

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**„ВОДНІ РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.  
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ”**

Збірник методичних вказівок

Одеса 2006

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**„ВОДНІ РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.  
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ”**

Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт з дисциплін „Хімія з елементами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія”

Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія  
Усі спеціальності

**"ЗАТВЕРДЖЕНО"**  
на засіданні методичної комісії  
природоохоронного факультету  
Протокол № 1 від "15" вересня 2006 р.

Одеса 2006

„Водні розчини електролітів. Гідроліз солей”. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт з дисциплін „Хімія з елементами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія” для студентів I-III курсів денної форми навчання за всіма спеціальностями. Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.. Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 75 с.; укр. мова.

## ЗМІСТ

	с.
Передмова.....	4
1. Розчини.....	6
1.1 Визначення концентрацій.....	6
1.1.1 Загальні положення.....	6
1.1.2 Способи визначення складу розчинів.....	8
1.1.2.1 Масові концентрації.....	9
1.1.2.2 Об'ємні концентрації.....	10
1.1.3 Зв'язок між масовою часткою та молярною концентрацією, молярною концентрацією еквівалента речовини .....	11
1.1.4 Приклади розрахунків .....	12
1.1.4.1 Розрахунок маси компонентів розчину.....	12
1.1.4.2 Розрахунки при розведенні розчинів і змішуванні розчинів різних концентрацій.....	14
1.1.4.3 Перерахунок концентрацій.....	18
1.1.5 Запитання до самоперевірки.....	19
1.1.6 Індивідуальні завдання.....	20
1.2. Розчини неелектролітів.....	26
1.3 Водні розчини електролітів.....	28
1.3.1 Електролітична дисоціація.....	29
1.3.2 Дисоціація електролітів.....	30
1.3.3. Слабкі електроліти. Константа дисоціації.....	33
1.3.4 Сильні електроліти. Активність.....	34
1.4 Іонний добуток води. Водневий показник.....	35
1.5 Добуток розчинності.....	37
1.5.1 Індивідуальні завдання.....	39
1.6 Реакції обміну в розчинах електролітів.....	41
1.6.1 Індивідуальні завдання.....	42
1.7 Гідроліз солей.....	45
1.7.1 Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.....	49
1.8 Запитання до самоперевірки.....	51
1.9 Приклади розв'язання завдань.....	52
1.10 Індивідуальні завдання.....	58
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1 „Приготування розчинів певної концентрації та її визначення”.....	60
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2 „Дослідження закономірностей процесів гідролізу солей в водних розчинах”.....	69
Рекомендована література.....	74

## ПЕРЕДМОВА

У природі й техніці розчини мають величезне значення. У природних умовах вода не зустрічається в хімічно чистому стані. В результаті постійного зіткнення з різними речовинами вона являє собою розчин досить складної сполуки. У господарсько-питному водопостачанні використовуються підземні води з мінералізацією до 1,0 – 1,5 г/л. незважаючи на малу мінералізацію вони являють собою досить складні багатокомпонентні гідрохімічні системи. Так, у прісних мало мінералізованих водах виявляють близько 80 хімічних елементів

Рослини засвоюють речовини у вигляді розчинів. Засвоєння їжі пов'язане з перетворенням живильних речовин у розчин. Розчинами є найважливіші фізіологічні рідини – кров, лімфа й ін. Багато хімічних реакцій протікають у розчинах.

Хімічний склад води відіграє важливу роль у господарсько-побутових цілях населення. При цьому варто враховувати якість води відносно фізіологічної дії на організм і придатність її для господарських цілей. Якість води, вміст у ній певних розчинених речовин строго регламентовано й для промислово-технічних цілей.

Методичні вказівки складаються з розділів: розчини (визначення концентрацій); розчини неелектролітів; водні розчини електролітів; іонний добуток води, водневий показник; добуток розчинності, що містять теоретичні положення, поняття, приклади розрахунків, таблиці, типові завдання з поясненнями до їх розв'язання, індивідуальні завдання до кожного розділу, лабораторні роботи з дослідами, які дозволяють опанувати експериментальними навичками та підтвердити теоретичні висновки.

Після вивчення та засвоєння матеріалу студент повинен **знати**:

- способи визначення складу розчинів;
- методику для виготовлення розчинів певних концентрацій;
- основні положення теорії електролітичної дисоціації;
- іонний добуток води, водневий показник;
- що таке добуток розчинності, як його розраховувати;
- як відбувається взаємодія солей з водою – гідроліз солей.

