

## Лекція 3. РОЗЧИНИ ТА РОЗЧИННІСТЬ. СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ

### План

1. Класифікація розчинів
2. Теплові явища при розчиненні. Гідратна теорія розчинів Д.І.Менделєєва
3. Розчинність газів, рідин, твердих речовин
4. Чинники, що впливають на розчинність газів у рідинах
5. Розчинність рідин у рідинах
6. Розчинність твердих речовин у рідинах
7. Способи вираження концентрації розчинів
8. Константа дисоціації
9. Іонний добуток води, водневий показник (рН)

### Класифікація розчинів

Розчин – дво- або багатокомпонентна гомогенна, термодинамічно стійка система, склад якої може безперервно змінюватися у межах визначених розчинністю. У більшості випадків, компонент, якого у розчині більше, називається розчинником, інший компонент – розчиненою речовиною. У залежності від агрегатного стану розчинника і розчиненої речовини розрізняють: газоподібні розчини (повітря), рідкі розчини (водні розчини солей), тверді розчини (чавун). У рідких розчинах розчинником є рідини. У залежності від типу розчинника розрізняють водні розчини (розчинник – вода) і неводні розчини (розчинники бензол, спирт, хлороформ, та ін.). У медицині і фармації найважливішими є водні розчини. Завдяки своїм унікальним властивостям (велика теплоємність, дипольний момент, поверхневий натяг) вода є прекрасним розчинником, яка забезпечує в організмі людини процеси всмоктування і переміщення поживних речовин у організмі.

Табл.12. Класифікація розчинів

№ п/п	Класифікаційна ознака	Якісна характеристика розчинів
1	Розмір частинок	1. Істинний (менше 1 нм) 2. Колоїдний (1-100 нм) 3. Грубодисперсний (більше 100 нм)
2	Кількість розчиненої речовини	1. Концентрований - розчин, що містить розчинену речовину в кількості, яку можна порівняти з кількістю розчину. 2. Розбавлений – розчин, що містить відносно
		низький вміст розчиненої речовини (далекій до насичення)
3	Міра розчинності	1. Насичений - розчин, у якому речовина більше не розчиняється за даної температури. 2. Ненасичений - розчин, у якому речовина ще може розчинятися за даної температури. 3. Пересичений розчин - розчин, який містить речовини більше, ніж в насиченому розчині. Ці розчини дуже нестійкі

Теплові явища при розчиненні. Гідратна теорія розчинів Д.І.Менделєєва

Розчинення - складний фізико-хімічний процес. Вперше ідею про хімічний характер процесів розчинення висунув Д. І. Менделєєв у розробленій ним хімічній (гідратній) теорії розчинів (1887 р.), згідно якої під час утворення розчинів відбуваються не тільки фізичні, а й хімічні процеси. Згідно фізичної теорії розчинів, яку запропонували Я. Вант-Гофф (1852-1911) і С. Арреніус (1859-1927) процес розчинення розглядався як простий розподіл однієї речовини у іншій без будь-якої взаємодії між розчиненою речовиною і розчинником. Сучасна теорія розчинів узагальнює ці два напрямки. Руйнування структури речовини, що розчиняється і розподіл її частинок між молекулами розчинника - це фізичний процес. Одночасно відбувається взаємодія молекул розчинника з частинками речовини, яка розчиняється, тобто хімічний процес. У результаті цієї взаємодії утворюються сольвати - продукти змінного складу, які утворюються при хімічній взаємодії частинок розчинюваної речовини з молекулами розчинника. Якщо розчинником є вода, то сольвати, які утворюються називаються гідратами. Процес утворення сольватів називається сольватацією. Процес утворення гідратів - гідратацією. Гідрати деяких речовин можна виділити в кристалічному стані при випарюванні розчинів. Кристалічні речовини які містять молекули води, називаються кристалогідратами. Вода, яка входить в склад кристалогідратів, називають кристалізаційною водою. Доказом фізико-хімічного характеру процесу розчинення є теплові ефекти при розчиненні, тобто виділення або поглинання теплоти. Ентальпією розчинення називається теплота, що виділяється або поглинається при розчиненні 1 моля речовини. Тепловий ефект розчинення зумовлений двома процесами - руйнуванням кристалічної решітки речовини і гідратацією молекул або йонів розчиненої речовини розчинником. Якщо енергія руйнування кристалічної ґратки більша ніж енергія сольватації, то при розчиненні тепло поглинається ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_2$ ), якщо енергія руйнування менша, ніж енергія сольватації, то тепло виділяється ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ).

