

**Вінницький національний медичний університет  
ім. М.І. Пирогова**

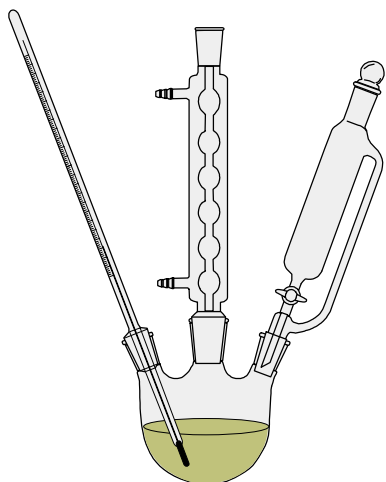
Кафедра біологічної та загальної хімії

**СМІРНОВА О.В.**

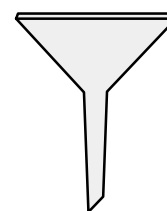
**ЗБІРНИК ЗАДАЧ ТА ВПРАВ  
З МЕДИЧНОЇ ХІМІЇ**

Частина 2

**« Рівноваги в біологічних системах  
на межі розділу фаз»**



Для студентів медичного, стоматологічного факультетів та факультету  
медичній психології ВНМУ ім. М.І.Пирогова



Вінниця 2015

Збірка затверджена методичною радою загальнотеоретичних дисциплін  
1 курсу Вінницького національного медичного університету  
імені М.І. Пирогова

(протокол № 2 від 28.10.2015р.)

Рецензенти:

Ющенко Т.І. – к.х.н., зав. кафедрою  
фармацевтичної хімії  
ВНМУ ім. М.І. Пирогова

Рибак п.Г. – к.б.н. доцент,  
завідувач кафедрою  
природничих наук  
ВНМУ ім. М.І. Пирогова

## Зміст:

1. Теплові ефекти хімічних реакцій. Спрямованість процесів.....	4
2. Кінетика біохімічних процесів .....	7
3. Хімічна рівновага .....	11
4. Метод потенціометричного аналізу .....	16
5. Окиснювально – відновні або редокс – системи.....	22
6. Будова колоїдної частинки (міцели).....	25

## ТЕПЛОВІ ЕФЕКТИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. СПРЯМОВАНІСТЬ ПРОЦЕСІВ

**Тепловий ефект хімічної реакції** – це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в процесі реакції.

**Закон Гесса:** тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху її проходження, а залежить від її початкового та кінцевого стану.

**Теплота утворення** (перший наслідок закону Гесса) – це тепловий ефект утворення 1 моль речовини із простих речовин за 25<sup>0</sup>С(298 К), 101,3 кПа і дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції та сумою теплот утворення вихідних речовин, узятих з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів рівняння реакції:

$$\Delta H_{\text{УТВ.}} = \sum \Delta H_{\text{ПРОД.}} - \sum \Delta H_{\text{ВИХ.}}$$

**Теплота згоряння** (другий наслідок закону Гесса) – це тепловий ефект згоряння 1 моль речовини до CO<sub>2</sub> Г та H<sub>2</sub>O Р і дорівнює різниці між сумою теплот згоряння вихідних речовин та сумою теплот згоряння продуктів реакції, узятих з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів рівняння реакції:

$$\Delta H_{\text{СГОР.}} = \sum \Delta H_{\text{ВИХ.}} - \sum \Delta H_{\text{ПРОД.}}$$

Спрямованість процесу або можливість хімічної реакції визначається енергією Гіббса.

**Енергія Гіббса або ізобарно – ізотермічний потенціал** – це сумарний ефект прояву ентальпійного Н та ентропійного S чинників.

$$\Delta G = \sum \Delta G_{\text{ПРОД.}} - \sum \Delta G_{\text{ВИХ.}}$$

Якщо  $\Delta G < 0$ , то реакція можлива.

Якщо  $\Delta G > 0$ , то реакція неможлива (іде зворотня реакція).

Якщо  $\Delta G = 0$ , то система в рівновазі.

### Приклади розв'язання задач

**1. Розрахувати тепловий ефект реакції окиснення глюкози, якщо  $\Delta H_{\text{УТВ.}}$  глюкози -1272,45 кДж/моль, вуглекислого газу -393,6 кДж/моль, води -285,9 кДж/моль.**

$\Delta H_{\text{УТВ.}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -1272,4 \text{ кДж/моль};$	1) Окиснення глюкози іде за
$\Delta H_{\text{УТВ.}}(\text{CO}_2) = -393,6 \text{ кДж/моль}$	рівнянням:
$\Delta H_{\text{УТВ.}}(\text{H}_2\text{O}) = -285,9 \text{ кДж/моль};$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O};$
$\Delta H_{\text{РЕАКЦІЇ}} = ?$	

2) Використовуємо рівняння першого наслідку закону Гесса:

$$\Delta H_{\text{УТВ.}} = \sum \Delta H_{\text{ПРОД.}} - \sum \Delta H_{\text{ВИХ.}};$$

3) Підставляємо дані  $\Delta H_{\text{УТВ.}}$  продуктів реакції та вихідних речовини із урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H_{\text{РЕАКЦІЇ}} = [ 6 \cdot (-393,6) + 6 \cdot (-285,9) ] - (-1272) =$$

$$= -2804,55 \text{ кДж/моль.}$$

Відповідь:  $\Delta H_{\text{РЕАКЦІЇ}} = -2804,55 \text{ кДж/моль}$ ,  
реакція екзергонічна.

**2. Чи можлива реакція  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{Hg}$ , якщо енергія Гіббса  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  - 210,66 кДж/моль, а  $\text{HgCl}_2$  -185,77 кДж/моль?**

$\Delta G(\text{Hg}_2\text{Cl}_2) = -210,66 \text{ кДж/моль}$ ; 1) Напишемо рівняння енергії Гіббса для даної реакції  
 $\Delta G(\text{HgCl}_2) = -185,77 \text{ кДж/моль}$ ;

$$\Delta G_{\text{РЕАКЦІЇ}} = ?$$

$$\Delta G = \sum \Delta G_{\text{ПРОД.}} - \sum \Delta G_{\text{ВИХ.}}$$

2) Підставляємо дані з умови задачі:

$$\Delta G = -185,77 - (-210,66) = 24,89 \text{ кДж/моль.}$$

Відповідь  $\Delta G = 24,89 \text{ кДж/моль}$ .

Реакція неможлива.

**3) Обчислити тепловий ефект реакції утворення ацетилену із бензолу, якщо відомі значення теплот згоряння: бензолу – 2364,5 кДж/моль, ацетилену – 1299,6 кДж/моль.**

$\Delta H_{\text{СГОР.}}(\text{C}_6\text{H}_6) = -3264,5 \text{ кДж/моль}$ ; 1) На основі другого наслідку із закону Гесса:

$\Delta H_{\text{СГОР.}}(\text{C}_2\text{H}_2) = -1299,6 \text{ кДж/моль}$ ;

$$\Delta H_{\text{Р-ЦІЇ}} = \Delta H_{\text{ЗГОР.}}(\text{C}_6\text{H}_6) - 3\Delta H_{\text{ЗГОР.}}(\text{C}_2\text{H}_2);$$

$$\Delta H_{\text{Р-ЦІЇ}} = ?$$

2) Підставляємо дані із умови задачі:

$$\Delta H_{\text{Р-ЦІЇ}} = -3264,5 - 3(-1299,6) = 634,3 \text{ кДж/моль.}$$

Відповідь:  $\Delta H_{\text{Р-ЦІЇ}} = 634,3 \text{ кДж/моль}$ .

**4) На випаровування 1 моль води необхідно 40,7 кДж. Скільки теплоти витрачається за день в результаті виділення через шкіру 800,0 г води?**

$$v(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ моль};$$

$$\Delta H_{\text{ВИПАР.}} = 40,7 \text{ кДж/моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 800,0 \text{ г};$$

$$\Delta H = ?$$

1) Знаходимо кількість речовини у 800,0 г води:

$$v = \frac{800}{18} = 44,44 \text{ моль};$$

2) Для знаходження теплоти використовуємо пропорцію:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ моль}(\text{H}_2\text{O}) \quad - \quad 40,7 \text{ кДж} \\ 44,44 \text{ моль}(\text{H}_2\text{O}) \quad - \quad X \end{array} \right\}$$

$$X = \frac{44,44 \cdot 40,7}{1} = 1808,9 \text{ кДж.}$$

Відповідь: 1808,9 кДж.

