

## Тема 2. Кислотно-основні рівноваги в біологічних розчинах

### 1.1. Загальні уявлення про дисперсні системи

*Дисперсною називається система, в якій дуже подрібнені частинки однієї речовини рівномірно розподілені в об'ємі іншої.*

При цьому розрізняють два поняття: дисперсна фаза і дисперсійне середовище.

*Дисперсна фаза – це диспергована речовина, тобто та частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої речовини.*

*Дисперсійним називається середовище, в якому рівномірно розподілені частинки дисперсної фази.*

Залежно від розмірів частинок дисперсної фази дисперсні системи умовно поділяються на три групи.

#### 1. Грубодисперсні, або мікрогетерогенні дисперсні системи, в яких розмір частинок перебільшує 1 мкм ( $10^{-6}$ м).

Ця група дисперсних систем характеризується такими ознаками: частинки дисперсної фази осідають (або спливають) у полі гравітаційних сил, не проходять крізь паперові фільтри; їх можна роздивитися через звичайний мікроскоп. До них належать суспензії, емульсії, пил, піна тощо.

*Суспензія – це дисперсна система, в якій дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем – рідина.*

Прикладом суспензії може бути система, що утворюється при збовтуванні глини чи крейди у воді.

*Емульсія – це дисперсна система, в якій рідка дисперсна фаза рівномірно розподілена в об'ємі рідкого дисперсійного середовища, тобто емульсія складається з двох взаємно нерозчинних рідин.*

До емульсій належить, наприклад, молоко, в якому дисперсною фазою є краплини жиру. При відстоюванні суспензії і емульсії розділяються (розшаровуються) на складові частини: дисперсну фазу і дисперсійне середовище. Так, якщо збовтати бензол з водою, то утворюється емульсія, яка через деякий час розділяється на два шари: верхній бензольний і нижній водний.

#### 2. Проміжні, або середньодисперсні системи з розміром частинок $10^{-6}$ – $10^{-7}$ м.

До них належать тонкі зависі, дими, поруваті тверді тіла.

**3. Тонкодисперсні (ультрамикрогетерогенні) системи, або колоїдні розчини,** в яких частинки розміром 1–100 нм ( $10^{-9}$ – $10^{-7}$ м) складаються з  $10^3$ – $10^9$  атомів, і між ними та розчинником виникає поверхня поділу. Для більшості колоїдних розчинів притаманні такі ознаки:

- невелика швидкість дифузії та відсутність здатності проходити через напівпроникні мембрани;
- частинки дисперсної фази (колоїдні частинки) можна роздивитися лише за допомогою ультрамікроскопа чи електронного мікроскопа;
- розсіювання променів світла колоїдними частинками, внаслідок чого в ультрамікроскопі вони мають вигляд світних цяток, що перебувають у безперервному хаотичному русі;

Як приклади колоїдних частинок можна навести крохмаль, білки, полімери, каучук, мила, гідроксиди алюмінію та заліза.

### 1.2. Розчини. Основні поняття

Якщо дисперсна фаза подрібнена до розмірів молекул та іонів (менше  $10^{-9}$ м), між частинками дисперсної фази і дисперсійного середовища зникає поверхня поділу, а система

стає гомогенною, – утворюється **істинний розчин**, або просто розчин. Відсутність поверхні поділу зумовлює прозорість і високу стійкість розчинів, тому вони самочинно не розділяються на складові частини протягом тривалого часу.

**Розчин** – це гомогенна термодинамічно стійка система змінного складу, яка містить декілька компонентів: розчинник, розчинена речовина (одна чи декілька) та продукти їх взаємодії.

Залежно від агрегатного стану розчини поділяються на три групи, кожна з яких має свої особливості.

**1. Газоподібні розчини** – це суміш газів, що не взаємодіють між собою, наприклад, повітря (суміш  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$  та ін.), природний газ.