### Розчинність газів, рідин, твердих речовин

Під розчинністю розуміють здатність речовини розчинятися у тому чи іншому розчиннику. Кількісно розчинність ( $k_s$ ) визначається як маса речовини, яка міститься в 100г розчинника за даної температури. Речовини за розчинністю у воді класифікують на: добре розчинні ( $k_s > 1$ ) - нітрати, цукор, спирт; малорозчинні ( $k_s = 0,1 - 1$ ) - гіпс, бензол, азот; нерозчинні ( $k_s < 0,1$ ) - більшість карбонатів, фосфатів, скло. Розчинність речовин залежить від природи розчинника, природи розчиненої речовини, температури, тиску (для газів).

### Чинники, що впливають на розчинність газів у рідинах

1. Природа газу, природа розчинника ( $\text{N}_2$  і  $\text{NH}_3$  мають різну розчинність).  
 2. Тиск. Описується законом Генрі-Дальтона: розчинність газу в рідинах при сталій температурі прямопропорційна парціальному тиску цього газу:  $C(x) = K \cdot P(x)$  (гірська хвороба, кесонна хвороба).

3. Температура. Описується рівнянням Клаузіуса-Клапейрона (розчинність газів при сталому тиску зменшується з підвищенням температури):

$$\ln N_1/N_2 = -\Delta H/R \cdot (1/T_2 - 1/T_1),$$

де  $N$ -мольні частки газу за  $T_1$  і  $T_2$ ,  $\Delta H$ - теплота розчинення 1 моля газу

4. Наявність електроліту у розчині. Описується законом Сеченова (розчинність газів у розчинах електролітів порівняно з чистим розчинником зменшується - висолювання газів):

$$S = S_0 e^{-kC},$$

де  $S$  ( $S_0$ ) – розчинність у розчині з концентрацією  $C$  (у воді),  $k$  - const, залежить від природи компонентів і  $T$ .

### Розчинність рідин у рідинах

Залежно від взаємної розчинності рідини поділяють на: а) практично нерозчинні (бензин-вода); б) обмежено розчинні (ефір-вода) (розчинність залежить від температури та тиску); в) необмежено розчинні (етанол-вода) Під час розчинення однієї рідкої речовини в іншій мають місце такі особливості:

1. Більшість неполярних рідин органічної природи необмежено змішується одна з одною, але вони практично не розчиняються в полярних розчинниках (подібне розчиняється в подібному).

2. При змішуванні двох рідин об'єм змінюється дуже мало (на 1-4%), тому тиск не впливає на цей процес.

3. Змішування двох рідин найчастіше супроводжується ендотермічним ефектом, тому з підвищенням температури взаємна розчинність збільшується.

4. Якщо у двофазну систему, що складається з рідин, які не розчиняються одна в одній, внести будь-яку третю речовину, що в них розчиняється, то вона розподіляється в обох фазах відповідно до її розчинності в кожній з них. Відношення концентрації цієї речовини в розчинниках А і В називається коефіцієнтом розподілу:  $K = C_A/C_B$  (закон розподілу Нернста).

5. Розчинність багатьох рідин одна в одній значно зменшується в присутності солей і деяких інших речовин (ефект висолювання).

### Розчинність твердих речовин у рідинах

Під час розчинення твердої речовини в рідині мають місце такі особливості:

1. Розчинність твердих речовин у рідині визначається природою розчинника і речовини, що розчиняється. Полярні розчинники добре розчиняють тверді полярні речовини і погано – неполярні.

2. Розчинення більшості твердих тіл супроводжується охолодженням системи, тому з підвищенням температури збільшується.