**5) Обчислити зміну енергії Гіббса в процесі засвоєння в організмі людини сахарози, який зводиться до її окиснення, якщо**

$\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{H}_2\text{O}) = -237 \text{ кДж/моль}$ ,

$\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = -1545 \text{ кДж/моль}$ .

$$\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = -1545 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{H}_2\text{O}) = -237 \text{ кДж/моль};$$

---


$$\Delta G_{\text{РЕАКЦІЇ}} = ?$$

- 1) Напишемо рівняння окиснення сахарози:  

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(\text{к})} + 11\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 12\text{CO}_{2(\text{г})} + 11\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})};$$
- 2) Напишемо рівняння енергії Гіббса для реакції:  

$$\Delta G = \sum \Delta G_{\text{ПРОД.}} - \sum \Delta G_{\text{ВИХ.}};$$

3) Підставляємо дані з умови задачі з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta G_{\text{Р-ЦІЇ}} = [ 12 \cdot (-394,4) + 11 \cdot (-237) ] - (-1545) = - 5794 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ:  $\Delta G_{\text{Р-ЦІЇ}} = - 5794 \text{ кДж/моль.}$

**б) Теплота утворення вуглеводів в організмі людини складає 4,1ккал/г. Добова потреба у вуглеводах для студентів жінок 383г. Обчислити добову потребу студентів в енергії по вуглеводах.**

$$\Delta H_{\text{УТВ.}}(\text{ВУГЛ}) = 4,1 \text{ ккал/г};$$

$$m_{(\text{ВУГЛ})} = 383 \text{ г};$$

---


$$\Delta H = ?$$

1) Для вирішення задачі використовуємо пряму пропорцію:

$$\left. \begin{array}{l} 4,1 \text{ ккал} \quad - \quad \text{на} \quad 1 \text{ г вуглеводів} \\ X \quad \quad \quad - \quad \text{на} \quad 383 \text{ г вуглеводів} \end{array} \right\}$$

$$X = \frac{4,1 \cdot 383}{1} = 1570,3 \text{ ккал.}$$

Відповідь: 1570,3 ккал.

### Задачі для самостійного розв'язання

- Чи можлива реакція:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , якщо енергія Гіббса  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) = -1576,4 \text{ кДж/моль}$ ,  $\text{SO}_3 = -370,37 \text{ кДж/моль}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = -3091,9 \text{ кДж/моль}$ ? (відповідь: -404,39 кДж/моль; реакція можлива)
- Обчислити енергію Гіббса для реакції гліколізу:  

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$$

МОЛОЧНА КИСЛОТА

якщо  $\Delta G^0$  молочної кислоти = - 539 кДж/моль,  
а  $\Delta G^0$  глюкози = - 917 кДж/моль. (відповідь: -161 кДж/моль)
- Теплота утворення білків в організмі людини складає 4,1 ккал/г. Середньо добова потреба в білках для студентів жінок складає 96г. Обчислити добову потребу студентів в енергії по білках. (відповідь: 393,6 ккал)
- Перевірте, чи немає загрози, що нітроген(I) оксид, вживаний в медицині як наркотичний засіб, окиснюватиметься киснем повітря до токсичного нітроген(II) оксиду, якщо  $\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{N}_2\text{O}) = 104 \text{ кДж/моль}$ , а  $\Delta G_{\text{УТВ.}}(\text{NO}) = 87 \text{ кДж/моль}$ . (відповідь:  $\Delta G = 140 \text{ кДж/моль}$ , значить реакція окиснення неможлива)

5. У циклі Кребса ізоцитрат перетворюється на  $\alpha$ -кетоглутарат:  
 $\text{ізоцитрат} + 1/2\text{O}_2(\text{г}) + \text{H}^+ \rightarrow \alpha\text{-кетоглутарат} + \text{H}_2\text{O}(\text{р}) + \text{CO}_2(\text{г})$ .  
 Розрахуйте  $\Delta G$  цієї реакції, якщо  $\Delta G_{\text{утв.}}(\text{ізоцитрату}) = -1166,6 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta G_{\text{утв.}}(\alpha\text{-кетоглутарату}) = -796,8 \text{ кДж/моль}$ ,  
 $\Delta G_{\text{утв.}}(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}$ ;  $\Delta G_{\text{утв.}}(\text{H}_2\text{O}) = -237 \text{ кДж/моль}$ .  
 (відповідь:  $-267,2 \text{ кДж/моль}$ )
6. Визначити тепловий ефект реакції синтезу діетилового етеру, вживаного в медицині для наркозу, за  $298^0\text{К}$ :  
 $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{р}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5(\text{р}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р})$ ,  
 якщо відомі стандартні теплоти згоряння речовин, що беруть участь в реакції:  $\Delta H_{\text{СГОР.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5) = -2727 \text{ кДж/моль}$ ;  
 $\Delta H_{\text{СГОР.}}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -1371 \text{ кДж/моль}$ .  
 (відповідь:  $-15 \text{ кДж/моль}$ )
7. Одним із шляхів метаболізму глюкози є процес:  
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{р-н}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}(\text{р}) + \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ . Розрахувати  $\Delta G$  реакції, если  $\Delta G(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{р-н})) = -917,0 \text{ кДж/моль}$ ,  
 $\Delta G(\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}(\text{р})) = -376 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta G(\text{CO}_2(\text{г})) = -394,4 \text{ кДж/моль}$ .  
 (відповідь:  $-247,8 \text{ кДж/моль}$ )
8. Обчислити зміну ентропії  $\Delta S$  під час випаровування  $250\text{г}$  води за  $25^0\text{C}$ , якщо молярна теплота випаровування води за цієї температури становить  $44,08 \text{ кДж/моль}$ .  
 (відповідь:  $612 \text{ кДж/моль}$ )
9. Обчислити ентропію реакції:  
 $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} \rightarrow \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ ,  
 Якщо  $\Delta S$   $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ , дипептиду,  $\text{H}_2\text{O}$  відповідно становлять  $158,6$ ;  $231$ ;  $70 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$ .  
 (відповідь:  $-16,4 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$ )

## КІНЕТИКА БІОХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

**Хімічна кінетика** – це вчення про швидкість та механізм хімічних реакцій.

**Швидкість хімічної реакції** – це зміна концентрації однієї із реагуючих речовин за одиницю часу і в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) або на одиниці поверхні (для гетерогенних реакцій).

$$V = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau};$$

для гомогенних реакцій:  $V = -\frac{\Delta \nu}{\nu \cdot \Delta \tau};$

для гетерогенних реакцій:  $V = -\frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau}$ .

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин, концентрації, температури.

**Закон діючих мас** – швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, зведених в ступені, рівних стехіометричним коефіцієнтам.

Наприклад, для реакції  $aA + bB \rightarrow cC$

$$V = k [A]^a \cdot [B]^b$$

де  $k$  – **константа швидкості хімічної реакції**; вона дорівнює швидкості хімічної реакції за концентрації речовин 1 моль/л і залежить від природи речовин та температури.

**Правило Вант – Гоффа** – під час збільшення температури на  $10^0$  швидкість хімічної реакції збільшується в 2 – 4 рази.

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}}$$

де  $\gamma$  – **температурний коефіцієнт**, який показує в скільки разів змінюється швидкість хімічної реакції під час підвищення температури на  $10^0\text{C}$ .

**Енергія активації –  $E_a$**  – це найменша надмірна енергія активної молекули, завдяки якій можлива хімічна реакція.

**Рівняння Ареніуса:**

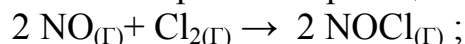
$$V = A \cdot e^{-E_a/RT} [A]^a [B]^b \quad \text{або} \quad k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

*Приклади розв'язання задач*

**1. В скільки разів зміниться швидкість хімічної реакції**

$NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow NOCl_{(г)}$ , якщо концентрацію  $NO$  збільшити в 2рази?

$[NO]_2 = 2 [NO]_1$ ; 1) Запишемо рівняння реакції:



$$\frac{V_2}{V_1} = ?$$

2) Залежність швидкості реакції від концентрації

показує закон діючих мас:

$$V_1 = k [NO]^2 \cdot [Cl_2];$$

3) Після збільшення концентрації  $NO$  рівняння має вигляд:

$$V_2 = k [2 NO]^2 \cdot [Cl_2];$$

4) Знаходимо зміну швидкості:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k [2NO]^2 \cdot [Cl_2]}{k [NO]^2 \cdot [Cl_2]} = \frac{2^2}{1} = 4.$$

Відповідь: швидкість збільшиться в 4рази.

**2. Як зміниться швидкість реакції  $A + B_2 \rightarrow AB$ , яка протікає в закритій посудині, якщо тиск в системі збільшити в 5 разів?**

$P_2 = 5 P_1$ ; 1) Запишемо рівняння реакції:  $2 A + B_2 \rightarrow 2 AB$ ;



2) У закритій посудині тиск може збільшитися в  
 $\frac{V_2}{V_1} = ?$       результаті збільшення концентрації. Якщо тиск

збільшується в 5разів, то концентрація збільшиться в 5разів.

3) Залежність швидкості реакції від концентрації показує закон діючих мас до підвищення тиску:  $V_1 = k[A]^2 \cdot [B]$ ;

4) Після збільшення тиску і, відповідно, збільшення концентрації рівняння має вигляд:  $V_2 = k [5 A]^2 \cdot [5B]$ ;

5) Знаходимо зміну швидкості:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k[5A]^2 \cdot [5B]}{k[A]^2 \cdot [B]} = \frac{5^2 \cdot 5}{1} = 125.$$

Відповідь: швидкість збільшиться в 125разів.

3. **В скільки разів зміниться швидкість реакції  $NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow NOCl_{(г)}$ , якщо тиск в системі зменшити в 4рази?**

$P_1 = 4P_2$ ;      1) Запишемо рівняння реакції:  $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2NOCl_{(г)}$ ,

$\frac{V_2}{V_1} = ?$       2) Якщо тиск зменшується в 4рази, то концентрація  
теж зменшиться в 4рази.