**2. Тверді розчини**, які можуть утворюватися солями, металами чи оксидами.

Наприклад, тверді розчини можуть утворюватися при кристалізації рідких солей  $KCl$  і  $KBr$ , металів  $Au$  і  $Ag$  або внаслідок сумісної кристалізації парів  $Au$  і  $Pt$ ,  $Si$  і  $Ge$ ,  $K_2SO_4$  і  $K_2SeO_4$ .

**3. Рідкі розчини** – це однофазні гомогенні системи, що утворюються при розчиненні газоподібних, рідких або твердих речовин у рідкому розчиннику, роль яких можуть відігравати неорганічні речовини (найчастіше – це вода, рідкий амоніак, безводна сірчана кислота) чи органічні сполуки (метанол, спирти, ацетон, бензол, тетрахлорметан тощо).

**Утворення розчинів.** Розчинення слід вважати складною сукупністю фізико-хімічних явищ, серед яких виділяють три основні процеси.

**1.** Руйнування структури речовини, що розчиняється. На руйнування хімічних і міжмолекулярних зв'язків необхідно витратити певну енергію, тому цей етап протікає з поглинанням теплоти і зростанням ентальпії:  $\Delta H_{руйн} > 0$ .

**2.** Хімічна взаємодія розчинника з частинками речовини – **сольватація** (або **гідратація**, якщо розчинником є вода). При цьому утворюються сольвати (або **гідрати**) – нестійкі хімічні сполуки частинок речовини з молекулами розчинника (або води). Отже, виникають нові зв'язки, тому енергія вивільняється і теплота виділяється. Ентальпія системи при цьому зменшується:  $\Delta H_{сольв} < 0$ .

**3.** Самочинний процес рівномірного розподілення сольватів (гідратів) у розчиннику, що пов'язаний з дифузією і вимагає витрати енергії. Ентальпія системи при цьому зростає:  $\Delta H_{диф} > 0$ .

Сумарний тепловий ефект розчинення

$$\Delta H = \Delta H_{руйн} + \Delta H_{сольв} + \Delta H_{диф}$$

може бути додатним (ендотермічне розчинення) чи від'ємним (екзотермічне розчинення). Якщо у воді розчиняються гази чи рідини, то енергія  $\Delta H_{руйн}$  для розриву зв'язків невелика і розчинення супроводжується виділенням теплоти ( $\Delta H < 0$ ). При розчиненні кристалічних речовин руйнування решітки потребує значної витрати енергії. Тому розчинення твердих речовин у воді частіше протікає з поглинанням теплоти ( $\Delta H > 0$ ) і належить до ендотермічних процесів.

### 1.3. Концентрація розчинів

Важливою кількісною характеристикою розчинів вважається їх концентрація.

**Концентрація розчинів** – це величина, що характеризує кількість розчиненої речовини, що міститься у певній кількості розчину або припадає на певну кількість розчинника.

Для точного вираження концентрації розчину застосовують декілька способів.

**1. Масова частка  $\omega$**  – це величина, яка визначається відношенням маси розчиненої речовини ( $m_{\text{реч}}$ ) до маси усього розчину ( $m_{\text{розч}}$ ) і вимірюється у частках одиниці

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{розч}}}. \quad (1)$$

Однак іноді масову частку виражають у відсотках – у цьому випадку її можуть називати відсотковою концентрацією, або масовою часткою у відсотках, і позначати літерою  $C$ :

$$C = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{розч}}} \cdot 100\%. \quad (2)$$

З рівняння (2) випливає, що відсоткова концентрація показує, скільки грамів розчиненої речовини  $m_{\text{реч}}$  міститься у 100 г розчину.

**2. Молярна концентрація, або молярність  $C_M$**  – це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини ( $V_{\text{реч}}$ ) до об'єму розчину ( $V_{\text{розч}}$ ), вимірюваному в літрах:

$$C_M = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{розч}}}. \quad (3)$$

Молярність розчину виражається у моль/л, але замість цієї розмірності дозволено позначати її буквою  $M$ , наприклад, записи 2моль/л  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і 2М  $\text{H}_2\text{SO}_4$  є рівноцінними. Вони вказують на розчин сірчаної кислоти, у одному літрі якого міститься 2моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Розчини, в 1л яких міститься 0,1моль і 0,01моль розчиненої речовини називаються відповідно *децимолярними* і *сантимолярними*.