### Способи вираження концентрації розчинів

Уміст речовини у розчині виражають за допомогою розмірних величин - концентрацій та безрозмірних величин - часток. Концентрацією називається кількість розчиненої речовини, що міститься в одиниці об'єму або маси розчину або розчинника.

1. Молярна концентрація (С): 
$$C(x) = \frac{v(x) \cdot 1000}{V(p - ну, мл)} = \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot V(p - ну, мл)}$$

2. Молярна концентрація еквівалента, нормальна концентрація (N).

$$N(x) = \frac{v_{екв}(x) \cdot 1000}{V(p - ну, мл)} = \frac{m(x) \cdot 1000}{E(x) \cdot V(p - ну, мл)}, \text{ де } E = M(x)/f_{екв}$$

3. Моляльна концентрація (b): 
$$b(x) = \frac{v(x) \cdot 1000}{m(p - ка, г)} = \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot m(p - ка, г)}$$

4. Масова частка ( $\omega$ ):

$$\omega(x) = \frac{m(x) \cdot 100\%}{m(p - ну)} = \frac{m(x) \cdot 100\%}{\rho(p - ну) \cdot V(p - ну)} = \frac{m(x) \cdot 100\%}{m(x) + m(p - ка)}$$

5. Титр (Т): 
$$T(x) = \frac{m(x)}{V(p - ну)}$$

6. Об'ємна частка ( $\varphi$ ): 
$$\varphi(x) = \frac{V(x) \cdot 100\%}{V(p - ну)}$$

7. Масово-об'ємна частка ( $\omega_\varphi$ ): 
$$\omega_\varphi(x) = \frac{m(x) \cdot 100\%}{V(p - ну)}$$

Табл.13. Взаємозв'язок між способами вираження складу розчинів

Способи вираження складу	$\omega$	$C(x)$ , моль/л	$N(x)$ , моль-екв/л	$T$ , г/мл
$\omega$	—	$C(x) \cdot M(x)$ $\omega(x) = \frac{\quad}{10 \cdot \rho}$	$N(x) \cdot E(x)$ $\omega(x) = \frac{\quad}{10 \cdot \rho}$	$100 \cdot T$ $\omega(x) = \frac{\quad}{\rho}$
$C(x)$ , моль/л	$10 \cdot \rho \cdot \omega$ $C(x) = \frac{\quad}{M(x)}$	—	$N(x)$ $C(x) = \frac{\quad}{Z(x)}$	$1000 \cdot T$ $C(x) = \frac{\quad}{M(x)}$
$N(x)$ , моль-екв/л	$10 \cdot \rho \cdot \omega$ $N(x) = \frac{\quad}{E(x)}$	$N(x) = (x) \cdot C(x)$	—	$1000 \cdot T$ $N(x) = \frac{\quad}{E(x)}$
$T$ , г/мл	$\rho \cdot \omega$ $T(x) = \frac{\quad}{100}$	$C(x) \cdot M(x)$ $T(x) = \frac{\quad}{1000}$	$N(x) \cdot E(x)$ $T(x) = \frac{\quad}{1000}$	—

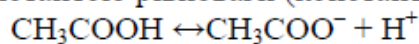
Константа дисоціації ( $K_{\text{дис}}$ )

Характеризує слабкі електроліти і є відношенням добутку концентрацій утворених йонів до концентрації електроліту з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів.

Для рівняння  $HA \leftrightarrow X^+ + A^-$  запишеться:

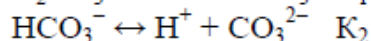
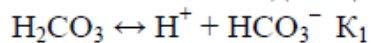
$$K_{\text{дис}} = \frac{[X^+][A^-]}{[HA]}$$

Дисоціація слабких електролітів є процесом рівноважним, який характеризується константою рівноваги (константа дисоціації).



$$K_{\text{дис}} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

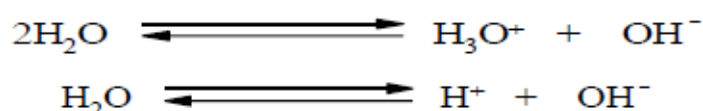
Дисоціація може бути ступеневою. У цьому випадку кожен ступінь характеризується своєю константою дисоціації.