Отриманні знання дозволяють **вміти**:

- експериментально визначати концентрацію розчинів;
- вести розрахунки та перерахунки концентрацій;
- виявляти *pH* розчинів за допомогою індикаторів;
- передбачити розчинність важкорозчинних електролітів та розраховувати її;
- досліджувати взаємодію солей з водою, визначати кількісні характеристики цієї взаємодії – константи гідролізу, реакцію середовища.

Індивідуальні завдання (30 варіантів) дозволять засвоїти методику розрахунків мас й об'ємів компонентів розчинів; придбати навички визначення розчинності, добутку розчинності та передбачення реакції розчину при взаємодії солей з водою.

# 1. РОЗЧИНИ

## 1.1 Визначення концентрацій

### 1.1.1 Загальні положення

**Розчин** – гомогенна термодинамічна стійка система, співвідношення компонентів у якій може змінюватися в широких межах.

Основною одиницею кількості речовини є **моль**. **Моль** – кількість речовини, що містить стільки певних структурних елементів (молекул, атомів, іонів, електронів і т.і.) скільки атомів утримується у 0,012 кг ізотопу вуглецю-12 ( $^{12}\text{C}$ ) –  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомів вуглецю (стала Авогадро).

**Молярна маса речовини  $B$  ( $M_B$ )** – це маса речовини  $B$  ( $m_B$ ), яка поділена на кількість речовини ( $n_B$ )

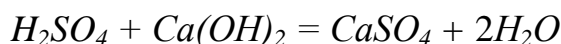
$$M_B = \frac{m_B}{n_B}. \quad (1)$$

Одиниця молярної маси – **кг/моль**, а на практиці – **г/моль**.

Термін „молярна маса” ставиться не тільки до маси моль молекул, але й до маси моль атомів, іонів, електронів й інших частинок. Наприклад,  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18$  г/моль,  $M_{\text{Na}^+} = 23$  г/моль,  $M_e = 0,5486 \cdot 10^{-3}$  г/моль.

Значення молярної маси речовини  $B$  чисельно дорівнює відносній молекулярній масі цієї речовини.

**Хімічний еквівалент речовини** – це деяка умовна або реальна частинка речовини, яка в даній реакції поєднується з 1 атомом водню (одним іоном  $\text{H}^+$ ) або заміщує його.



1 атом  $\text{H}$  взаємодіє з  $\frac{1}{2}$   $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Число  $\frac{1}{2}$  називається фактором еквівалентності.

**Фактор еквівалентності** – число, яке вказує яка частина речовини є її хімічним еквівалентом.

Відрізняють фактор еквівалентності елемента, простої речовини та складної сполуки.

**Фактор еквіваленту елемента** – це одиниця поділена на валентність елемента в даній сполуці.

$$f_{\text{екв}(\text{ел-ма})} = \frac{1}{B} \quad (2)$$

Приклад: Визначити  $f_{екв} Mn$  в  $MnCl_2$  та  $MnO_2$

$$f_{екв} Mn( MnCl_2 ) = \frac{1}{2} \quad f_{екв} Mn( MnO_2 ) = \frac{1}{4}.$$

Фактор еквівалентності *простої речовини* – одиниця поділена на добуток числа атомів речовини на валентність:

$$f_{екв пр. реч.} = \frac{1}{n(A) \cdot B(A)}. \quad (3)$$

$$f_{екв пр.} Cl_2 = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв пр.} O_2 = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}.$$

Фактор еквівалентності *оксидів* дорівнює одиниці, поділеної на добуток кількості атомів кисню на його валентність (2):

$$f_{екв оксида} = \frac{1}{n(O) \cdot B(O)}. \quad (4)$$

$$f_{екв} SO_2 = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}, \quad f_{екв} Cr_2O_3 = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$

Фактор еквівалентності *основ* – одиниця поділена на кількість гідроксогруп ( $OH^-$ ) – кислотність основи:

$$f_{екв основ} = \frac{1}{n(OH^-)}. \quad (5)$$

$$f_{екв} Ca(OH)_2 = \frac{1}{2}; \quad f_{екв} NaOH = \frac{1}{1} = 1.$$

Фактор еквівалентності *кислот* – це одиниця поділена на кількість іонів водню ( $H^+$ ) – основність кислот

$$f_{екв кислот} = \frac{1}{n(H^+)}. \quad (6)$$

$$f_{екв} H_2SO_4 = \frac{1}{2}; \quad f_{екв} H_3PO_4 = \frac{1}{3}.$$

Фактор еквівалентності *солей* – це одиниця поділена на добуток числа атомів метала на його валентність:

$$f_{екв соли} = \frac{1}{n(Me) \cdot B(Me)}. \quad (7)$$

$$f_{екв} Na_2SO_4 = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв} Ca_3(PO_4)_2 = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$



**Молярна маса еквівалента речовини ( $M_{\text{екв}}$ )** – це маса 1 моль еквівалента речовини:

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M. \quad (8)$$

**Молярний об'єм еквівалента газу**

$$V_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot V_m, \quad \text{де } V_m = 22,4 \text{ л/моль}. \quad (9)$$

**Кількість речовини еквівалента (КРЕ):**

$$\text{КРЕ} (n_{\text{екв}}) = \frac{m}{M_{\text{екв}}}. \quad (10)$$

Одиниця молярної маси еквівалентів – **кг/моль** або **г/моль**.

