

## Лекція 2.4

### Властивості розчинів електролітів та неелектролітів

#### План

1. Осмотичний тиск
2. Розчини електролітів
3. Вправи

#### 1. Осмотичний тиск

Процес розчинення пов'язаний з дифузією — самоплинним розподілом частинок розчиненої речовини у середовищі розчинника. Причиною дифузії є безладний тепловий рух частинок. У розчинах молекули розчиненої речовини від області з більшою концентрацією поступово переходять в область чистого розчинника або в область з меншою концентрацією того самого розчину. Одночасно молекули розчинника будуть проникати (дифундувати) в об'єм розчину з більшою концентрацією. Результатом такої двобічної дифузії буде вирівнювання концентрації розчиненої речовини в усьому об'ємі розчину.

Картина суттєво зміниться, якщо стикаються два розчини (наприклад, цукру в воді) різної концентрації, відділені один від одного напівпроникною перегородкою (мембраною), яка здатна пропускати молекули розчинника, але перешкоджає проходженню молекул розчиненої речовини.

Нехай розчин 1 має меншу концентрацію, ніж розчин 2 ( $C_1 \ll C_2$ ). Оскільки концентрація розчинника вища у менш концентрованому розчині, то його молекули з розчину 1 крізь напівпроникну мембрану будуть переходити у розчин 2. Дійсно, розчинник може проникати крізь мембрану в двох напрямках, але швидкість його проходження з розчину 1 в розчин 2 буде більшою, ніж у зворотному напрямку. Внаслідок такого переходу рівень розчину 1 буде знижуватися, а розчину 2 — підвищуватися (рис. 1.1 пунктирні лінії).

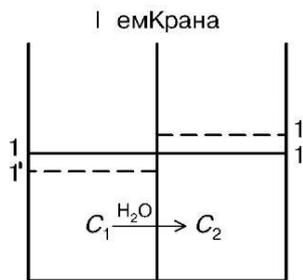


Рис. 1.1. Зміна концентрації речовини внаслідок осмосу

Такий процес односторонньої дифузії через напівпроникну мембрану називають осмосом.

Перехід розчинника з розчину 1 у розчин 2 приведе до одночасного зростання концентрації  $C_1$  та зменшення концентрації  $C_2$ , тобто концентрації будуть вирівнюватися. Рівновага встановлюється при  $C_1 = C_2$  та осмос припиняється тоді, коли через мембрану в обох напрямках за одиницю часу проходить однакова кількість розчинника. Тиск, який відповідає такій рівновазі, служить кількісною характеристикою явища осмосу. Його називають осмотичним тиском. Осмотичним тиском називають тиск, який необхідно надати до розчину, щоб осмос припинився. Осмотичний тиск вимірюють за допомогою приладу, який називають осмометром (рис. 1.2).

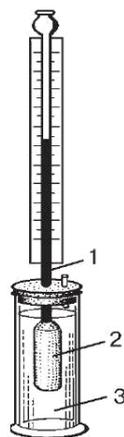


Рис. 1.2 Схема приладу для визначення осмотичного тиску: 1 — посудина з водою; 2 — посудина з напівпроникними стінками; 3 — трубка

Очевидно, коли концентрація розчину дорівнює нулю, то і осмотичний тиск дорівнює нулю. В міру збільшення концентрації розчину зростає різниця у

швидкості переходу води через мембрану в різних напрямках і, відповідно, зростає осмотичний тиск.

На основі експериментальних даних Я. Вант-Гофф (1887) довів можливість використання газових законів до розведених розчинів неелектролітів. Схожість у поведінці розведених розчинів неелектролітів і ідеальних газів проявляється у вигляді закону: осмотичний тиск розведеного розчину дорівнює тому газовому тиску, який мала б розчинена речовина, якби вона при тій же температурі знаходилася в газоподібному стані і займала об'єм, рівний об'єму розчину.

Для кількісної характеристики осмотичного тиску він використав рівняння газового стану  $pV = nRT$ . Якщо газовий тиск  $p$  замінити на осмотичний тиск  $\pi$ , то

$$\pi V = nRT,$$

де  $\pi$  — осмотичний тиск, кПа;  $V$  — об'єм розчину, л;  $n$  — кількість розчиненого неелектроліта, моль;  $R$  — універсальна газова стала;  $T$  — абсолютна температура, К.

Якщо перенести  $V$  у праву частину рівняння, то

де  $n/V$  — молярна концентрація розчину, моль/л. Оскільки  $n/V = C$ , то залежність осмотичного тиску від концентрації і температури виражається співвідношенням:

$$\pi = CRT.$$

Це рівняння дозволяє визначати молекулярну масу розчиненої речовини за величиною осмотичного тиску:

$$C = m/MV,$$

тоді .

Величина осмотичного тиску залежить від концентрації розчину і його температури, але не залежить від природи розчиненої речовини та природи розчинника.