або в загальному вигляді:  $K_{\text{зар}} = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H^+]^2}{[H_2CO_3]}$

## ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК

Вода є речовиною, яка в залежності від умов може бути або кислотою або основою. Такі речовини називаються *амфолітами*.



За законом дії мас:

$$K_{\partial} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{або ж} \quad K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Враховуючи, що  $K_{\text{дис}}$  води дорівнює  $1,8 \cdot 10^{-16}$ , а рівноважна концентрація води є величина стала, добуток двох констант буде новою константою:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Постійна  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  називається *йонним добутком води*. Вказаний добуток за даної температури є величина постійна:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Зміна концентрації одного йону не може відбуватись без зміни концентрації іншого. Співвідношення концентрацій вільних гідроген- та гідроксил-йонів визначає активну реакцію розчину: вільні йони Гідрогену визначають активну кислотність, а вільні гідроксильні йони – активну лужність середовища.

Розчини, в яких  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$  називають нейтральними;  
розчини з  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  ( $> 1 \cdot 10^{-7}$  моль/л) називають кислими;  
з  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  ( $< 1 \cdot 10^{-7}$  моль/л) - лужними.

Враховуючи, що концентрації йонів в розчині є величинами дуже малими (числа з від'ємними показниками ступеня), для характеристики реакції середовища було запропоновано використовувати відповідний показник концентрації йонів – *водневий показник рН* (potens hidrojen – «сила Гідрогену») - величина, що чисельно дорівнює від'ємному десятковому логарифму молярної концентрації йонів Гідрогену:  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$  і відповідно  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$ .

При 25°C:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ,  
при 36,6°C  $\text{pH} + \text{pOH} = 13,6$ .

Табл. 15. Значення концентрацій йонів Гідрогену та рН за різних реакцій середовища

$[H^+]$ , моль/л	рН	Реакція середовища
Від $10^{-1}$ до $10^{-3}$	1-3	сильнокисла
Від $10^{-3}$ до $10^{-7}$	3-7	слабокисла
$10^{-7}$	7	нейтральна
Від $10^{-7}$ до $10^{-11}$	7-11	слабколужна
Від $10^{-11}$ до $10^{-14}$	11-14	сильнолужна

Водневий показник широко використовують в діагностичній, санітарно-гігієнічній і фармакологічній практиці для характеристики кислотно-основних властивостей біологічних середовищ, контролю за станом стічних і питних вод, лікарських препаратів. Значення рН фізіологічних рідин наведені в табл. 16.

Табл.16.Значення рН фізіологічних рідин

Рідина людського організму	Оптимальне значення рН	Можливі коливання
Шлунковий сік	1,65	0,8-2,5
Сеча	5,80	5,0-6,5
Сік відділу товстого кишківника	6,10	-
Сік тонкого кишківника	6,51	5,-7-7,07
Слина	6,75	5,6-7,9
Жовч	6,80	5,6-8,0
Плазма крові	7,40	7,36-7,44
Піт	7,40	7,20-7,80
Спинно-мозкова рідина	7,60	7,35-7,80
Сльозова рідина	7,70	7,6-7,8
Сік підшлункової залози	8,80	8,6-9,0

Для розчинів сильних й слабких кислот і основ величину рН можна розрахувати теоретично, якщо відома концентрація.

Для концентрованих розчинів сильних електролітів замість концентрації використовують активність.

Для розбавлених розчинів сильних електролітів:

$$[H^+] = C_a, [OH^-] = C_b$$

Для розбавлених розчинів слабких кислот:

$$[H^+] = \sqrt{K_d \cdot C_a}, \text{ а } pH = 1/2(pK_d - \lg C_a)$$

Для розбавлених розчинів слабких основ:

$$[OH^-] = \sqrt{K_d \cdot C_b}, \text{ а } pH = 14 - 1/2(pK_d + \lg C_b)$$

### Питання для самоконтролю

1. Що таке масова частка?
2. Як обчислити фактор еквівалентності солі (навести приклад)?
3. Розрахувати наважку для приготування 2 л розчину калій гідроксиду із масовою часткою 2%.
4. Для чого використовується бюретка в хімічному аналізі?