Так, молярна маса  $KMnO_4$  дорівнює 158,03 г/моль, а молярна маса еквівалентів  $KMnO_4$  як окислювача в сильно кислому середовищі в 5 разів менше

$$M_{\text{екв}}(KMnO_4, MnO_4^-, Mn^{2+}) = 31,60 \text{ г/моль}.$$

У дужках, крім формули речовини, указують його окислену й відновлену форми.

Молярна маса еквівалента  $H_2SO_4$  у 2 рази менше молярної маси  $H_2SO_4$

$$M_{\text{екв}}(H_2SO_4) = f_{\text{екв}} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}.$$

Оскільки речовини взаємодіють в еквівалентних кількостях, то закон еквівалентів для розчинів приймає вигляд:

$$C_H(A) \cdot V(A) = C_H(B) \cdot V(B), \quad (11)$$

де  $C_H(A)$  і  $C_H(B)$  – молярні концентрації еквівалентів (нормальності) розчинених  $A$  і  $B$  речовин;  $V(A)$  і  $V(B)$  – відповідні об'єми.

### 1.1.2 Способи визначення складу розчинів

**Розчини** – це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад. Існують різні засоби чисельного визначення складу розчинів

Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями.

**Концентрація речовини** – фізична величина (розмірна або безрозмірна), що визначає кількісний вміст розчину, суміші або розплаву.

Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масовій чи об'ємній кількості розчину або розчинника.

### 1.1.2.1 Масові концентрації

**Масова частка** розчиненої речовини ( $\omega$ ) – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_B}{m_{p-ny}} = \frac{m_B}{m_B + m_S}; \quad \omega = \frac{m_B}{\rho \cdot V} \quad (12)$$

де  $\omega$  – масова частка розчиненої речовини;  $m_B$  – маса розчиненої речовини  $B$ ;  $m_{p-ny}$  – загальна маса розчину;  $m_S$  – маса розчинника;  $\rho$  – густина розчину, г/см<sup>3</sup>;  $V$  – об'єм розчину.

Масова частка розчиненої речовини  $\omega$  – це безрозмірна фізична величина, зазвичай виражається в долях одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – соди у воді дорівнює 0,05 або 5%. Це означає, що в розчині соди масою 100 г міститься сода масою 5 г і вода масою 95 г.

**Процентна концентрація (С%)** – маса розчиненої речовини в 100 г розчину

$$C\% = \omega \cdot 100\%.$$

**Молярна частка ( $N_i$ )** – відношення кількості речовини ( $n_B$ ) до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad (13)$$

де  $n_1$  і  $n_2$  – число моль розчинника і розчиненої речовини,  $N_i$  – молярна частка – безрозмірна фізична величина.

**Моляльна концентрація** – (моляльність,  $C_m$ ) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси (1 кг = 1000 г) розчинника.

$$C_m = \frac{n_B}{m_S}; \quad C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_S}, \text{ (моль/кг)}, \quad (14)$$

де  $m$  і  $m_S$  – маса розчиненої речовини і розчинника;  $M$  – молярна маса розчиненої речовини. Скорочене позначення одиниці моляльності моль/кг.

**Масова концентрація** речовини  $B$  – дорівнює масі розчиненої речовини  $B$  ( $m_B$ ), поділеної на об'єм розчину ( $V$ ):

$$\rho_B = \frac{m_B}{V}, \text{ (г/л)}. \quad (15)$$

### 1.1.2.2 Об'ємні концентрації

**Об'ємна частка** розчиненої речовини ( $\varphi_B$ ) – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{p-ny}}; \quad \varphi_B = \frac{V_B}{V_B + V_S}, \quad (16)$$

де  $\varphi$  – об'ємна частка розчиненої речовини;  $V_B$  – об'єм розчиненої речовини;  $V_{p-ny}$  – об'єм (загальний) розчину;  $V_S$  – об'єм розчинника.

