

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 \cdot л $^{-1}$ або моль \cdot м $^{-3}$) — кількість розчиненої речовини в 1 л або 1 м 3 розчину. Часто використовують скорочену форму запису M моль \cdot л $^{-1}$.

2. **Моляльна концентрація** m_i (моль \cdot кг $^{-1}$) — 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 $x_1 = 1 - x_2$:

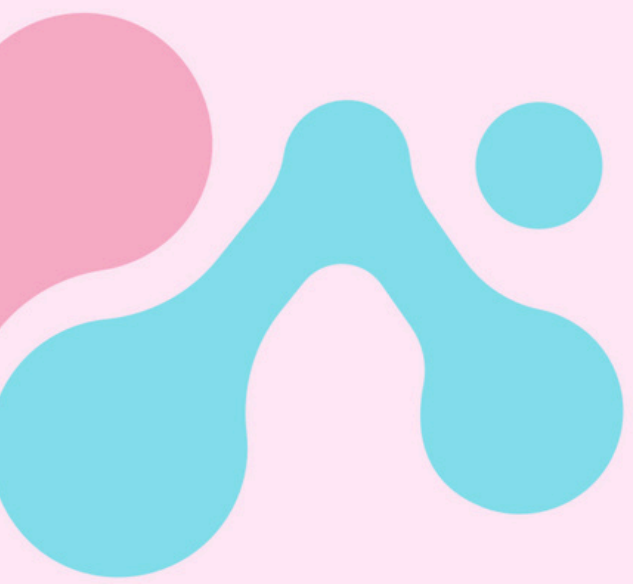
$$\Delta p = p_1^0 - p_1 = p_1^0 \cdot x_2$$

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



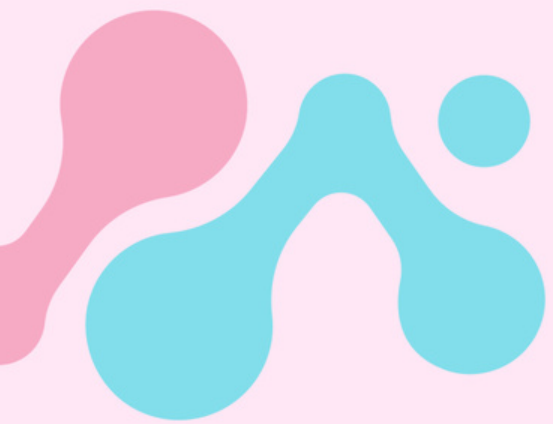
Колігативні властивості розбавлених розчинів неелектролітів

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 нерозчинену 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.**