3) Залежність швидкості реакції від концентрації показує закон діючих мас до збільшення тиску:  $V_1 = k [A]^2 \cdot [B]$ ;

4) Після зменшення тиску і, відповідно, зменшення концентрації рівняння має вигляд:  $V_2 = k [1/4 A]^2 \cdot [1/4 B]$ ;

5) Знаходимо зміну швидкості:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k[1/4 \cdot A]^2 \cdot [1/4 \cdot B]}{k[A]^2 \cdot [B]} = \frac{0,25^3}{1} = 0,0156..$$

(відповідь: швидкість зменшиться в  $1 / 0,0156$  разів, тобто в 64 рази)

4. **Константа швидкості реакції  $C + 2D \rightarrow K$  складає  $0,4 \text{ л}^2/\text{моль} \cdot \text{сек}$ .**

**Концентрація речовини  $C = 3 \text{ моль/л}$ , а речовини  $D = 4 \text{ моль/л}$ .**

**Обчислити швидкість прямої реакції.**

$[C] = 3 \text{ моль/л}$ ;

$[D] = 4 \text{ моль/л}$ ;

$k = 0,4 \text{ л}^2/\text{моль} \cdot \text{сек}$ ;

$V = ?$

1) Запишемо рівняння реакції:  $C + 2D \rightarrow K$ ;

2) Залежність швидкості реакції від концентрації показує закон діючих мас:

$$V = k [C] \cdot [D]^2;$$

3) Підставляємо дані із задачі, та обчислюємо швидкість:

$$V = 0,4 \cdot 3 \cdot 4 = 4,8 \text{ моль/л} \cdot \text{сек}.$$

Відповідь: швидкість реакції  $4,8 \text{ моль/л} \cdot \text{сек}$ .

5. **Константа швидкості розпаду пеніциліну за  $36^0\text{C}$  становить  $6 \cdot 10^6 \text{ сек}^{-1}$ , а за  $41^0\text{C}$  –  $1,2 \cdot 10^5 \text{ сек}^{-1}$ . Обчислити температурний**

**коефіцієнт реакції.**

$k(36^{\circ}\text{C}) = 6 \cdot 10^{-6} \text{ сек}^{-1};$		1) Використовуємо правило Вант – Гоффа:
$k(41^{\circ}\text{C}) = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ сек}^{-1};$		
$V = ?$		$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}}; \text{ звідси } \gamma^{\frac{41-36}{10}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{0,6 \cdot 10^{-5}} = 2;$
		$\gamma^{0,5} = 2; \quad \gamma = 4.$
		<u>Відповідь:</u> $\gamma = 4.$

**6. В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на  $30^{\circ}$  ( $\gamma = 3$ )?**

$\Delta t = 30^{\circ};$		1) Залежність швидкості реакції від температури показує правило Вант-Гоффа:
$\gamma = 3;$		
$\frac{V_2}{V_1} = ?$		$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}};$

2) Підставляємо дані із умови задачі:

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{30}{10}} = 3^3 = 81.$$

Відповідь: 81раз

**7. В результаті збільшення температури на  $20^{\circ}$  швидкість реакції збільшилася в 16 разів. Обчислити температурний коефіцієнт реакції.**

$\Delta t = 20^{\circ};$		1) Залежність швидкості реакції від температури показує правило Вант-гоффа:
$V_2 = 16V_1;$		
$\gamma = ?$		$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}};$

2) Підставляємо дані із умови задачі:

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{20}{10}}; \quad 16 = \gamma^2, \quad \gamma = 4.$$

Відповідь:  $\gamma = 4$

**8. У скільки разів зміниться швидкість реакції, якщо температура в ході реакції змінилася з  $18^{\circ}\text{C}$  до  $38^{\circ}\text{C}$ , а температурний коефіцієнт становить 3?**

$t_1 = 18^{\circ}\text{C};$		1) Залежність швидкості реакції від температури показує правило Вант-Гоффа:
$t_2 = 38^{\circ}\text{C};$		
$\gamma = 3;$		$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}};$
$\frac{V_2}{V_1} = ?$		2) Підставляємо дані із умови задачі:
		$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = 3^{\frac{38-18}{10}} = 3^2 = 9.$

Відповідь: 9разів.

*Задачі для самостійного розв'язання*

1) У скільки разів зміниться швидкість хімічної реакції

- $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$ , якщо концентрацію  $H_2$  збільшити в 2 рази?  
(відповідь: 8разів)
- 2) Як зміниться швидкість реакції  $C_2 + D \rightarrow CD$ , яка протікає в закритій посудині, якщо тиск в системі збільшити в 4 рази?  
(відповідь: збільшиться в 64рази)
- 3) Як зміниться швидкість хімічної реакції  $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$ , якщо концентрацію кисню зменшити в 2 рази?  
(відповідь: зменшиться в 2 рази)
- 4) В скільки разів зміниться швидкість реакції  $CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$ , якщо тиск в системі зменшити в 3рази?  
(відповідь: швидкість зменшиться в 27раз)
- 5) Константа швидкості реакції ацилування толуолсульфогідрозиду етиловим естером щавлевої кислоти за  $30^0C$  становить  $2,34 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мін}^{-1}$ . Обчислити початкову швидкість цієї реакції, якщо початкові концентрації реагентів однакові і складають по  $0,05 \text{ моль/л}$ .  
(відповідь:  $0,00585 \text{ моль/л}^{-1} \cdot \text{мін}^{-1}$ )
- 6) В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру підвищити на  $40^0$  ( $\gamma = 3$ )?  
(відповідь: у 265разів)
- 7) В результаті збільшення температури на  $30^0$  швидкість реакції збільшилася у 27 разів. Обчислити температурний коефіцієнт реакції.  
(відповідь:  $\gamma = 3$ )
- 8) В скільки разів зміниться швидкість реакції, якщо температура в ході реакції змінилася із  $25^0C$  до  $55^0C$ , а температурний коефіцієнт становить 2?  
(відповідь: 8разів)

## ХІМІЧНА РІВНОВАГА

**Необоротними** називають реакції, в яких початкові речовини повністю перетворюються на продукти реакції, тобто реакція іде до кінця.

**Ознаки необоротності:**

а) випадіння осаду:  $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow 2NaCl + BaSO_4 \downarrow$ ;

б) виділення газу:  $Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$ ;

в) утворення слабкого електроліту:  $2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$ .

**Оборотними** називають реакції, в яких кінцеві продукти взаємодіють між собою із утворенням початкових речовин. Такі реакції ідуть не до кінця, а до



стану рівноваги:

**Хімічна рівновага** – це стан системи, під час якого швидкості прямої та зворотньої реакцій однакові.

**Рівноважними називають концентрації, які встановлюються на стан рівноваги** (для початкових речовин рівноважна концентрація це кількість речовини, яка залишилася на момент рівноваги; для продуктів реакції – це кількість речовини, яка утворилася на момент рівноваги).

Хімічна рівновага характеризується **константою рівноваги**  $K_p$ , яка дорівнює відношенню добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин в ступенях рівним стехіометричним коефіцієнтам.

Відповідно до закону діючих мас для оборотної реакції:

$aA + bB \rightarrow cC + dD$  вираз  $K_p$  можна записати таким чином:

$$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Термодинамічні умови рівноваги:

$$\Delta G = 0, \quad \Delta F = 0.$$

$K_p$  показує, в скільки разів швидкість прямої реакції більше швидкості зворотної реакції.

Якщо  $K_p > 1$ , то швидше іде пряма реакція;  $\Delta G < 0$ .

Якщо  $K_p < 1$ , то швидше іде зворотна реакція;  $\Delta G > 0$ .

Якщо  $K_p = 1$ , то  $\Delta G = 0$  (стан рівноваги).

$K_p$  залежить від природи реагуючих речовин та температури і не залежить від концентрації та каталізатора.

**Зсув хімічної рівноваги** – це перехід системи з одного рівноважного стану в інший.

**Принцип Ле-Шательє:** якщо на систему, що знаходиться в рівновазі, подіяти певним чинником (змінити концентрацію, тиск, температуру), то рівновага зрушується у напрямку тієї реакції, яка послаблює цю дію.

Хімічна рівновага встановлюється в насиченому розчині солі між твердою фазою та іонами, що перейшли в розчин. Наприклад, в насиченому розчині купрум сульфід встановлюється рівновага:



Константа рівноваги цього процесу записується рівнянням:

$$K_p = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{CuS}]}$$

Концентрація  $\text{CuS}$  як малорозчинної речовини стала, тому

$$K_p \cdot [\text{CuS}] = \text{ДР},$$

де ДР – це добуток розчинності.

Отже:  $\text{ДР} = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$ .

Таким чином, **в насиченому розчині електроліту добуток концентрацій його іонів є величина стала і називається добутком розчинності ДР**. Ця величина кількісно характеризує здатність електроліту розчинятися.

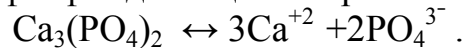
Чисельне значення ДР можна знайти, знаючи його розчинність. Наприклад, розчинність  $\text{CaSO}_4$  за  $20^\circ\text{C}$  дорівнює  $1,5 \cdot 10^{-2}$ . Це означає, що в насиченому розчині концентрація кожного із іонів  $\text{Ca}^{2+}$  та  $\text{SO}_4^{2-}$  становить по  $1,5 \cdot 10^{-2}$ . Отже, добуток розчинності цієї солі:

$$\text{ДР} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-2} \cdot 1,5 \cdot 10^{-2} = 2,25 \cdot 10^{-2} \dots$$

Якщо електроліт містить два або декілька однакових іонів, то концентрації цих іонів для обчислення ДР повинні бути зведені у відповідні ступені.

Наприклад, розчинність  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  становить  $7,14 \cdot 10^{-7}$ .