**3. Нормальна (еквівалентна) концентрація, або нормальність  $C_N$**  – це величина, що визначається відношенням кількості еквівалентів ( $n_{\text{екв}}$ ) розчиненої речовини до об'єму розчину ( $V_{\text{розч}}$ ), вимірюваному в літрах:

$$C_N = \frac{n_{\text{екв}}}{V_{\text{розч}}}. \quad (4)$$

Нормальна концентрація виражається у моль-екв/л. За аналогією до молярної концентрації нормальність позначають буквою  $N$ , наприклад, запис 0,25N тотожний запису 0,25моль-екв/л. Розчини називають *деци-* і *сантинормальними*, якщо вони містять відповідно 0,1моль і 0,01моль еквівалентів розчиненої речовини в одному літрі.

Значення нормальності та молярності збігаються для одноосновних кислот ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), однокислотних основ ( $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ) та солей, утворених цими основами і кислотами. Якщо кислота, наприклад, триосновна, то її нормальність у три рази більша за молярність.

За допомогою нормальної концентрації можна виразити частинний випадок **закону еквівалентів** щодо реакцій у розчинах:

*взаємодія між розчинами відбувається в об'ємних співвідношеннях, обернено пропорційних їх нормальностям*

$$\frac{V_1}{N_1} = \frac{V_2}{N_2}, \quad \text{або } N_1 V_1 = N_2 V_2. \quad (5)$$

З цього випливає

$$N_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{V_2} \quad \text{і} \quad V_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{N_2}. \quad (6)$$

**4. Моляльна концентрація, або моляльність**  $C_m$  – це величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини до маси розчинника, виміряного у кілограмах:

$$C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{\text{розч-ка}}}. \quad (7)$$

Отже, моляльність показує число молів розчиненої речовини, що припадає на 1 кг (1000г) розчинника, тому вона виражається у моль/кг. Як правило, у більшості стехіометричних розрахунків кількість речовини ( $v$ ) звичайно вимірюють у г/моль, а масу розчинника ( $m_{\text{розч-ка}}$ ) – у грамах, тому для приведення моляльної концентрації до відповідної розмірності у числівнику рівняння (7) необхідно ставити число 1000. Якщо ж маса розчинника буде виміряною у кг, тоді домножувати числівник на 1000 не потрібно.

**5. Мольна частка** – це величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини  $v_1$  до загальної кількості всіх речовин у розчині (тобто суми числа молів розчиненої речовини  $v_1$  і числа молів розчинника  $v_2$ ). Раніше мольна частка позначалася великою літерою  $N$ , але в останній час уведено нове позначення – грецькою буквою капа  $\chi$ , тому необхідно брати до уваги обидва варіанти

$$\chi = N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2}. \quad (8)$$

**6. Титр  $T$  (г/мл)** – це величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину:

$$T = \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{V_{\text{розч}} (\text{л})}. \quad (9)$$

Інакше кажучи, титр показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 1мл розчину, тому вимірюється в г/мл. Відносно формули (9) знов необхідно зробити деякі пояснення. Число 1000 у числівнику ставиться у тому випадку, коли об'єм розчину виміряний у літрах. Якщо об'єм виражається у мл, то числівник на 1000 домножувати не слід.

## 2.4. Розчинність

*Здатність речовини рівномірно розподілятися по всьому об'єму розчинника називається розчинністю.*

За розчинністю у воді усі речовини поділяють на три групи.

1. *Добре розчинні речовини*, наприклад, цукор, хлорид натрію, гідроксид натрію (тверді); етиловий спирт, ацетон (рідкі); хлороводень, аміак (гази).
2. *Малорозчинні*: сульфат кальцію, свинець (тверді речовини); діетиловий ефір, бензол (рідини); кисень, азот, метан (гази).

3. *Нерозчинні*: скло, срібло, золото (тверді речовини); гас, рослинні масла (рідини); гелій, неон, аргон (гази).