**Об'ємна частка** – безрозмірна величина, її виражають в долях від одиниці або у відсотках

$$C(\% \text{ об.}) = \varphi \cdot 100\%$$

**Молярна концентрація** (молярність,  $C_M$  або  $M$ ) – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль розчиненої речовини в  $\text{дм}^3$  розчину ( $1 \text{ дм}^3 = 1 \text{ л}$ ).

$$C_M(B) = \frac{n_B}{V_B}; \quad C_M(B) = \frac{m_B}{M_B \cdot V_B}, \text{ (моль/л; моль/дм}^3\text{)}. \quad (17)$$

Основною одиницею молярної концентрації є моль/ $\text{дм}^3$  або моль/л.  
*Приклади* запису молярної концентрації:  $C_M(\text{HCl}) = 0,1$  моль/л;  
 $C_M(\text{NH}_4^+) = 3$  моль/л.

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації  $M \equiv$  моль/л.

Якщо в 1 л розчину міститься 0,1 моль речовини, то він називається децимолярним, 0,01 моль – сантимольярним 0,001 моль – мілімолярним. Молярність розчину позначається буквою  $M$ . Наприклад, 0,01 М  $\text{NaOH}$  – сантимольярний розчин, тобто 1 л його містить 0,01 моль  $\text{NaOH}$  або  $0,01 \cdot 40 \text{ г} = 0,4 \text{ г NaOH}$ .

**Молярна концентрація еквівалентів речовини  $B$**  (еквівалентна концентрація, нормальність,  $C_N$  або  $n$ ) – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль еквівалентів розчиненої речовини в 1  $\text{дм}^3$  розчину

$$C_H(B) = \frac{n_{екв}}{V_B}; \quad C_H(B) = \frac{m_B}{M_{екв(B)} \cdot V_B} \quad (18)$$

Основною одиницею молярної концентрації еквівалентів є моль/дм<sup>3</sup> або моль/л. Приклади запису молярної концентрації еквівалентів:

$$C_H(H_2SO_4) = 1 \text{ моль/л}; \quad C_H(Ca(OH)_2) = 0,5 \text{ моль/л}.$$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини “н”, н ≡ моль/л.

Якщо в 1 л розчину міститься 1 моль еквівалента речовини, то він називається нормальним, 0,1 моль еквівалента – децинормальним, 0,01 моль еквівалента – сантинормальним. Наприклад, 0,1 н (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) – децинормальний розчин сірчаної кислоти, тобто 1 л такого розчину містить 0,1 моль еквівалента речовини або

$$0,1 \text{ моль} \cdot M_{екв}(H_2SO_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 49 \text{ г/моль} = 4,9 \text{ г } H_2SO_4.$$

Добуток молярної концентрації еквівалентів речовини **B** на об'єм розчину  $V_B$  дорівнює кількості еквівалентів цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин **A** і **B**

$$C_H(B) \cdot V(B) = C_H(A) \cdot V(A).$$

**Титр (Т)** – концентрація стандартного розчину, яка дорівнює масі речовини в грамах, що міститься в 1 см<sup>3</sup> розчину (1 см<sup>3</sup> = 1 мл).

$$T_B = \frac{m_B}{V_B}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}, \quad (\text{г/мл}; \quad \text{г/см}^3) \quad (19)$$

оскільки  $m/M = n(v)$  – число моль, то  $T \cdot V = m$ ;  $T \cdot V / M_{екв} = m / M_{екв} = n$  – число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (**КРЕ**)

$$\begin{aligned} \text{Звідси} \quad C_H &= \frac{T \cdot 1000}{M_{екв}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{екв} \cdot V} \\ C_M &= \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V} \end{aligned}$$

### 1.1.3 Зв'язок між масовою часткою та молярною концентрацією, молярною концентрацією еквівалента речовини

Оскільки масова частка (відсоток) і молярна концентрація відносяться до масових кількостей розчину, а молярна концентрація

еквівалента та титр – до об'ємних, то для переходу від одного виду виразу концентрації до іншого потрібно знати відносну густину розчину ( $\rho$ , г/см<sup>3</sup>).

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M} \quad \text{моль/дм}^3 \quad (20)$$

де  $\rho$  – густина розчину в г/см<sup>3</sup>;  $\rho \cdot 1000$  – маса 1 л розчину;  $\rho \cdot 1000 \cdot \omega$  – маса розчиненої речовини в 1 л розчину.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{\text{екв}} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{\text{екв}}} \quad \text{моль/дм}^3 \quad (21)$$

### 1.1.4 Приклади розрахунків

#### 1.1.4.1 Розрахунок маси компонентів розчину

##### Приклад 1.

Приготувати **120 г** водного розчину *KCl* з масовою часткою **0,04**.