Кальцій фосфат диссоціює за рівнянням:



Тоді:  $[\text{Ca}^{2+}] = 3 \cdot 7,14 \cdot 10^{-7} = 21,42 \cdot 10^{-7}$ ;

$[\text{PO}_4^{3-}] = 2 \cdot 7,14 \cdot 10^{-7} = 14,28 \cdot 10^{-7}$ ;

$$\text{ДР} = (21,42 \cdot 10^{-7})^3 \cdot (14,28 \cdot 10^{-7})^2 = 2,0 \cdot 10^{-29}$$

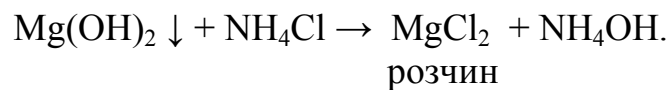
Якщо добуток концентрацій іонів менший за ДР, то осад не випадає.

Якщо добуток концентрацій іонів більший за ДР, то осад випадає.

Якщо добуток концентрацій іонів дорівнює ДР, то встановлюється рівновага між насиченим розчином та осадом.

Умова розчинення осаду: додають сильний електроліт, який не має загальних іонів із осадом (а із одним із іонів осаду дає розчинну сполуку).

Наприклад, для розчинення осаду  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  необхідно додати електроліт  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



#### Приклади розв'язання задач

**1. В системі  $\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{NO}_2$  рівноважні концентрації речовин:**

**$[\text{NO}] = 0,2$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,3$  моль/л,  $[\text{NO}_2] = 0,4$  моль/л. Обчислити константу рівноваги.**

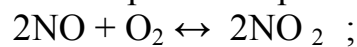
$[\text{NO}] = 0,2$  моль/л;

$[\text{O}_2] = 0,3$  моль/л;

$[\text{NO}_2] = 0,4$  моль/л;

$K_p = ?$

1) Напишемо рівняння реакції:



2) Вираз  $K_p$  для даної реакції можна записати таким чином:

$$K_p = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,4^2}{0,2^2 \cdot 0,3} = 13,3$$

Відповідь:  $K_p = 13,3$ .

**2. Константа рівноваги реакції  $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$  дорівнює 0,26. Рівноважна концентрація  $\text{NO}_2$  становить 0,28 моль/л. Обчислити рівноважну та початкову концентрацію  $\text{N}_2\text{O}_4$ .**

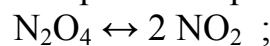
$K_p = 0,26$ ;

$[\text{NO}_2]_{\text{РІВН.}} = 0,28$  моль/л;

$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{РІВН.}} = ?$

$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{ВИХ.}} = ?$

1). Напишемо рівняння реакції:



2) Напишемо рівняння  $K_p$  для даної реакції:

$$K_p = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

звідси :

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{РІВН.}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{K_p} = \frac{0,28^2}{0,26} = 0,3 \text{ моль / л};$$

тобто 0,3 моль  $\text{N}_2\text{O}_4$  залишилося на момент рівноваги від початкової кількості;

3) Із рівняння реакції виходить, що для отримання

2 моль  $\text{NO}_2$  потрібно 1 моль  $\text{N}_2\text{O}_4$

$X = 0,14$  моль/л.

а для 0,28 моль  $\text{NO}_2$  – Х моль  $\text{N}_2\text{O}_4$

тобто 0,14 моль  $\text{N}_2\text{O}_4$  вступає в реакцію;

4) Всього  $\text{N}_2\text{O}_4$ , тобто його початкова концентрація становить:

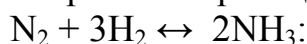
$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{вих.}} = 0,14 + 0,3 = 0,44 \text{ моль/л.}$$

Відповідь:  $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{вих.}} = 0,44 \text{ моль/л.}$

**3. В яку сторону зміщується хімічна рівновага реакції**

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ , якщо тиск в системі збільшити в 3 рази?

$P_2 = 3P_1$ ; | 1) Напишемо рівняння реакції:



$$\frac{K_{P1}}{K_{P2}} = ?$$

2) Рівняння  $K_P$  для даної реакції до підвищення

тиску: 
$$K_{P1} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3};$$

3) Після підвищення тиску в 3 рази концентрація збільшується теж в 3 рази. Рівняння  $K_P$  для даної реакції після підвищення тиску:

$$K_{P2} = \frac{[3\text{NH}_3]^2}{[3\text{N}_2] \cdot [3\text{H}_2]^3} = \frac{1}{9}$$

4) Знайдемо відношення констант рівноваги:

$$\frac{K_{P1}}{K_{P2}} = \frac{1 \cdot 9}{1} = 9.$$

$K_{P1}$  збільшується в 9 разів. Це означає, що рівновага зміщується у бік прямої реакції.

Відповідь: у бік прямої реакції.

**4. В якому напрямку зміститься рівновага реакції**

$\text{CO} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}_2$ , якщо концентрації всіх речовин зменшити у 2 рази?

$C_1 = 2C_2$ ; | 1) Напишемо рівняння реакції:



$$\frac{K_{P1}}{K_{P2}} = ?$$

2) Рівняння  $K_P$  для даної реакції до зменшення

концентрації: 
$$K_{P1} = \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2};$$

3) Рівняння  $K_P$  для даної реакції після зменшення концентрації:

$$K_{P2} = \frac{[0,5\text{CH}_4] \cdot [0,5\text{CO}_2]}{[0,5\text{CO}]^2 \cdot [0,5\text{H}_2]^2} = \frac{1}{0,25} = 4;$$

4) Знайдемо відношення констант рівноваги:

$$\frac{K_{P1}}{K_{P2}} = \frac{1}{4} = 0,25, \quad \text{або} \quad \frac{K_{P2}}{K_{P1}} = 4. \quad \text{Тобто рівновага зміститься у бік}$$

зворотної реакції.

Відповідь: у бік зворотної реакції.

5. Обчислити добуток розчинності ДР пловбум фосфату  $Pb_3(PO_4)_2$ , якщо розчинність цієї солі  $1,5 \cdot 10^{-9}$  моль/л.

$[Pb_3(PO_4)_2] = 1,5 \cdot 10^{-9}$ моль/л;	1) Напишемо рівняння дисоціації солі
ДР = ?	$Pb_3(PO_4)_2 \leftrightarrow 3 Pb^{+2} + 2 PO_4^{-2}$ ;

2) ДР обчислюється за формулою:

$$ДР = [Pb^{+2}]^3 \cdot [PO_4^{-2}]^2;$$

3) Знаходимо концентрацію кожного іона в розчині:

$$[Pb^{+2}] = 3 \cdot 1,5 \cdot 10^{-9} = 4,5 \cdot 10^{-9};$$

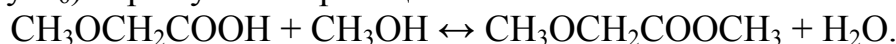
$$[PO_4^{-2}] = 2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-9} = 3 \cdot 10^{-9};$$

4) Обчислюємо ДР:  $ДР = (4,5 \cdot 10^{-9})^3 \cdot (3 \cdot 10^{-9})^2 = 8,2 \cdot 10^{-43}$ .

Відповідь: ДР =  $8,2 \cdot 10^{-43}$ .

### Приклади розв'язання задач

1. Метилловий естер метоксіоцтової кислоти ( проміжний продукт синтезу вітаміну В<sub>6</sub>) отримують за реакцією:



Обчислити константу рівноваги  $K_p$  реакції, якщо на момент рівноваги із 1 моль кислоти та 1 моль спирту утворилося 0,562 моль естеру.

(відповідь: 1,646)

2. В печінці протікає ферментативний оборотний процес:

глюкоз-1-фосфат  $\leftrightarrow$  глюкозо-6-фосфат. За 37<sup>0</sup>С концентрація глюкозо-1-фосфат становить 0,001 моль/л,

а глюкозо-6-фосфату - 0,019 моль/л. Обчислити  $K_p$ . (відповідь: 19)

3. Розрахуйте константу рівноваги для оборотної реакції  $NO + O \leftrightarrow NO_2$

якщо в стані рівноваги  $[NO] = 0,056$  моль/л,  $[O_2] = 0,02$  моль/л,

$[NO_2] = 0,044$  моль/л.

(відповідь: 30,87)

4. Рівновага в системі  $2A + B \leftrightarrow 3C + D$  встановилася за таких

рівноважних концентраціях А, В, С та D відповідно: 2,5; 1,0; 1,7;

0,8 моль/л. Розрахувати константу рівноваги.

(відповідь: 1,59)

5. Обчислити добуток розчинності ДР барій гідроксиду  $Ba(OH)_2$

якщо розчинність цієї сполуки  $9,6 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

(відповідь:  $3,5 \cdot 10^{-3}$ )

6. Обчислити добуток розчинності аргентум арсенату  $Ag_3AsO_4$ , якщо

розчинність цієї солі  $1,4 \cdot 10^{-6}$  моль/л.

(відповідь:  $10,3 \cdot 10^{-23}$ )

7. В якому напрямку зміститься рівновага реакції  $NO + O_2 \leftrightarrow NO_2$ , якщо концентрації всіх речовин зменшити в 4 рази.

(відповідь: у бік зворотної реакції)

8. Для реакції:

L-глутамінова кислота + піруват  $\leftrightarrow$   $\alpha$ -кетоглутарова кислота + L-аланін

константа рівноваги за 30<sup>0</sup>С становить 1,11. В якому напрямку йтиме

реакція за таких концентраціях: L-глутамінова кислота та піруват по

0,00003 моль/л,  $\alpha$ -кетоглутарова кислота та L-аланін по 0,005 моль/л?