Кількісною характеристикою розчинності можуть бути дві величини: *коефіцієнт розчинності  $\gamma$* , яким найчастіше користуються у інженерних розрахунках, і *розчинність  $s$* , до якої звичайно звертаються при обчисленні задач аналітичної хімії.

**Коефіцієнт розчинності  $\gamma$**  показує, скільки грамів речовини може максимально розчинитися у 100г розчинника при даній температурі. Наприклад, величина  $\gamma^{18}_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 51,7$  означає, що при  $18^\circ\text{C}$  у 100г води може максимально розчинитися 51,7г солі  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

*Розчин, у якому за даної температури речовина більше не розчиняється і встановлюється динамічна рівновага між розчиненою речовиною у розчині та її осадам, називається **насиченим**, а молярна концентрація насиченого розчину – **розчинністю  $s$** :*

$$s = C_{\text{M(насич)}}$$

Розчинність  $s$  виражається у моль/л, її використовують для розрахунків поряд із коефіцієнтом розчинності  $\gamma$ .

*Розчин, що містить менше розчиненої речовини, ніж необхідно для його насичення, називається **ненасиченим**.*

На розчинність речовин впливають як зовнішні умови, так і співвідношення між хімічною природою речовини і розчинника. Тут діє відома закономірність, на яку звертав увагу ще Д. І. Менделєєв: подібне розчиняється в подібному. Це означає, що речовини з неполярним ковалентним зв'язком краще розчиняються в неполярних розчинниках і, навпаки, речовини з полярним або іонним зв'язком краще розчиняються в неполярних розчинниках. Так, кисень, у молекулах якого здійснюється неполярний ковалентний зв'язок, добре розчиняється у неполярному бензолі і погано у полярному розчиннику – воді.

#### 2.4.1. Розчинність газів

Для газів характерна залежність розчинності від тиску і температури. Крім того, необхідно враховувати хімічну природу газу і можливість його взаємодії з розчинником. Так, за однакових зовнішніх умов розчинності  $\text{N}_2$  і  $\text{NH}_3$  у воді неоднакові, оскільки аміак утворює гідрат ( $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), у той час як молекулярний азот з водою не реагує.

Розчинність газів виражається кількістю літрів (а інколи кількістю грамів) розчиненого газу в 1л розчинника. Наприклад, при кімнатній температурі в 1л  $\text{H}_2\text{O}$  розчиняється близько 700л  $\text{NH}_3$  і лише 0,02л  $\text{N}_2$ .

Залежність розчинності газів від тиску виражається **законом Генрі**:

*розчинність газів у рідині за умов сталої температура–  
тури прямопропорційна його парціальному тиску*

$$m = k \cdot p, \quad (10)$$

де  $m$  – маса газу, що розчиняється в 1 л розчинника;  $p$  – тиск газу (або парціальний тиск, коли має місце суміш газів);  $k$  – коефіцієнт, що характеризує природу розчину.

А при сталому тиску розчинність газів зменшується з підвищенням температури. Тому кип'ятіння розчину дає змогу практично повністю позбутися розчинених у воді газів

#### 2.4.2. Розчинність рідин

При розмішуванні двох рідин може спостерігатися декілька випадків.

1. Рідини розчиняються одна в одній у будь-яких масових чи об'ємних співвідношеннях. Прикладом таких бінарних систем можуть бути системи: вода-етанол, вода-гліцерин, бензол-гексан, ацетон-етанол та ін.

2. Рідини здатні до обмеженої взаємної розчинності при певній температурі. При нагріванні взаємна розчинність рідин збільшується і при деякій температурі настає необмежена взаємна розчинність компонентів системи.