*Розв'язок.*

Розрахуємо масу хлориду калію і води, які необхідні для приготування розчину по формулі:

$$\begin{aligned} \omega_{\text{р-ни}} &= m_{\text{р-ни}}/m_{\text{р-ну}} \\ m(KCl) &= m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(KCl) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г} \\ m(H_2O) &= m_{\text{р-ну}} - m(KCl) = 120 - 4,8 = 115,2 \text{ г}. \end{aligned}$$

##### Приклад 2.

Приготувати **50 г** розчину *CuSO<sub>4</sub>* з масовою часткою **0,03** з кристалогідрату *CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O*.

*Розв'язок.*

Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі *CuSO<sub>4</sub>* (сухої речовини).

$$m(CuSO_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(CuSO_4) = 50 \cdot 0,03 = 1,5 \text{ г}$$

Знаходимо масу кристалогідрату *CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O*, відповідну масі безводної солі *CuSO<sub>4</sub>*.

$$\begin{aligned} 1 \text{ моль } CuSO_4 \cdot 5H_2O &\text{ містить } 1 \text{ моль } CuSO_4 \\ 249,5 \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O &\text{ – } 159,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O &\text{ – } 1,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) &= (249,5 \cdot 1,5)/159,5 = 2,34 \text{ г} \end{aligned}$$

$$\text{Маса кристалогідрату} \quad m_K = m(CuSO_4) + m_{\text{ақ}}$$

де  $m_{aq}$  – маса води, що входить до складу кристалогідрату

$$m_{aq} = m_K - m(CuSO_4) = 2,34 - 1,50 = 0,84 \text{ г.}$$

Маса розчину  $m_{p-ny} = m_K + m(H_2O) = m_B + m_{aq} + m(H_2O)$ ,

де  $m(H_2O)$  – маса води, використаної на приготування розчину із заданим значенням  $\omega$

$$m(H_2O) = m_{p-ny} - m_K = 50,00 - 2,34 = 47,66 \text{ г.}$$

або

$$m(H_2O) = m_{p-ny} - m(CuSO_4) - m_{aq} = 50,00 - 1,50 - 0,84 = 47,66 \text{ г.}$$

Розчини з масовою часткою готують таким чином: зважене на технохімічних вагах навішування розчиняють у необхідній кількості води, відміряної циліндром.

### **Приклад 3.**

Приготувати **300** мл **0,2 М** розчину дихромату калію  $K_2Cr_2O_7$ .

*Розв'язок.*

Маса  $K_2Cr_2O_7$ , необхідна для приготування 300 мл 0,2 М розчину, розраховується по формулі:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}.$$

Оскільки  $C_M$ , моль/л, об'єм розчину 300 мл визначаємо в л – 0,3л.

$$m(K_2Cr_2O_7) = M(K_2Cr_2O_7) \cdot C_M \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 17,6 \text{ г.}$$

### **Приклад 4.**

Приготувати **200** мл **0,1 М** розчину  $CuSO_4$  з кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

*Розв'язок.*

$$m(CuSO_4) = M(CuSO_4) \cdot C_M \cdot V = 159,5 \cdot 0,1 \cdot 0,2 = 3,19 \text{ г.}$$

Знаходимо масу кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , відповідну безводній солі:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } CuSO_4 \cdot 5H_2O & \text{містить} & 1 \text{ моль } CuSO_4 \\ 249,5 \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 159,5 \text{ г } CuSO_4 \\ m \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 3,19 \text{ г } CuSO_4 \\ m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) & = & (249,5 \cdot 3,19) / 159,5 = 4,98 \text{ г.} \end{array}$$

Розчини із заданою  $C_M$  готують таким чином: зважене на технохімічних вагах навішування речовини переносять в мірну колбу відповідного об'єму, розчиняють в половинному об'ємі дистильованої

води, потім об'єм розчину доводять до мітки на горловинці колби. Розчин перемішують.

**Приклад 5.**

Приготувати **250** мл **0,2 н** розчину  $CaCl_2$ .

*Розв'язок.*

Маса  $CaCl_2$ , необхідна для приготування 250 мл 0,2 н розчину, розраховується по формулі:

$$C_H = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}$$

$$m(CaCl_2) = M_{екв}(CaCl_2) \cdot C_H \cdot V = M((CaCl_2)/2) \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(CaCl_2) = 111/2 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 2,78 \text{ г.}$$

**Приклад 6.**

Приготувати **200** мл **0,4 н** розчину  $Na_2SO_4$  з кристалогідрату  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ .