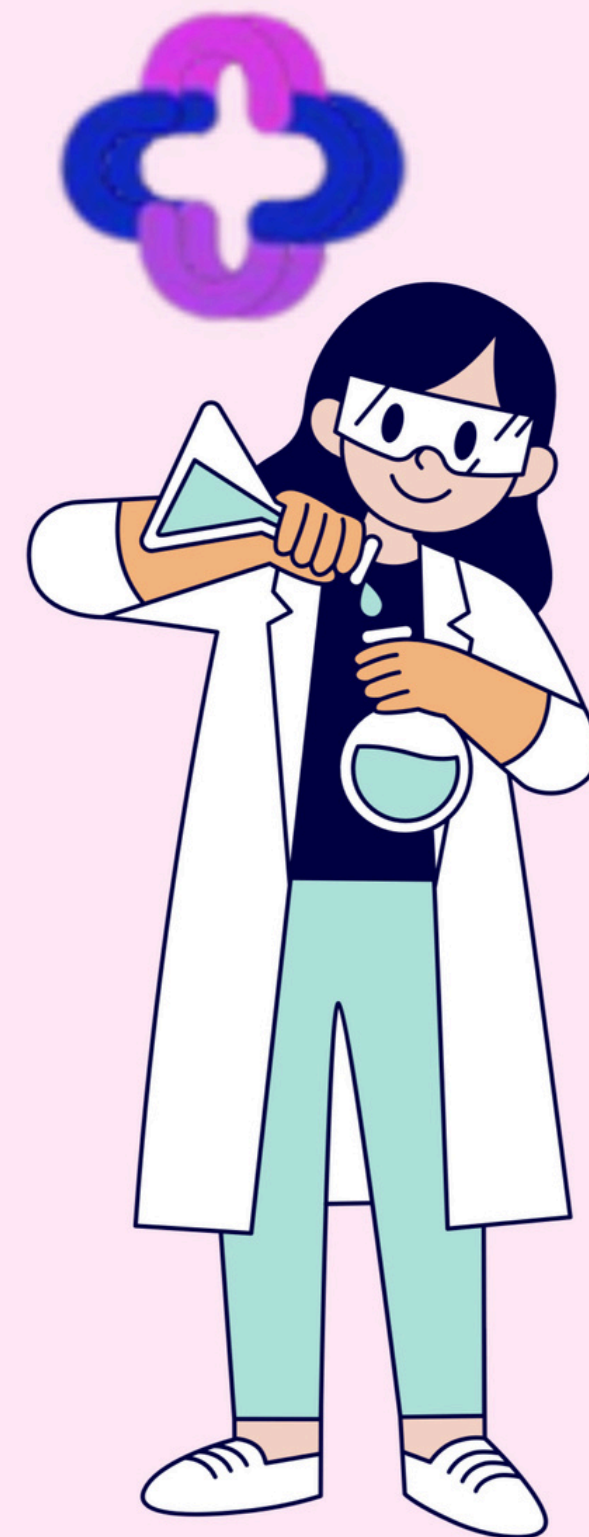
1. Відносне зниження тиску пари

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 насиченої пари води при 100 °С становить $1,013 \cdot 10^5$ Па. Обчислимо тиск насиченої пари водного розчину сечовини при тій же температурі, якщо масова частка сечовини в розчині дорівнює 10 %.

Дано:

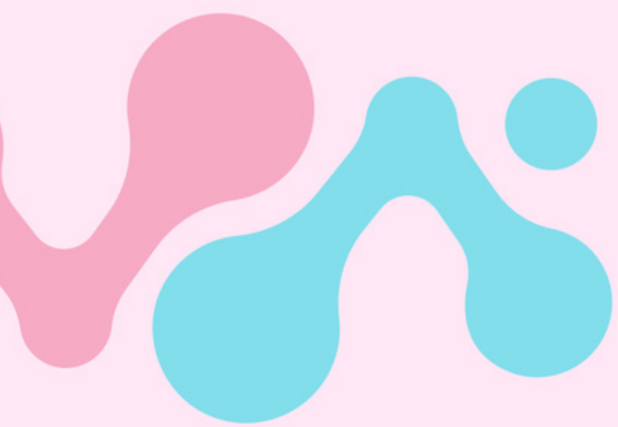
- $w = 10\%$,
- $T = 100^\circ \text{C}$,
- $p^0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па.

Розрахунок:

- $n_1(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90}{18} = 5$ моль,
- $n_2(\text{сечовина}) = \frac{10}{60} = 0,17$ 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 визначенні 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 T :

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

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 насиченої пари над розчином.
- При охолодженні з розчину виділяється чистий розчинник у твердій фазі.

Основне рівняння:

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

- ΔT_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:

$$\Delta T_3 = 1,86 \text{ град} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot 5,85 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1} = 0,1088 \text{ град}.$$

Знаходимо температуру замерзання розчину:

$$T_3 = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} - 0,1088^{\circ} = -0,1088 \text{ }^{\circ}\text{C}.$$



4. Осмос. Осмотичний тиск. Осмометрія

Осмос – одnobічна дифузія молекул розчинника через напівпроникну мембрану в бік більш концентрованого розчину.

Осмотичний тиск (π) – тиск, який необхідно прикласти, щоб зупинити осмос.

Зворотній осмос – 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:

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



Ізотонічність

Розчини з однаковими 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 плазмолізу).



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

A. ***Al₂(SO₄)₃**

B. Сечовина

C. Фруктоза

D. Cu(NO₃)₂

E. KCl

Осмотичний тиск не залежить від природи розчиненої речовини, а визначається тільки числом частинок у розчині. Al₂(SO₄)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 однаковий осмотичний тиск з тиском крові – 700-800 кПа.