*Температура, при якій обмежена розчинність компонентів переходить у необмежену, називається **критичною температурою розчинення.***

3. Рідини практично не розчиняються одна в одній. До таких систем належать системи: вода-бензол, вода-ртуть, вода-циклогексан та ін. Для цього випадку спостерігається цікаве явище: одночасна розчинність третього компонента в двох рідинах, які перебувають у контакті, але не змішуються між собою. Це явище підкоряється **закону розподілення Нернста-Шилова:**

*при сталій температурі незалежно від кількості внесеної речовини відношення рівноважних концентрацій цієї речовини між двома рідинами, що не змішуються, є сталою величиною:*

$$K_{\text{розп}} = \frac{C_A}{C_B}, \quad (11)$$

де  $K_{\text{розп}}$  – коефіцієнт розподілення;  $C_A$  і  $C_B$  – молярні концентрації третього компонента у рідинах (фазах) А і В.

Наприклад, коефіцієнт розподілення  $I_2$  між  $C_2H_5OH$  і  $CS_2$  при  $18^\circ C$  дорівнює 2,8, між  $CCl_2$  і  $H_2O$  – 85, а між  $CS_2$  і  $H_2O$  – 413. Коефіцієнт розподілення показує, у скільки разів розчинність третього компонента більша у фазі А, ніж у фазі В.

Закон розподілення покладений в основу концентрування і очищення рідин методом екстракції, який використовується для розділення продуктів радіоактивного розпаду елементів АЕС, добування металів із руд, виділення органічних сполук з рослинної сировини, очищення лікарських препаратів, а також у розподільній хроматографії.

### 2.4.3. Розчинність твердих речовин

Розчинність різних твердих речовин в одному і тому ж розчиннику може змінюватися у широких межах. При підвищенні температури здебільшого розчинність твердих тіл зростає, проте для деяких сполук вона може зменшуватися.

Дані щодо розчинності індивідуальних солей при різних температурах наведені у спеціальних довідниках. Залежність розчинності твердих речовин від температури покладено в основу методу очищення сполук перекристалізацією.

### 2.5. Загальні властивості розчинів

*Загальними, або колігативними є такі властивості розчинів, які залежать лише від їх концентрації і не залежать від природи розчинених речовин.*

Колігативні властивості можуть повною мірою виявлятися тільки в ідеальних розчинах.

*Ідеальним називається розчин, в якому не відбувається хімічної реакції між компонентами, а сили міжмолекулярної взаємодії між усіма молекулами однакові.*

Утворення ідеальних розчинів не супроводжується тепловим ефектом ( $\Delta H = 0$ ) і кожний компонент поводить себе незалежно від інших компонентів. До ідеальних розчинів за своїми властивостями наближаються лише дуже розведені розчини неелектролітів.

До колігативних властивостей належать зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчинів, а також осмотичний тиск.

### 2.5.1. Закони Рауля

Молекули розчиненої нелеткої речовини перешкоджають випаровуванню з розчину молекул розчинника. Тому за умов сталої температури тиск насиченої пари розчинника над розчином менший, ніж над чистим розчинником. Отже, крива тиску насиченої пари розчинника над розчином розміщена нижче, ніж крива тиску пари над чистим розчинником (рис. 1). Зниження тиску пари над розчином тим помітніше, чим вища концентрація розчину.

Залежність зниження тиску пари від концентрації розчинів виражається **першим законом Рауля**:

*зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці нелеткої розчиненої речовини*

$$P_A^0 - P_A = \Delta P_A = P_A^0 \chi_B, \quad (12)$$

де  $P_A^0$  і  $P_A$  – тиск насиченої пари розчинника відповідно над чистим розчинником і над розчином;  $\Delta P_A$  – зниження (або депресія) тиску пари;  $\chi_B$  – мольна частка розчиненої речовини;  $\chi_B = \nu_B / (\nu_A + \nu_B)$ . Враховуючи це, рівняння (12) можна переписати у вигляді

$$P_A^0 - P_A = P_A^0 \frac{\nu_B}{\nu_A + \nu_B}, \text{ або } \frac{P_A^0 - P_A}{P_A^0} = \frac{\nu_B}{\nu_A + \nu_B}, \quad (13)$$

З цих рівнянь випливає, що зниження насиченої пари розчинника над розчином не залежить від природи розчиненої речовини, а зумовлюється лише її концентрацією.

