковими осмотичними тисками називають **ізотонічними**, або **ізоосмотичними**.

**Ізотонічність** – це одна з вимог, що ставляться до очних крапель, інфузійних розчинів. У більш розбавлених (гіпотонічних) розчинах клітинки набухають і лопаються (явище лізису).

Кров, лімфа та інші тканинні рідини організму людини мають осмотичний тиск приблизно 700-800 кПа. Такий же осмотичний тиск має 0,9 % розчин хлориду натрію, який називається фізіологічним.

Наприклад, еритроцити, поміщені в гіпотонічний розчин, руйнуються й забарвлюють його у червоний колір (гемоліз).

У концентрованих (гіпертонічних) розчинах клітинки зморщуються (явище піазмолізу).



При виготовленні деяких лікарських форм необхідно враховувати величину осмотичного тиску. Який з перерахованих 0,01 М розчинів має найбільший осмотичний тиск

- A.  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- B. Сечовина
- C. Фруктоза
- D.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- E.  $\text{KCl}$

Оsmотичний тиск не залежить від природи розчиненої речовини, а визначається тільки числом частинок у розчині.  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  має найбільше число частинок (іонів), тому саме його розчин і має найбільший осмотичний тиск.

# Який осмотичний тиск повинен мати розчин, що використовується в медицині як ізотонічний розчин?

- A. \*700 - 800 кПа
- B. 200 - 300 кПа
- C. 300 - 400 кПа
- D. 500 - 600 кПа
- E. 900 - 1000 кПа

Ізотонічні розчини мають одинаковий осмотичний тиск з тиском крові – 700-800 кПа.