Закон Вант-Гоффа використовують для будь-яких розведених розчинів електролітів. У концентрованих розчинах і у розчинах електролітів спостерігається відхилення від закону Вант-Гоффа.

Явище осмосу відіграє важливу роль у життєдіяльності рослин і тварин. Оболонки клітин — це мембрани, через які легко проходять молекули води, але вони майже непроникні для речовин, які розчинені у внутрішньоклітинній рідині. Проникаючи у клітини, вода створює в них надлишковий тиск, який підтримує клітини в напруженому стані (явище тургора). При випарюванні води об'єм внутрішньоклітинної рідини зменшується, оболонки клітин зморщуються (явище плазмолізу). Стійка величина осмотичного тиску в живих організмах лежить в основі процесу всмоктування, виділення вологи, заспокоєння спраги. У клітинах організмів тварин і людини спеціальні біологічні механізми підтримують сталий осмотичний тиск (близько 0,8 Мпа). Необхідність сталості осмотичного тиску в клітинах організму людини зумовлює те, що розчини деяких ліків для внутрішньовенного введення приготують не на дистильованій воді, а на розчині хлориду натрію з масовою часткою 0,9 % (фізіологічний розчин), який має такий самий осмотичний тиск, як і плазма крові.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними. Розчини, у рівних об'ємах яких міститься однакова кількість розчиненої речовини, називають еквімолярними. Згідно з законом Вант-Гоффа, усі еквімолярні розчини неелектролітів при даній температурі — ізотонічні. Більш концентровані розчини по відношенню до менш концентрованих називають гіпертонічними, а більш розбавлені — гіпотонічними.

## **2. Розчини електролітів**

При розчиненні електролітів кількість частинок в розчині збільшується в порівнянні з вихідною кількістю молекул за рахунок дисоціації останніх. Тому розчини електролітів не підкоряються закону Вант-Гоффа. Для

коригування відхилення від закону був введений ізотонічний коефіцієнт  $i$ , названий коефіцієнтом Вант-Гоффа. Фізичний зміст ізотонічного коефіцієнта можна представити так. Нехай розчинено  $N$  молекул речовини, з них  $N_1$  протисоційувало на  $n$  іонів кожна, в результаті чого в розчині утворилося  $N_1 n$  іонів, кількість непротисоційованих молекул дорівнює  $N - N_1$  а загальна кількість частинок в розчині (непротисоційованих молекул і іонів) дорівнює  $(N - N_1) + N_1 n$ . Ізотонічний коефіцієнт дорівнює відношенню загальної кількості частинок в розчині до вихідної кількості молекул:

тобто ізотонічний коефіцієнт показує, у скільки разів збільшилася кількість частинок в розчині в порівнянні з вихідною кількістю молекул. Виражається ізотонічний коефіцієнт позитивним числом. Для неелектролітів  $i = 1$ , для електролітів  $i > 1$ , а для розчинів, в яких відбувається полімеризація розчиненої речовини,  $i < 1$ .

Осмотичний тиск в реальних розчинах розраховують за формулою:

$$p = iCRT.$$

У такому вигляді закон Вант-Гоффа застосовуємо до розведених розчинів неелектролітів і дуже розведених розчинів слабких електролітів. Для інших розчинів відзначається значне відхилення експериментальних даних від розрахованих (табл. 16).

Таблиця 16. Осмотичний тиск розчину цукру при 30 ° С

Осмотичний тиск, Па*10 <sup>6</sup>	Концентрація розчину, моль/1000 г розчинника					
	0,1	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0
Експериментальне	0,2503	2,7574	5,9129	9,6397	14,0766	18,9735
Розраховане	0,2431	2,0065	3,5596	4,6092	5,6424	6,5338

Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються ізотонічними. Однак оскільки осмотичний тиск залежить від кількості частинок розчиненої

речовини, то ізотонічні розчини однієї й тієї ж речовини повинні мати однакову концентрацію.

Закон Вант-Гоффа дозволяє визначати молекулярні маси деяких речовин (нелетких неелектролітів).

Приклад. Осмотичний тиск розчину, в 100 мл якого міститься 5 г гемоглобіну при 27 °С, дорівнює 1,82 кПа. Визначте відносну молекулярну масу гемоглобіну.

Знаходять молярну концентрацію даного розчину за законом Вант-Гоффа:

Вміст гемоглобіну в 1000 мл розчину дорівнює  $5 * 1000 / 100 = 50$  г.

Знаходять молекулярну масу гемоглобіну:

50 г — 0,00073 моль

x г — 1 моль

M = 68500.

### 3. Вправи

- 1) Що називають осмосом?
- 2) Коли припиняється осмос?
- 3) Який тиск називають осмотичним?
- 4) На які три види можна розділити розчини електролітів залежно від ступеня дисоціації?
- 5) В які три етапи проходить процес розчинення електроліту в рідині?
- 6) На які види можна розділити всі розчини електролітів залежно від вмісту розчиненої речовини?
- 7) Що називають електролізом?