(відповідь: у зворотному напрямку)

9. У водному розчині метиламін є основою:

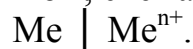
$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ . Обчислити константу рівноваги, якщо вихідна концентрація метиламіну 0,1 моль/л, а концентрація гідроксид-іону після встановлення рівноваги  $6,6 \cdot 10^{-3}$  моль/л.

(відповідь:  $4,7 \cdot 10^{-4}$ )

## ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНИЙ МЕТОД АНАЛІЗУ

**Гальванічний елемент** – це система, в якій хімічна енергія окисно-відновної реакції перетворюється на електричну.

**Електродним** називається потенціал, що виникає на металевому електроді, зануреному в розчин солі цього металу. Така система називається напівелементом, схема якого записується таким чином:



Величину електродного потенціалу можна розрахувати за **рівнянням Нернста**:

$$e = e_0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{\text{Me}^{n+}}$$

де  $e_0$  – **нормальний електродний потенціал**,

**що виникає на електроді, зануреному в розчин солі цього металу із концентрацією 1 моль/л;**

R – універсальна газова стала = 8,313 Дж/к• моль;

T – температура за Кельвіном;

n – заряд іона;

F – число Фарадея 96500 Кл/моль;

$a$  – активність іонів металу (або концентрація).

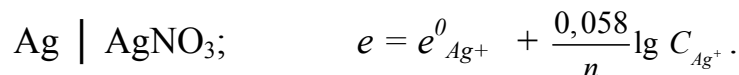
За 18<sup>0</sup>C рівняння має вигляд:

$$e = e_0 + \frac{0,058}{n} \lg a_{\text{Me}^{n+}}$$

За 25<sup>0</sup>C рівняння має вигляд:

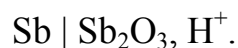
$$e = e_0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{Me}^{n+}}$$

Наприклад, схема та рівняння для напівелементу із срібним електродом за 18<sup>0</sup>C:



Для визначення концентрації  $\text{H}^+$  використовують водневий електрод, схема якого має вигляд:  $\text{Pt}(\text{H}_2) \mid \text{H}^+$  (потенціал нормального водневого електроду прийнятий за 0) та скляний електрод: скло  $\mid \text{H}^+$ .

Для внутрішньошлункової рН-метрії використовують стибієвий (сурм'яний) електрод:





Потенціали цих електродів залежать від концентрації  $H^+$ .

Електроди порівняння:

хлосрібний  $Ag | AgCl, KCl$ , потенціал якого  $+0,238V$  та  
каломельний  $Hg | Hg_2Cl_2, KCl$ , потенціал якого  $+0,25V$ .

### Гальванічні елементи

Схема гальванічного елементу Якобі:



Рівняння ЕРС гальванічного елементу Якобі:

$$E_{PC} = e^{\circ}Cu - e^{\circ}Zn + \frac{RT}{nF} \ln \left[ \frac{Cu^{2+}}{Zn^{2+}} \right].$$

Рівняння ЕРС гальванічного елементу загального типу (електроди із різних металів, занурених в розчини своїх солей):

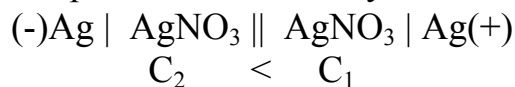
$$E_{PC} = e^{\circ}_1 - e^{\circ}_2 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_1}{C_2};$$

$$\text{за } 18^{\circ}C: \quad E_{PC} = e^{\circ}_1 - e^{\circ}_2 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{C_1}{C_2};$$

$$\text{за } 25^{\circ}C: \quad E_{PC} = e^{\circ}_1 - e^{\circ}_2 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_1}{C_2}.$$

**Концентраційним** називається гальванічний елемент, що складається із однометалевих електродів, занурених в розчини їх солей різної концентрації.

Схема концентраційного елементу:



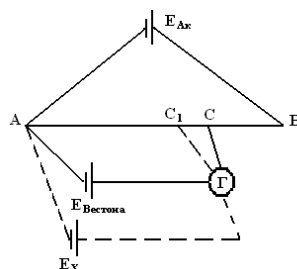
Рівняння ЕРС концентраційного елементу:

$$E_{PC} = \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_1}{C_2};$$

$$\text{за } 18^{\circ}C: \quad E_{PC} = \frac{0,058}{n} \lg \frac{C_1}{C_2};$$

$$\text{за } 25^{\circ}C: \quad E_{PC} = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_1}{C_2}.$$

Практично ЕРС гальванічного елементу визначають компенсаційним методом.



Знаходять ціну поділки реохорду:

$$\text{ЦП} = \frac{E_{\text{ВЕСТОНА}}}{AC};$$

де  $E_{\text{ВЕСТОНА}} = 1,018 \text{ В};$

$AC$  – відрізок, на якому компенсується елемент Вестону.

Знаходять ЕРС гальванічного елемента

$$\text{ЕРС} = \text{Ц.П} \cdot AC_1$$

де  $AC_1$  – відрізок, на якому компенсується гальванічний елемент.

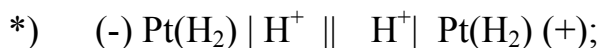
Для визначення рН розчинів складають такі гальванічні елементи або ланцюги:

а) воднево – водневий елемент:



$$C_X < C_{\text{СТАНД}}$$

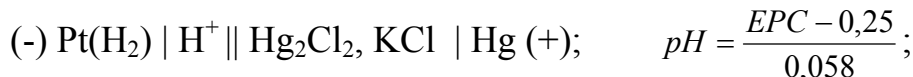
$$\text{pH}_X = \text{pH}_{\text{СТАНД.}} + \frac{\text{ЕРС}}{0,058}, \quad \text{за } 18^\circ\text{C};$$



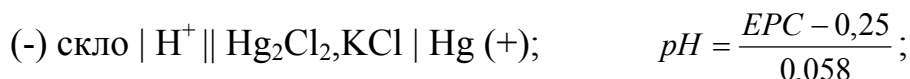
$$C_{\text{СТАНД}} < C_X$$

$$\text{pH}_X = \text{pH}_{\text{станд.}} - \frac{\text{ЕРС}}{0,058}.$$

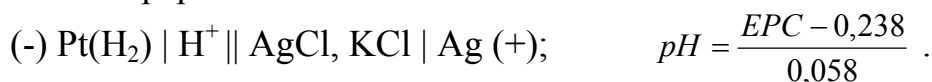
б) каломельно-водневий елемент:



в) каломельно-скляний елемент:



г) воднево - хлорсрібний елемент:



### Приклади розв'язання задач

**1) Елемент складається із водневого електрода, зануреного в досліджуваний розчин та нормального водневого електрода. Ціна поділки реохорда 3,4мВ/мм, а досліджуваний елемент компенсується на відрізку 40мм. Написати схему цього ланцюга, і обчислити рН досліджуваного розчину за 18<sup>0</sup>С.**

$$\text{ЦП} = 3,4\text{мВ/мм};$$

$$AC_1 = 40\text{мм};$$

$$t = 18^\circ\text{C};$$

$$e^0_{\text{H}} = 0;$$

1) Це елемент концентраційний, оскільки складається із однометалевих електродів:



$$C_{\text{СТАНД.}} < C_X$$

pH - ? 2) За 18<sup>0</sup>C

$$pH_x = pH_{\text{станд.}} + \frac{EPC}{0,058}; \quad pH_{\text{станд.}} = 0, \text{ тоді } pH_x = \frac{EPC}{0,058}$$

3) Знаходимо EPC:  $EPC = \text{ЦД} \cdot AC_1 = 3,4 \cdot 40 = 136\text{мВ} = 0,136\text{В};$

$$pH = \frac{0,136}{0,058} = 2,34.$$

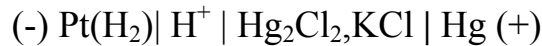
4) Знаходимо pH<sub>x</sub>:

Відповідь: pH = 2,34.

**2) Елемент складається із водневого електроду, зануреного в досліджуваний розчин та каломельного електроду. Елемент Вестона компенсується на відрізку реохорда AC = 350мм., а досліджуваний елемент компенсується на відрізку 200мм. Написати схему цього ланцюга та обчислити pH досліджуваного розчину за 25<sup>0</sup>C.**

AC = 350мм;  
AC<sub>1</sub> = 400мм;  
t = 25<sup>0</sup>C;  
pH = ?

1) Схема каломельно – водневого елементу:



2) Формула обчислення pH для каломельно-водневого елементу:

$$pH = \frac{E - 0,25}{0,059};$$

3) Знаходимо EPC:

$$EPC = \frac{E_{\text{ВЕСТОНА}}}{AC} \cdot AC_1 = \frac{1,018}{350} \cdot 200 = 0,58\text{В};$$

4) Знаходимо pH:

$$pH = \frac{E - 0,25}{0,058} = \frac{0,58 - 0,25}{0,059} = 5,59.$$

Відповідь: pH = 5,59.

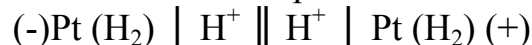
**3) Елемент складається із двох водневих електродів.**

**Один електрод занурений в розчин із pH 4, а другий в розчин із pH 1.**

**Написати схему цього елементу та обчислити EPC за 18<sup>0</sup>C.**

pH<sub>1</sub> = 4;  
pH<sub>2</sub> = 1;  
t = 18<sup>0</sup>C;

1) Це елемент концентраційний, оскільки складається із однакових електродів:



$$C_1 < C_2;$$

EPC = ?