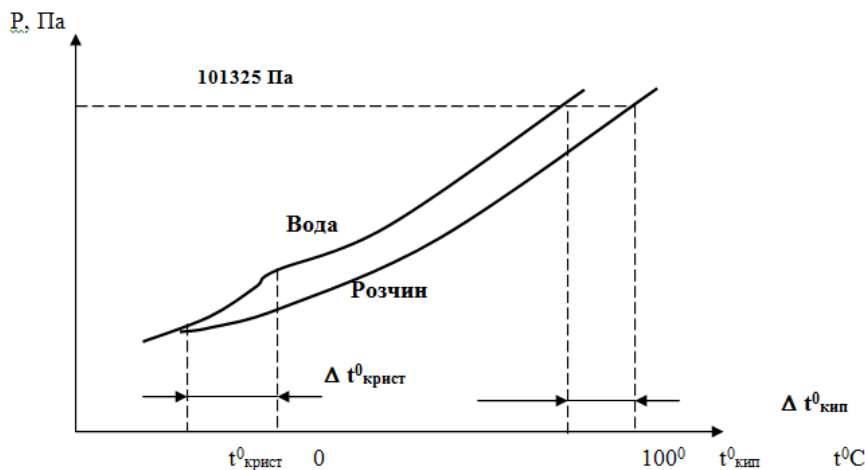


Рисунок 2.1 – Криві тиску пари чистої води і розчину

Тиск насиченої пари розчинника над розчином впливає на температури кипіння і замерзання (кристалізації) розчинів. Тому зменшення цього тиску спричиняє підвищення температури кипіння або зниження температури кристалізації розчину порівняно з відповідними температурами для чистого розчинника.

Підвищення температури кипіння розчину зумовлюється тим, що тиск насиченої пари розчинника над розчином стає рівним атмосферному тиску (це є умовою кипіння рідин) при температурі, вищій, ніж температура кипіння чистого розчинника. А зниження температури замерзання (кристалізації) зумовлюється нижчим тиском насиченої пари розчинника над розчином, ніж над чистим розчинником.

Ця залежність встановлюється **другим законом Рауля:**

*підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини*

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_E \cdot C_m, \quad (16)$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_K \cdot C_m, \quad (17)$$

де  $C_m$  – молярна концентрація, що показує кількість розчиненої речовини у 1кг розчинника;  $K_E$  і  $K_K$  – відповідно ебуліоскопічна і криоскопічна константи, які визначаються природою розчинника і не залежать від складу та концентрації розчиненої речовини. Фізичний зміст цих сталих впливає з рівнянь (16) і (17) при розгляданні випадку, коли  $C_m = 1 \text{ моль/кг}$ . Тоді  $K_E$  і  $K_K$  чисельно дорівнюють відповідно підвищенню температури кипіння і зниженню температури замерзання одномолярних розчинів порівняно з температурою кипіння і температурою замерзання чистого розчинника.  $K_E$  і  $K_K$  вимірюють у градусах, їх значення для різних розчинників наводяться у довідниках.

У рівняння (16) і (17) можна підставити вираз молярної концентрації:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_E \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{розч-ка}}}; \quad \Delta T_{\text{ам}} = K_K \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{розч-ка}}}. \quad (18)$$

Користуючись рівняннями (18), визначають молярну масу розчиненої речовини за даними щодо підвищення температури кипіння чи зниження температури замерзання:

$$K_E \cdot m \cdot 1000$$

$$K_K \cdot m \cdot 1000$$



$$M = \frac{\Delta T_{\text{кип}}}{m_{\text{розч-ка}}} ; \quad M = \frac{\Delta T_{\text{зам}}}{m_{\text{розч-ка}}} . \quad (19)$$

Визначення молярних мас речовин за підвищенням температури кипіння або зниженням температури замерзання розчинів називається відповідно **ебуліоскопією** і **кріоскопією**.