*Розв'язок.*

Маса  $Na_2SO_4$ , необхідна для приготування 200 мл 0,4 н розчину:

$$m(Na_2SO_4) = M_{екв}(Na_2SO_4) \cdot C_H \cdot V = M(Na_2SO_4/2) \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(Na_2SO_4) = 71 \cdot 0,4 \cdot 0,2 = 5,68 \text{ г}$$

$$M_{екв}(Na_2SO_4) = M/2 = 142/2 = 71 \text{ г}$$

Знаходимо масу кристалогідрату  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , відповідну безводній солі:

1 моль  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  містить 1 моль  $Na_2SO_4$

322 г  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  – 142 г  $Na_2SO_4$

$m$  г  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  – 5,68 г  $Na_2SO_4$

$$m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = (5,68 \cdot 322)/142 = 12,88 \text{ г.}$$

Розчини із заданою  $C_H$  готують таким чином: зважене на технохімічних вагах навішування переносять в *мірну* колбу відповідного об'єму, розчиняють в половинному об'ємі дистильованої води, потім об'єм розчину доводять до мітки. Ретельно перемішують розчин.

**1.1.4.2 Розрахунки при розведенні розчинів і змішуванні розчинів різних концентрацій**

Дуже часто доводиться проводити розрахунки, пов'язані з розведенням розчинів. З розчинів з різною концентрацією розчиненої речовини можна приготувати розчин необхідної концентрації.

Для цього необхідно від відомої концентрації розчину перейти до маси розчиненої речовини, а від маси речовини до шуканої концентрації.

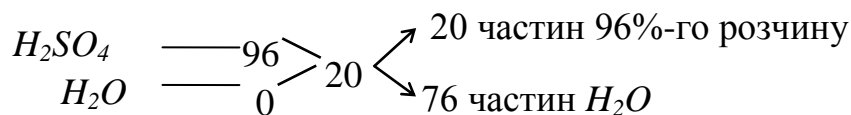
Розглянемо приклади.

**Приклад 1.**

Приготувати 200 г 20%-го розчину  $H_2SO_4$  з концентрованої сірчаної кислоти (96%-го розчину). Визначити густину одержаного розчину ареометром.

*Розв'язок.*

Вирішити це завдання можна скориставшись діагональною схемою або “**правилом хреста**”. Якщо в лівий верхній кут помістити вищу концентрацію – 96, а в нижній лівий – меншу концентрацію – 0 ( $H_2O$ ), в центрі – концентрацію шуканого розчину



і потім відняти по діагоналі від більшого числа менше, то відношення різниць  $20 : 76 = 5 : 19$  покаже в якому масовому співвідношенні слід змішувати початковий розчин кислоти і воду для отримання розчину заданої концентрації. Так, для отримання 200 г 20%-ої сірчаної кислоти треба змішати 41,65 г 96%  $H_2SO_4$  (5 частин) з 158,35 г  $H_2O$  (19 частин).

$$m(H_2SO_4) = 200 \cdot \frac{5}{5+19} = 41,65 \text{ г};$$

$$m(H_2O) = 200 \cdot 1 \frac{19}{5+19} = 158,35 \text{ г}$$

Визначивши по таблиці густину початкового розчину  $H_2SO_4$  (1,84 г/мл), знаходимо об'єм сірчаної кислоти за формулою

$$m = \rho \cdot V$$

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V = \frac{41.65}{1.84} \approx 23,2 \text{ мл 96\%-ої } H_2SO_4,$$

який необхідно змішати з 158,35 мл води, щоб одержати 200 г 20% розчину  $H_2SO_4$ . Слід пам'ятати, що сірчану кислоту незначною кількістю додають до води.

Одержаний розчин залишають на деякий час на робочому місці, щоб охолодити його до кімнатної температури, після чого перевіряють



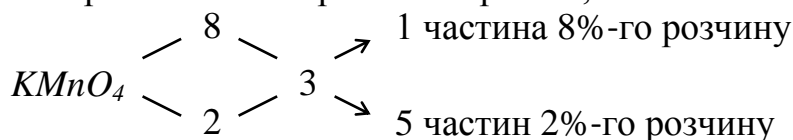
концентрацію розчину, вимірявши його густину за допомогою ареометра, порівнюють одержані дані з табличними ( $\rho$  20%-ої  $H_2SO_4 = 1,14$  г/мл).

### Приклад 2.

Приготувати **300 г 3%-го** розчину  $KMnO_4$ , змішавши в певному масовому співвідношенні **8%-ий** і **2%-ий** розчини перманганату калію.

Рішення.

Скориставшись “правилом хреста”,



6 частин на 300 г розчину, тобто 1 частина = 50 г.