2) Якщо pH=4, то  $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ . Якщо pH=1, то  $[\text{H}^+] = 10^{-1}$ .

3) Рівняння EPC концентраційного елементу за 18<sup>0</sup>C:

$$EPC = 0,058 \cdot \lg \frac{C_2}{C_1} = 0,058 \cdot \lg \frac{10^{-1}}{10^{-4}} = 0,058 \cdot \lg 10^3 = 0,174\text{В}$$

Відповідь: EPC = 0,174 В.

**4) Елемент складається із водневого електроду, зануреного в досліджуваний розчин та хлорсрібного електроду. Ціна поділки реохорду 5,6мВ/мм, а досліджуваний елемент компенсується на**

**відрізку 60мм. Написати схему цього ланцюга, та обчислити рН досліджуваного розчину за 18<sup>0</sup>С.**

ЦП = 3,4мВ/мм;  
 АС<sub>1</sub> = 60мм;  
 t = 18<sup>0</sup>С;  
 e(AgCl) = 0,238В;  
 -----  
 ЕРС = ?

- 1) Схема воднево – хлорсрібного елементу:  
 (-) Pt(H<sub>2</sub>) | H<sup>+</sup> | AgCl, KCl | Ag(+);  
 2) Рівняння обчислення рН для даного ланцюга:

$$pH = \frac{EPC - 0,238}{0,058};$$

3) Знаходимо ЕРС:

$$EPC = ЦП \cdot АС_1 = 5,6 \cdot 60 = 336\text{мВ} = 0,336\text{В};$$

4) Знаходимо рН:

$$pH = \frac{0,336 - 0,238}{0,058} = 1,69$$

Відповідь: рН= 1,69.

**5) Елемент складається із водневого електроду, зануреного в кров та каломельного електроду. ЕРС цього елементу 698мВ. Написати схему цього ланцюга та обчислити рН крові за 37<sup>0</sup>С.**

ЕРС = 698мВ;  
 t = 37<sup>0</sup>С;  
 -----  
 рН=?

- 1) Схема каломельного – водневого елементу:  
 (-) Pt(H<sub>2</sub>) | H<sup>+</sup> || Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, KCl | Hg(+);  
 2) Рівняння обчислення рН для цього ланцюга за 37<sup>0</sup>С:

$$pH = \frac{EPC - 0,25}{0,061};$$

$$pH = \frac{0,698 - 0,25}{0,061} = 7,36.$$

3) Знаходимо рН крові:

Відповідь: рН= 7,36.

**6) Обчислити ЕРС та написати схему мідно – цинкового елементу за 25<sup>0</sup>С, якщо концентрація електролітів в напівелементах: 1М CuSO<sub>4</sub> та 0,01М ZnSO<sub>4</sub>. (e<sup>0</sup><sub>Zn</sub> = - 0,76 В; e<sup>0</sup><sub>Cu</sub> = + 0,34 В).**

C(CuSO<sub>4</sub>) = 1моль/л;  
 C(ZnSO<sub>4</sub>) = 0,01моль/л;  
 e<sup>0</sup><sub>Zn</sub> = - 0,76 В;  
 e<sup>0</sup><sub>Cu</sub> = + 0,34 В;  
 t = 25<sup>0</sup>С;  
 -----  
 ЕРС = ?

- 1) Схема мідно- цинкового елементу або елементу Якобі:  
 (-) Zn | ZnSO<sub>4</sub> || CuSO<sub>4</sub> | Cu(+).  
 2) Рівняння ЕРС цього елементу:

$$EPC = e^{\circ}_{Cu} - e^{\circ}_{Zn} + \frac{RT}{nF} \ln \left[ \frac{Cu^{2+}}{Zn^{2+}} \right].$$

3) Підставляючи дані з умови задачі, знаходимо ЕРС за 25<sup>0</sup>С:

$$EPC = 0,34 - (-0,76) + \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{0,01} = 1,159 \text{ В.}$$

Відповідь: ЕРС = 1,159В.

7) ЕРС воднево – водневого елемента за 25<sup>0</sup>С становить 0,177В. Концентрація протонів в одному напівелементі 10<sup>-4</sup>. Написати схему цього елемента та обчислити концентрацію протону в другому напівелементі, яка менша за відому.

$$\begin{array}{l} EPC = 0,177В; \\ [H^+]_1 = 10^{-4}; \\ t = 25^0C; \\ \hline [H^+]_2 = ? \end{array}$$

1) Цей елемент концентраційний, оскільки складається із однакових електродів:



2) Рівняння ЕРС за 25<sup>0</sup>С має вигляд:

$$EPC = 0,059 \cdot \lg \frac{10^{-4}}{[H^+]_2};$$

3) Перетворимо це рівняння:  $\frac{EPC}{0,059} = \lg 10^{-4} - \lg [H^+]_2$ ,

$$\text{Звідси: } -\lg [H^+]_2 = \frac{EPC}{0,059} - \lg 10^{-4} = \frac{0,177}{0,059} + 4 = 7;$$

$$[H^+]_2 = \text{ant } \lg 7 = 10^{-7}.$$

$$\underline{\text{Відповідь: } [H^+]_2 = 10^{-7}}$$

8) рН сечі вимірюють за допомогою скляного електроду. Електрод порівняння є хлорсрібний. ЕРС цього елемента компенсується на відрізьку 30см, а ціна поділки 0,02 в/см. Написати схему цього елемента та обчислити рН за 37<sup>0</sup>С.

$$\begin{array}{l} AC_1 = 30\text{см}; \\ ЦП = 0,02 \text{ в/см}; \\ t = 37^0C; \\ \hline pH = ? \end{array}$$

1) Схема скляно – хлорсрібного елемента:



2) Формула обчислення рН для скляно - хлорсрібного елемента:

$$pH = \frac{EPC - 0,238}{0,058};$$

3) Знаходимо ЕРС:  $EPC = ЦП \cdot AC_1 = 0,02 \cdot 30 = 0,6В$ ;

4) Знаходимо рН:

$$pH = \frac{0,6 - 0,238}{0,059} = 6,14.$$

$$\underline{\text{Відповідь: } pH = 6,14.}$$

*Задачі для самостійного розв'язання*

- 1) Елемент складається із двох водневих електродів. Один електрод занурений в розчин із рН 7, а другий в розчин із рН 3. Написати схему цього елемента та обчислити ЕРС за 18<sup>0</sup>С. (відповідь: 0,232 В)
- 2) Гальванічний елемент складається із водневого електрода, зануреного в шлунковий сік, та каломельного. ЕРС цього елемента за 25<sup>0</sup>С становить 0,327 В. Написати схему цього елемента та обчислити рН шлункового

- соку. (відповідь: pH = 1,3)
- 3) Обчислити pH крові за допомогою воднево – хлорсрібного елемента якщо ЕРС елемента компенсується на відрізку 30см, ціна поділки 0,023В/см, а вимірювання проводять за температури 37<sup>0</sup>С. Написати схему цього ланцюга. (відповідь: pH = 7,36)
- 4) ЕРС воднево – водневого ланцюга за 18<sup>0</sup>С становить 0,232 В. Концентрація протонів в одному напівелементі 10<sup>-5</sup>. Написати схему цього ланцюга та обчислити концентрацію протонів в другому напівелементі, яка менше, ніж в першому. (відповідь: 10<sup>-9</sup>)
- 5) Обчислити ЕРС та написати схему хромово - алюмінієвого елемента за 25<sup>0</sup>С, якщо концентрація електролітів в напівелементах: 0,01М Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> та 0,1М Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. (e<sup>0</sup><sub>Cr</sub> = - 0,71 В; e<sup>0</sup><sub>Al</sub> = -1,56 В). (відповідь: 0,869 В)

### ОКИСНЮВАЛЬНО – ВІДНОВНІ АБО РЕДОКС - СИСТЕМИ

**Окиснювально – відновні або редокс – системи**  
це системи, в яких індиферентний електрод не обмінюється іонами із розчином, а тільки забезпечує постачання або відведення електронів для окиснювально – відновної реакції, що протікає в розчині, який містить окислену та відновлену форми однієї речовини.

Схема редокс – системи: Pt | FeCl<sub>2</sub>, FeCl<sub>3</sub>.

Редокс – потенціал обчислюють за рівнянням Петерса:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

де e<sup>0</sup><sub>red</sub> - нормальний редокс -потенціал; це потенціал що виникає на електроді, зануреному в розчин із співвідношенням в ньому окисненої та відновленої форм 1;

n - число електронів, яке віддає відновник або приймає окислювач.

