

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

## **Підрозділ: Властивості розчинів електролітів**

### **Тема: Поняття активності, іонної сили розчинів, ступеня дисоціації**



# Основні поняття

**Активність** – це ефективна концентрація речовини в розчині, яка враховує взаємодію частинок і відхилення від ідеальної поведінки.

**Іонна сила** – це величина, що характеризує сумарний вплив іонів у розчині з урахуванням їх концентрацій і зарядів.

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$$

**Ступінь дисоціації ( $\alpha$ )** – це показник того, яка частина молекул електроліту розпалася на іони у розчині.

$$\alpha = \frac{n_{\text{дисоційованих}}}{n_{\text{загальних}}}$$

# Властивості розчинів електrolітів

Якщо речовина, яку розчиняють, **дисоціює** у розчині на іони, то число частинок у розчині **збільшується**, і відповідно збільшуються значення колігативних властивостей. Вант-Гофф увів у рівняння для колігативних властивостей розчинів електrolітів коефіцієнт  $i$  — ізотонічний коефіцієнт, що показує в скільки разів збільшується концентрація частинок у розчині за рахунок дисоціації:

$$\pi = icRT$$

Між ізотонічним коефіцієнтом  $i$  й ступенем дисоціації  $\alpha$  існує зв'язок:

$$i = 1 + \alpha (v - 1)$$

де  $v$  — число іонів, що утворюються при дисоціації молекули електrolіту



**Приклад:** Розрахуємо ізотонічну концентрацію (%) фізіологічного розчину NaCl, який застосовують для ін'єкцій, якщо осмотичний тиск плазми крові людини становить  $7,7 \cdot 10^5$  Па при 310 К, а уявний ступінь дисоціації натрій хлориду при даній температурі дорівнює 86 %. Густина розчину вважаємо рівною  $1 \text{ г} \cdot \text{мл}^{-1}$

$$\pi_{\text{розчину NaCl}} = \pi_{\text{крові}}$$

Ураховуючи, що  $\pi_{\text{розчину NaCl}} = icRT$ , отримаємо  $\pi_{\text{крові}} = icRT$ .

$$\text{Звідси: } c = \frac{\pi}{iRT}.$$

Знаходимо ізотонічний коефіцієнт NaCl у фізіологічному розчині:

$$i = 1 + \alpha (v - 1), i = 1 + 0,86(2 - 1) = 1,86.$$

Розраховуємо молярну концентрацію розчину:

$$c = \frac{7,7 \cdot 10^5 \cdot \text{Н} \cdot \text{м}^{-2}}{1,86 \cdot 8,314 \text{ Н} \cdot \text{м} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}} = 160 \text{ моль} \cdot \text{м}^{-3} = 0,16 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Обчислюємо масову частку NaCl:

$$w = \frac{c \cdot M}{10 \cdot \rho}; \quad w = \frac{0,16 \cdot 58,5}{10 \cdot 1} = 0,94 \text{ \%}.$$



# УЗАГАЛЬНЕНЕ РІВНЯННЯ РАУЛЯ. ПОНЯТТЯ ПРО АКТИВНІСТЬ КОМПОНЕНТА В РОЗЧИНІ

## 1.Активність у розчинах

- Проблема ідеальних рівнянь
  - Багато рівнянь фізичної хімії (закон Рауля, закони рівноваги тощо) справедливі лише для ідеальних розчинів.
  - Для реальних розчинів концентрацію замінюють на термодинамічну активність ( $a_i$ ).





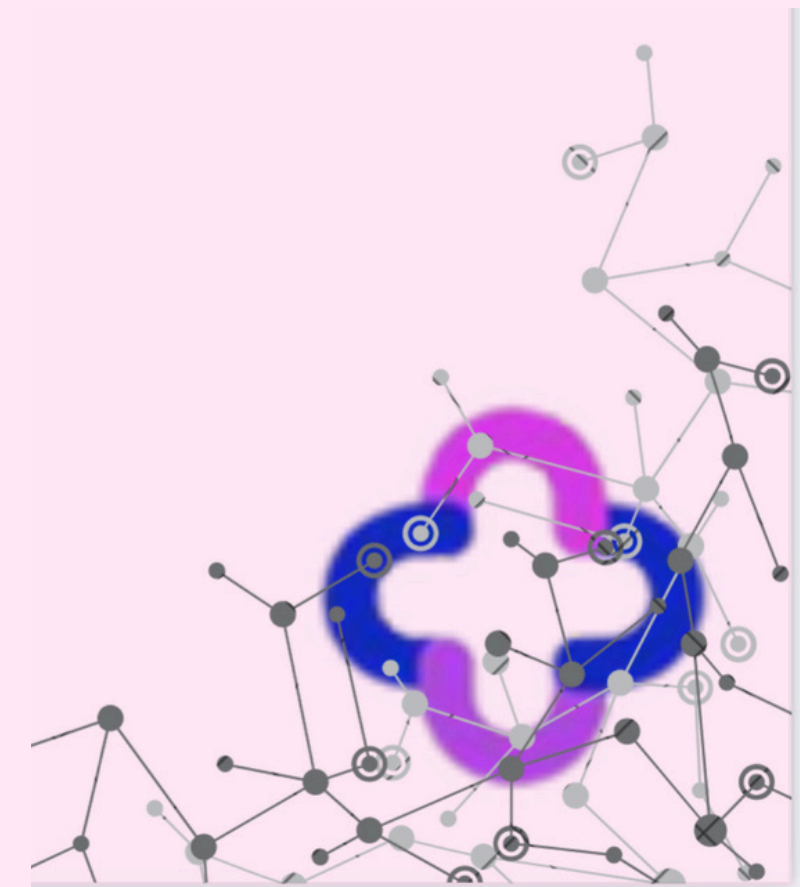
## 2.Узагальнений закон Рауля:

$$p_i = p_i^0 \cdot a_i$$

де

- $p_i$  – парціальний тиск пари компонента,
- $p_i^0$  – тиск пари чистого компонента,
- $a_i$  – активність.

В ідеальному розчині:  $a_i = x_i$  (мольна частка).




### 3. Властивості активності

- Безрозмірна величина.
- Визначається як відношення:

$$a_i = \frac{p_i}{p_i^0}$$

- У стандартному стані (чистий компонент)  $a = 1$ .
- Залежить від:
  - природи компонентів,
  - концентрації,
  - температури,
  - тиску.





**Величина активності** може бути виражена добутком коефіцієнта активності  $f_i$  на концентрацію відповідного компонента розчину, тобто

$$a_i = f_i x_i. \text{ Звідси}$$
$$f_i = \frac{a_i}{x_i}.$$

Таким чином, **коефіцієнт активності** характеризує той вплив, який чинить відхилення від ідеальності в даному розчині на концентрацію компонента