знаходимо, що для отримання 300 г 3%-го розчину  $KMnO_4$  необхідно змішати 50 г 8%-го розчину  $KMnO_4$  (1 частина) і 250 г 2%-го розчину  $KMnO_4$  (5 частин), тобто

$$m_1 = 300 \cdot \frac{1}{1+5} = 50 \text{ г } 8\text{-го розчину}$$

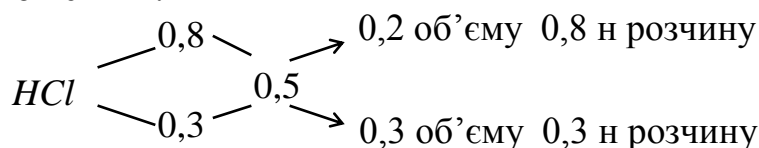
$$m_2 = 300 \cdot \frac{5}{1+5} = 250 \text{ г } 2\text{-го розчину}$$

### Приклад 3.

Приготувати **100 мл 0,5 н** розчину  $HCl$ , змішавши в певному співвідношенні її **0,8 н** і **0,3 н** розчини.

Рішення.

“Правило хреста” можна застосовувати для розрахунків при приготуванні розчинів заданої молярної концентрації еквівалентів шляхом змішування розчинів більшої і меншої концентрації в певних об'ємних співвідношеннях.



Так, слід змішати 0,8 н розчин  $HCl$  і 0,3 н розчин  $HCl$  в об'ємному співвідношенні 2 : 3 ( тобто 40 мл 0,8 н розчину з 60 мл 0,3 н розчину), щоб одержати 100 мл 0,5 н розчину  $HCl$ .

$$V_1 = 100 \cdot 0,2 / (0,2+0,3) = 40 \text{ мл } 0,8 \text{ н } HCl$$

$$V_2 = 100 \cdot 0,3 / 0,5 = 60 \text{ мл } 0,3 \text{ н } HCl$$

**Приклад 4.**

10 кг 25%-го розчину нітрату амонію змішані з 5 кг 40%-го розчину тієї ж солі. Визначити концентрацію солі в суміші.

*Розв'язок..*

При змішуванні декількох розчинів з різною масовою часткою (А%, В%) однієї і тієї ж речовини визначення масової частки речовини (%) в суміші проводять з урахуванням їх мас (а, в) за формулою:

$$a \cdot A + u \cdot B = (a + v) \cdot x$$

Отже:

$$10 \cdot 0,25 + 5 \cdot 0,40 = (10 + 5) \cdot x \\ x = (10 \cdot 0,25 + 5 \cdot 0,40)/(10 + 5) = 4,5/15 = 0,30$$

Масова частка  $NH_4NO_3$  у суміші – 0,30 або концентрація розчину нітрату амонію дорівнює 30%.

**Приклад 5.**

3 л 48%-го розчину  $H_2SO_4$  відносної густини **1,38** г/см<sup>3</sup> змішали з 2,5 л 20%-го розчину  $H_2SO_4$  відносної густини **1,14** г/см<sup>3</sup>. Визначити процентну концентрацію одержаного розчину і його молярність.

*Розв'язок.*

Якщо при змішуванні розчинів враховуються їх об'єми, то користуючись відносною густиною, визначаємо їх маси, а потім проводимо розрахунок за формулою:

$$a \cdot A + u \cdot B = (a+v) \cdot x \\ m_1A + m_2B = (m_1 + m_2)x$$

де  $m = \rho \cdot V$

Отже:

$$m_1 = 3 \cdot 1,38 = 4,14 \text{ кг}, \quad m_2 = 2,5 \cdot 1,14 = 1,85 \text{ кг} \\ m_2 = (3 \cdot 1,38 \cdot 48 + 2,5 \cdot 1,14 \cdot 20) = (4,14 + 2,85) \cdot x \\ 255,72 = 6,99x \\ x = 36,58$$

Концентрація  $H_2SO_4$  у суміші – 36,58%.

Молярність розчину – число молей розчиненої речовини в 1 л розчину:

$$5,5 \text{ л } H_2SO_4 \text{ містять } 255,72/98 \text{ моль } H_2SO_4 \\ 1 \text{ л } H_2SO_4 \quad \quad \quad x \text{ моль } H_2SO_4 \\ x = 0,474 \text{ моль}$$

Отже, отримали 0,474 М розчин сірчаної кислоти.

### 1.1.4.3 Перерахунок концентрацій

#### Приклад

Визначити молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалента ( $C_{екв}$ ), моляльну концентрацію ( $C_m$ ) та титр ( $T$ ) 17 % розчину сірчаної кислоти, густина якої 1,12 г/см<sup>3</sup>.

Розв'язок.