За 18<sup>0</sup>С:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

за 25<sup>0</sup>С:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

*Приклади розв'язання задач*

1. Скільки електронів бере участь в окиснювально – відновній реакції, якщо e<sub>red</sub> = 0,121 В, e<sup>0</sup><sub>red</sub> = 0,18 В, концентрація окисленої форми 1моль/л, відновленої – 10моль/л (t = 25<sup>0</sup>С)?

$$e_{\text{red}} = 0,121\text{В};$$

$$e^0_{\text{red}} = 0,18\text{В};$$

$$[\text{окисл.}] = 1\text{ моль/л};$$

$$[\text{відновл.}] = 10\text{ моль/л};$$

$$t = 25^0\text{С};$$


---


$$n - ?$$

1) Записуємо рівняння Петерса:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

2) За  $25^0\text{С}$  рівняння має вигляд:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]}.$$

3) Підставляємо дані з умови задачі:

$$0,121 = 0,18 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{10}; \quad 0,121 - 0,18 = \frac{0,059}{n} \lg 10^{-1};$$

$$-0,059 = \frac{0,059 \cdot (-1)}{n}; \quad n = 1.$$

(відповідь: 1 електрон)

**2) Обчислити нормальний окиснювально – відновний потенціал за  $18^0\text{С}$ , якщо  $e_{\text{red}} = -0,15\text{ В}$ , а в системі 60% окисленої форми та 30% відновленої форми. У окиснювально – відновній реакції беруть участь два електрони.**

$$e_{\text{red}} = -0,15\text{ В};$$

$$[\text{окисл.}] = 60\%;$$

$$[\text{відновн.}] = 30\%;$$

$$t = 18^0\text{С};$$


---


$$e^0_{\text{red}} = ?$$

1) Записуємо рівняння Петерса:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

2) За  $18^0\text{С}$  рівняння має вигляд:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

3) Підставляємо дані з умови задачі:

$$-0,15 = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{2} \lg \frac{60}{30};$$

$$-0,15 = e^0_{\text{red}} + 0,029 \lg 2; \quad -0,15 = e^0_{\text{red}} + 0,029 \cdot 0,3;$$

$$e^0_{\text{red}} = -0,15 - 0,0087 = 0,1587\text{ В}.$$

(відповідь: 0,1587 В)

**3) Для окиснювально – відновної системи піруват – лактат  $e_{\text{red}} = 0,22\text{ В}$ ,  $e^0_{\text{red}} = 0,180\text{ В}$ . В реакції беруть участь два електрони. Обчислити співвідношення окисленою та відновленої форми речовини за  $18^0\text{С}$ .**

$$e_{\text{red}} = 0,22\text{ В};$$

$$e^0_{\text{red}} = 0,180\text{ В};$$

$$n = 2;$$

$$t = 18^0\text{С};$$


---


$$\frac{[\text{окисл.}]}{[\text{восстан.}]} = ?$$

1) Записуємо рівняння Петерса:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

2) За  $18^0\text{С}$  рівняння має вигляд:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

3) Підставляємо дані з умови задачі:

$$0,22 = 0,18 + \frac{0,058}{2} \lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]};$$

$$\lg \frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]} = \frac{0,22 - 0,18}{0,029} = 1,4;$$

$$\frac{[\text{окисника}]}{[\text{відновника}]} = 25.$$

Відповідь: 25.

4) ЕРС гальванічного елементу  $(-) \text{Pt}(\text{H}_2) \mid [\text{H}^+] = 1 \parallel \text{Mn}^{+2}, \text{MnO}_4^- \mid \text{Pt}(+)$  становить 1,52В. Обчислити редокс - потенціал за 25<sup>0</sup>С.

$$\begin{array}{l} \text{ЕРС} = 1,52\text{В}; \\ t = 25^0\text{С}; \\ \hline e_{\text{red}} = ? \end{array}$$

1) ЕРС гальванічного елементу дорівнює різниці електродних потенціалів:

$$\text{ЕРС} = e_{\text{Mn}} - e_{\text{H}};$$

2) Потенціал водневого електроду дорівнює 0, оскільки електрод занурений в розчин із  $[\text{H}^+] = 1$ , тобто це нормальний водневий електрод;

3) Вирішуємо рівняння ЕРС відносно  $e_{\text{red}}$ :

$$e_{\text{Mn}^{+2}/\text{MnO}_4^-} = \text{ЕРС} - e_{\text{H}} = 1,52 - 0 = 1,52.$$

Відповідь: 1,52 В.

5) Елемент складається із каломельного електроду та редокс – системи  $\text{Fe}^{+2} - \text{Fe}^{+3}$ . ЕРС цього елементу компенсується на відрізок 20см, а елемент Вестону - на відрізок 60см. Написати схему цього елементу та обчислити  $e_{\text{red}}$  за 18<sup>0</sup>С.

$$\begin{array}{l} \text{АС} = 60\text{см}; \\ \text{АС}_1 = 20\text{см}; \\ t = 18^0\text{С}; \\ \hline e_{\text{red}} = ? \end{array}$$

1) Напишемо схему елементу, враховуючи, що редокс-потенціал від'ємний по відношенню до каломельного:



2) Запишемо рівняння ЕРС як різницю електродних потенціалів:

$$\text{ЕРС} = e_{\text{КАЛ.}} - e_{\text{red}}; \text{ звідси } e_{\text{red}} = e_{\text{КАЛ.}} - \text{ЕРС};$$

3) Знаходимо ЕРС із даних компенсації:

$$\text{ЕРС} = \frac{1,018}{60} \cdot 20 = 0,339\text{В};$$

4) Знаходимо  $e_{\text{red}}$ :  $e_{\text{red}} = 0,25 - 0,339 = -0,089 \text{ В}.$

Відповідь: - 0,089 В.

б) Окиснюються чи відновлюються цитохроми в редокс – системі, якщо  $e_{\text{red}}$  флавінового ферменту - 0,06 В, а цитохромів +0,5 В?

Рішення: оскільки редокс – потенціал флавінового ферменту від'ємний, то фермент буде відновником по відношенню до цитохромів. Отже, цитохроми будуть відновлюватися.

7) Які властивості – окиснювача чи відновника – проявляє цитохром С ( $e_{\text{red}} = 0,26 \text{ В}$ ) по відношенню до системи піруват/лактат ( $e_{\text{red}} = 0,18 \text{ В}$ )?

Рішення: оскільки редокс–потенціал цитохрому С позитивніший



за редокс–потенціал піруват/лактат, то цитохром С буде окиснювачем.

### Задачі для самостійного розв'язання

- 1) Обчислити нормальний окиснювально–відновний потенціал за  $25^{\circ}\text{C}$ , якщо  $e_{\text{red}} = -0,3 \text{ В}$ , а в системі 80% окисленої та 20% відновленої форм речовини. В окиснювально–відновній реакції беруть участь 2 електрони. (відповідь:  $-0,3174 \text{ В}$ )
- 2) Потенціал окиснювально–відновного електроду в системі  $\text{FeCl}_3 - \text{FeCl}_2$  становить  $0,880 \text{ В}$ ,  $e_{\text{red}}^{\circ} \text{Fe}^{+3} - \text{Fe}^{+2} = 0,77 \text{ В}$ . Обчислити співвідношення концентрацій окисленої та відновленої форм в системі ( $t = 18^{\circ}\text{C}$ ). (відповідь:  $78 / 1$ )
- 3) Елемент складається із каломельного електроду та редокс – системи  $\text{Cr}^{+2} - \text{Cr}^{+3}$ . ЕРС цього елемента компенсується на відрізку  $35 \text{ см}$ , а ціна поділки реохорду  $0,02 \text{ В/см}$ . Написати схему цього елемента та обчислити  $e_{\text{red}}$  за  $25^{\circ}\text{C}$ . (відповідь:  $-0,45 \text{ В}$ )
- 4) Які властивості – окиснювача чи відновника – проявляє аскорбінова кислота ( $e_{\text{red}} = 0,14 \text{ В}$ ) по відношенню до системи піруват/лактат ( $e_{\text{red}} = 0,18 \text{ В}$ )? (відповідь: відновник)
- 5) Для визначення аскорбінової кислоти ( $e_{\text{red}} = 0,14 \text{ В}$ ) застосовують барвник 2,6-дихлорфеноліндофенол (ДХФІФ) ( $e_{\text{red}} = 0,217 \text{ В}$ ). Окиснюється чи відновлюється аскорбінова кислота під дією барвника? (відповідь: окиснюється)
- 6) Для визначення системи сукцинат – фумарат ( $e_{\text{red}} = -0,03 \text{ В}$ ) використовують барвник ( $e_{\text{red}} = 0,217 \text{ В}$ ). Окиснюється чи відновлюється система сукцинат–фумарат під дією барвника? (відповідь: окиснюється)

### БУДОВА КОЛОЇДНОЇ ЧАСТИНКИ (МЦЕЛИ)

**Колоїдні розчини (абозоли) – це мікрогетерогенні системи із розміром частинок  $10^{-7} - 10^{-9} \text{ м}$ .**

Методи одержання колоїдних систем:

- а) дисперсійний: метод колоїдного млина  
ультразвуковий  
пептизація.
- б) конденсаційний: фізична конденсація  
метод заміни розчинника  
хімічна конденсація (реакції окиснення  
відновлення, обміну, гідролізу).

Умови одержання колоїдних систем методом хімічної конденсації:

- а) низька концентрація вихідних речовин;
- б) низька розчинність одного із продуктів реакції;
- в) надлишок однієї із вихідних речовин.

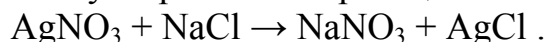
Колоїдна частинка називається *міцела*.

Найпоширенішим методом одержання колоїдних систем є метод хімічної конденсації, в якому використовуються різні хімічні реакції.

А) Одержання золів реакцією *подвійного обміну*.

а) **будову колоїдної частинки** розглянемо на прикладі міцели

золю AgCl, який утворюється за реакцією:



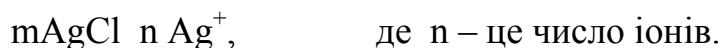
надл.

Складові частини міцели: ядро; адсорбційний шар, який складається із потенціалвизначаючих іонів та протиіонів; дифузний шар.

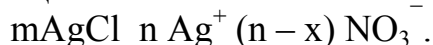
Із двох продуктів реакції колоїдну систему утворює AgCl, тому що це нерозчинна сполука.

