

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 (α) – це показник того, яка частина молекул електроліту розпалася на іоni у розчині.

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

Властивості розчинів електролітів

Якщо речовина, яку розчиняють, дисоціє 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 електролітів коефіцієнт i — ізотонічний коефіцієнт, що показує в скільки разів збільшується концентрація частинок у розчині за рахунок дисоціації:

$$\pi = i c R T$$

Між ізотонічним коефіцієнтом i й ступенем дисоціації α існує зв'язок:

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

де v — число іонів, що утворюються при дисоціації молекули електроліту



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 %. Густину 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:

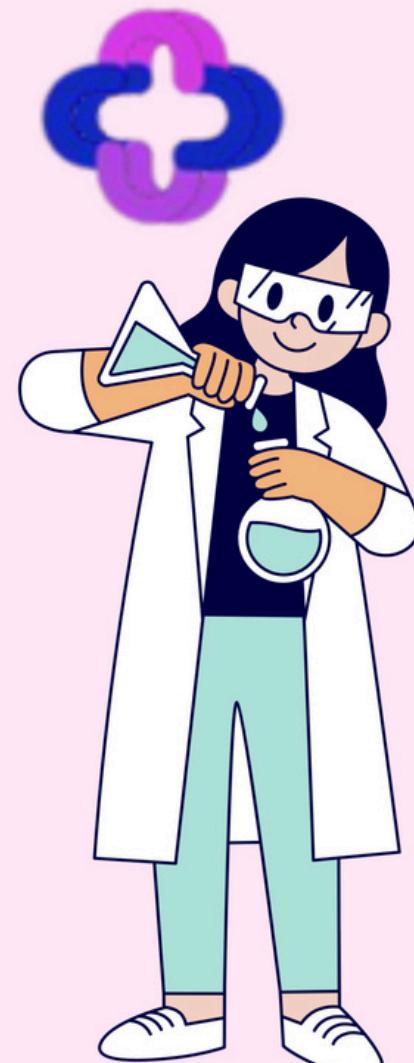
$$i = 1 + \alpha(v - 1), i = 1 + 0,86(2 - 1) = 1,86.$$

Розраховуємо молярну концентрацію розчину:

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

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).



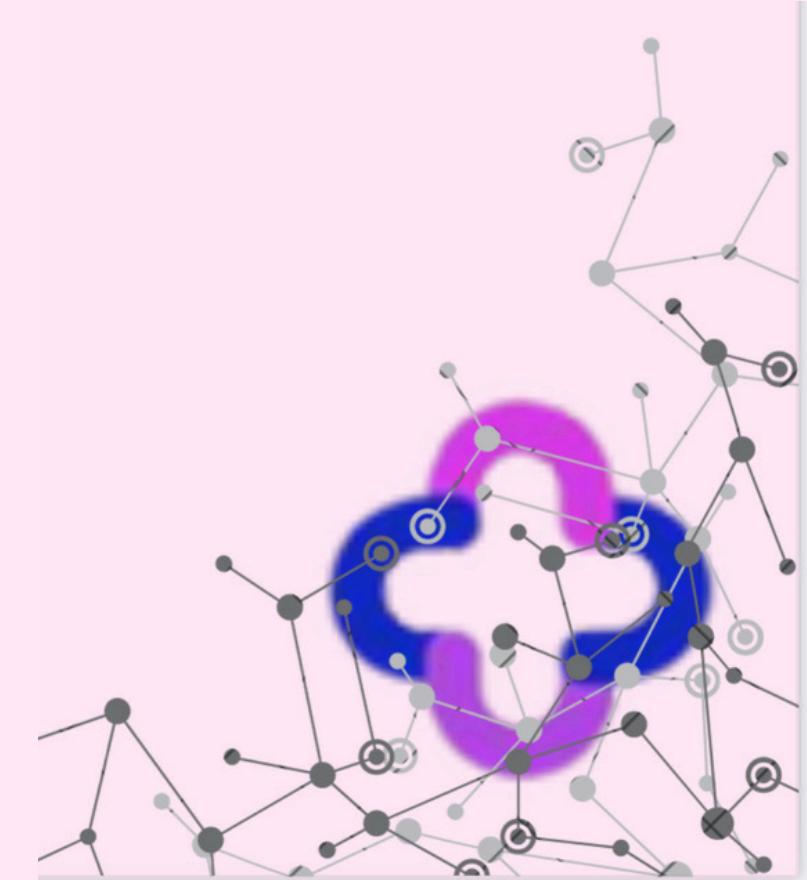
2. Узагальнений закон Рауля:

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

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