Ці методи використовуються для встановлення складу сполук, визначення ступеня дисоціації електролітів, вивчення процесів полімеризації у розчинах. Здатність розчинів замерзати при більш низькій температурі, ніж чистий розчинник, застосовується для приготування різних охолоджувальних сумішей і розчинів з низькою температурою замерзання (антифризів – для циліндрів двигунів при їх експлуатації у зимовий період). Наприклад, 66,7% водний розчин етиленгліколю замерзає лише при температурі  $-75^{\circ}\text{C}$ .

### 2.5.2. Закон осмотичного тиску

*Самочинний перехід розчинника через напівпроникну мембрану, що розділяє розчин і розчинник або два розчини різної концентрації, називається осмосом.*

Осмоз зумовлений дифузією молекул розчинника через напівпроникну мембрану (перегородку), яка пропускає тільки молекули розчинника і затримує молекули розчиненої речовини. Молекули розчинника дифундують із розчинника у розчин (чи з менш концентрованого розчину в більш концентрований), тому концентрований розчин розбавляється, при цьому збільшується і висота його стовпа у трубці (рис.2).

Кількісно осмос характеризується **осмотичним тиском**, що дорівнює силі, яка припадає на одиницю площини поверхні і примушує молекули розчинника проходити через напівпроникну мембрану. Тобто осмотичний тиск дорівнює тиску сповна розчину в осмометрі висотою  $h$  (рис. 2.2) .

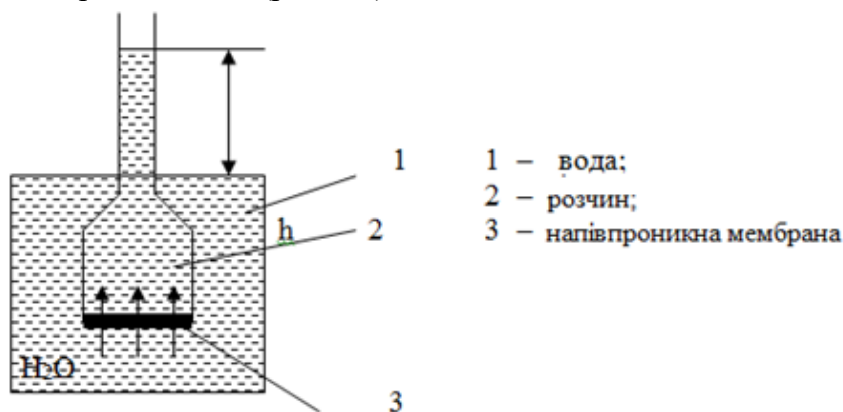


Рисунок 2.2 – Схема приладу для визначення осмотичного тиску

Осмоз – процес динамічний, оскільки проникнення молекул розчинника через мембрану відбувається в обох напрямках. Динамічна рівновага встановлюється лише тоді, коли осмотичний тиск  $\pi$  зрівноважується зовнішнім тиском  $p$ ; при цьому осмос припиняється.

Закон осмотичного тиску сформулював Вант-Гофф:  
*осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала б у газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину.*

Вант-Гофф припустив, що для осмотичного тиску можна застосувати рівняння стану ідеального газу

$$\pi V = \nu RT, \quad \text{або} \quad \pi = \frac{\nu}{V} RT,$$

звідки

$$\pi = C_M RT, \quad (20)$$

де  $\pi$  – осмотичний тиск ( $[\text{Па}] = [\text{Дж}]/[\text{м}^3]$ );  $C_M$  – молярна концентрація розчину ( $C_M = \nu/V = m/M \cdot V$ ). За відомим значенням осмотичного тиску легко обчислити молярну масу речовини

$$M = \frac{m RT}{\pi V}. \quad (21)$$

Осмоз відіграє важливу роль у біологічних процесах, забезпечуючи надходження води у клітини й інші структури. Розчини з однаковим осмотичним тиском називають **ізотонічними**. Якщо осмотичний тиск вищий, ніж внутрішньоклітинний, то він називається **гіпертонічним**, а якщо нижчий – **гіпотонічним**. Наприклад, середній осмотичний тиск крові при  $36^\circ\text{C}$  дорівнює 780 кПа.