**Ядром міцели** є сукупність багатьох нерозчинних у воді молекул AgCl.

Записується це таким чином:  $m\text{AgCl}$ . Ядро це тверда частинка. А будь-яка тверда поверхня проявляє адсорбційні властивості. Тобто ядро може адсорбувати іони із розчину. Під час реакції обміну в розчині утворюються такі іони:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ , а також іони  $\text{Ag}^+$ , які з'являються в розчині, якщо в надлишку взяти  $\text{AgNO}_3$ . Адсорбція іонів іде вибірково за правилом Панета – Фаянса. Таким чином, із трьох іонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Ag}^+$  вибірково адсорбуватимуться іони  $\text{Ag}^+$ , оскільки вони проявляють хімічну спорідненість до ядра (або входять до складу ядра). Записується це таким чином:

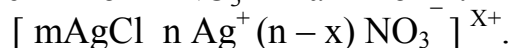


Тепер частинка набула позитивного заряду і притягує до себе негативно заряджені іони із розчину, тобто іони  $\text{NO}_3^-$  у кількості меншому, ніж іонів  $\text{Ag}^+$ . Записується це таким чином:

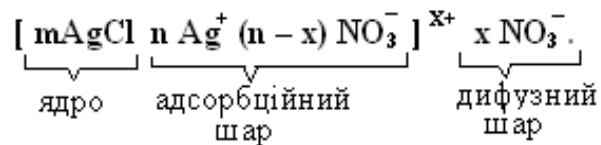


Іони  $\text{Ag}^+$  та  $\text{NO}_3^-$  складають *адсорбційний шар*. Іони  $\text{Ag}^+$ , які адсорбуються першими називаються *потенціалвизначаючими іонами*, а іони  $\text{NO}_3^-$  – *протиіонами*.

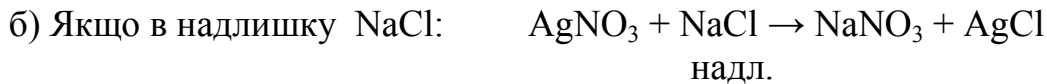
Ядро разом із адсорбційним шаром називається *гранулою*. Гранула має заряд, оскільки позитивно заряджених іонів  $\text{Ag}^+$  в адсорбційному шарі більше за негативно заряджених іонів  $\text{NO}_3^-$  на  $x$  іонів:



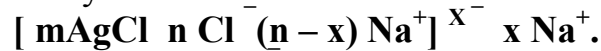
Гранула це та частинка, яка перебуває в завислому стані у дисперсійному середовищі та переміщується в електричному полі. Міцела в цілому електронейтральна, тобто заряд гранули нейтралізується негативними іонами  $\text{NO}_3^-$  в кількості  $x$ :



Таким чином, міцела утворюється завдяки стабілізуючій дії іонів  $\text{Ag}^+$ .

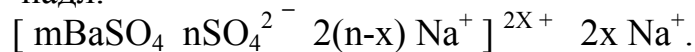
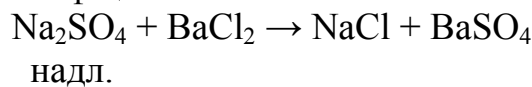


та будова міцели наступна:

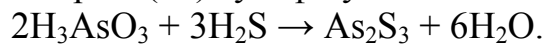


Іоном – стабілізатором є іони  $\text{Cl}^-$

в) Якщо в розчині присутні багатозарядні іони, то необхідно враховувати коефіцієнти:



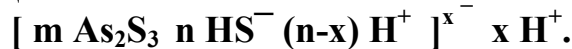
г) Утворення золю арсен(III) сульфідру.



Оскільки сірководень пропускають через розчин миш'яковистої кислоти, то він в надлишку і є стабілізатором:



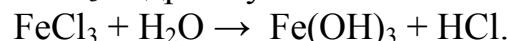
Будову міцели можна записати таким чином:



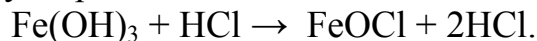
Б) Утворення золів реакцією гідролізу.

Гідролізом зазвичай отримують золи гідроксидів металів  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  та ін.

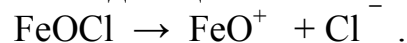
а) Наприклад, золь  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  отримують додаванням в киплячу воду розчину  $\text{FeCl}_3$ . У воді сіль  $\text{FeCl}_3$  гідролізується:



Продукти гідролізу взаємодіють між собою, і так як розчин досить розведений, то утворюється основна сіль:

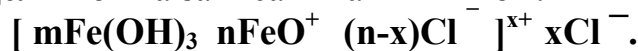


Основна сіль  $\text{FeOCl}$  дисоціює:

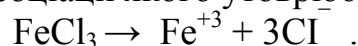


Іон  $\text{FeO}^+$  є стабілізатором.

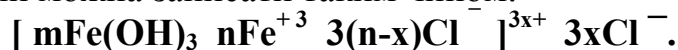
Будову міцели можна записати таким чином:



б) Золь  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  можна отримати, якщо до розчину  $\text{FeCl}_3$  додавати повільно розведений розчин  $\text{NaOH}$ . В цьому випадку в надлишку буде  $\text{FeCl}_3$ , в результаті дисоціації якого утворюється іон-стабілізатор  $\text{Fe}^{+3}$ :



Будову міцели можна записати таким чином:

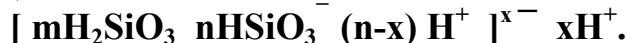


В) Утворення золів в результаті дисоціації поверхневих іоногенних груп.

Наприклад, отримання золю  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , молекули якої дисоціюють:

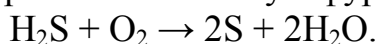


Будову міцели можна записати таким чином:



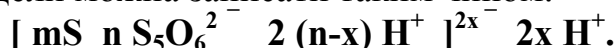
Г) Отримання золів шляхом реакції окиснення.

Наприклад, отримання золю сульфуру S.



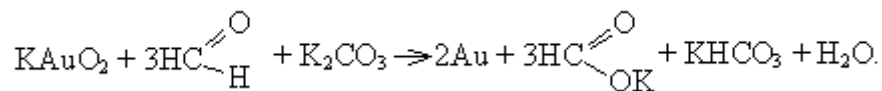
Стабілізаторами золю є політіонові кислоти, які утворюються в процесі окиснення сульфуру, наприклад, пентатіонова кислота  $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ .

Будову міцели можна записати таким чином:

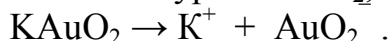


Д) Отримання золів шляхом реакції відновлення.

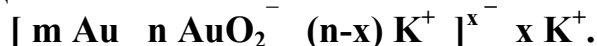
Наприклад, отримання золю аурому Au.



Стабілізатором є калій аурат  $\text{KAuO}_2$ , який дисоціює за рівнянням:



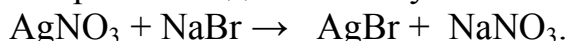
Будову міцели можна записати таким чином:



Приклади розв'язання завдань

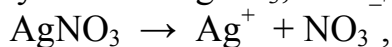
1. Написати будову міцели  $\text{AgBr}$ , який одержують реакцією обміну.

$\text{AgBr}$  можна отримати під час обміну солей:

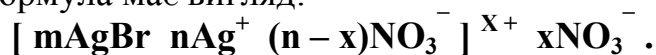


Будова міцели залежатиме від того, який вихідний електроліт взятий в надлишку.

а) Якщо в надлику взятий  $\text{AgNO}_3$ , який дисоціює за рівнянням:



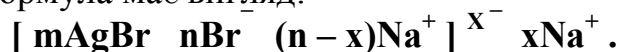
то міцелярна формула має вигляд:



б) Якщо в надлику взятий  $\text{NaBr}$ , який дисоціює за рівнянням:

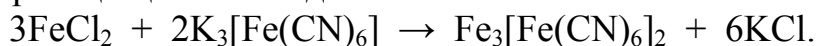


то міцелярна формула має вигляд:

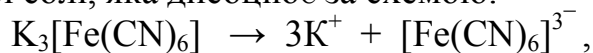


2. Написати будову міцели, яка утворюється в результаті взаємодії солі  $\text{Fe}^{+2}$  із червоною кров'яною сіллю, що береться в надлишку.

Рівняння реакції цієї взаємодії таке:



Із двох продуктів реакції золь утворює ферум(II) гексаціаноферат(III)  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ , тому що він малорозчинний. За умови надлишку червоної кров'яної солі, яка дисоціює за схемою:



міцелярна формула має вигляд:



*Приклади для самостійного розв'язання:*

- 1) Напишіть рівняння реакцій утворення золів та будову їх міцел:  
 $\text{AgBr}$  за умови надлишку  $\text{KBr}$ ;  
 $\text{AgI}$  за умови надлишку  $\text{AgNO}_3$ ;  
 $\text{AgBr}$  за умови надлишку  $\text{CaBr}_2$ ;  
 $\text{PbCrO}_4$  за умови надлишку  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ;  
 $\text{SrSO}_4$  за умови надлишку  $\text{SrCl}_2$ ;  
 $\text{BaSO}_4$  за умови надлишку  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  
 берлінської блакиті за умови надлишку жовтої кров'яної солі  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  
 купрум(II) гексаціаноферату  $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  за умови надлишку  $\text{CuCl}_2$ ;  
 $\text{BaCrO}_4$  за умови надлишку  $\text{BaCl}_2$ .  
 $\text{Co}(\text{OH})_2$  за умови надлишку  $\text{CoCl}_2$ .