Знаючи густина розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}}$$

$M(H_2SO_4) = 98$  г/моль

$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв} \cdot M = 1/2 \cdot 98 = 49$  г/моль

Визначаємо **молярну** концентрацію розчину

$$C_M = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{98} = 1,94 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо **молярну** концентрацію еквівалента розчину

$$C_H = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{49} = 3,88 \text{ моль/дм}^3$$

Рахуємо моляльну концентрацію розчину за формулою

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$$

де  $m$ ,  $m_s$  – маси речовини та розчинника

$$m_s = m_{розч-ну} - m_{реч.} = 100 - 17 = 83 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{17 \cdot 1000}{98 \cdot (100 - 17)} = 2,09 \text{ моль/кг}$$

Титр визначаємо за формулою

$$T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

$$T(H_2SO_4) = \frac{1,94 \cdot 98}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{3,88 \cdot 49}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3$$

Відповідь:  $C_M(H_2SO_4) = 1,94$  моль/дм<sup>3</sup>,  $C_H(H_2SO_4) = 3,88$  моль/дм<sup>3</sup>;  
 $C_m = 2,09$  моль/кг ;  $T(H_2SO_4) = 0,1901$  г/см<sup>3</sup>.

### 1.1.5 Запитання до самоперевірки

1. Дати визначення розчину.
2. Що таке концентрація розчину?
3. Засоби визначення концентрації розчинів, їх математичні вирази.
4. На які дві групи ділять засоби виразу концентрації розчинів і для якої з них вони оцінюються безрозмірними величинами? Наведіть приклади.
5. Як розраховують концентрації при змішуванні розчинів?
6. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
7. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалентів, одиниця її вимірювання?
8. У якому співвідношенні мас потрібно узяти 28% і 1% розчини, щоб одержати 7% розчин?
9. Яка молярна концентрація 20%-го розчину хлороводневої кислоти, відносна густина якого  $1,1 \text{ г/см}^3$ ?
10. У скільки разів потрібно розбавити 2М розчин, щоб одержати 0,4М розчин?
11. Яка молярна концентрація еквівалентів розчину, в 300 мл якого міститься 10,5 г їдкового калію?
12. У якому співвідношенні треба змішати розчини з масовою часткою розчиненої речовини 10 і 50%, щоб одержати розчин масою 800 г, для якого  $\omega = 25\%$ ?
13. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
14. У чому сутність правила змішування (правило „хреста”) при приготуванні розчину проміжної концентрації збільш розведених та більш концентрованих розчинів?
15. Яка концентрація називається моляльною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?
16. В чому полягає особливість розрахунку концентрації компонентів розчину при приготуванні його з кристалогідрату та води?
17. Що називають концентрацією компонента у розчині?
18. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?
19. Які дані необхідно застосувати для перерахунку масової концентрації розчину в об’ємні та навпаки?
20. Які існують способи приготування розчину?

### 1.1.6 Індивідуальні завдання

Варіант №	Завдання 1	Завдання 2	Завдання 3 Обчислити С <sub>м</sub> , С <sub>н</sub> , С <sub>т</sub> , Т:
1	Яку масу фосфату калію і води треба узяти для приготування 8% розчину $K_3PO_4$ масою 250 г?	У воді розчинили гідроксид калію масою 11,2 г, об'єм розчину довели до 200 мл. Визначте молярну концентрацію одержаного розчину.	8% розчину $K_2SO_4$ густина якого $1,065 \text{ г/см}^3$
2	Яку масу солі і води треба узяти для приготування розчину з масовою часткою сульфату натрію 0,12 масою 40 кг?	Визначте молярну концентрацію розчину, одержаного при розчиненні сульфату натрію масою 42,6 г у воді масою 300 г, якщо густина одержаного розчину дорівнює $1,12 \text{ г/мл}$ .	30% розчину $HNO_3$ , густина якого $1,184 \text{ г/см}^3$
3	У воді об'ємом 200 мл розчинили сіль масою 40 г. Визначте масову частку солі в одержаному розчині, прийнявши густина води рівної $1 \text{ г/мл}^*$ .	У воді масою 128 г розчинили метиловий спирт об'ємом 40 мл і густиною $0,8 \text{ г/мл}$ Визначте молярну концентрацію отриманого розчину, якщо його густина дорівнює $0,97 \text{ г/мл}$ .	12% розчину $HCl$ , густина якого $1,059 \text{ г/см}^3$
4	У бензолі об'ємом 170 мл розчинили сірку масою 1,8 г. Густина бензолу дорівнює $0,88 \text{ г/мл}$ . Визначте масову частку сірки в розчині.	Аміак, об'єм якого за нормальних умов дорівнює 2,8 л, розчинили у воді. Об'єм розчину довели до 500 мл. Яка кількість речовини аміаку міститься в такому розчині об'ємом 1 л?	16% розчину $NaOH$ , густина якого $1,180 \text{ г/см}^3$

\*  $1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3$  в системі СІ  
 $1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3$

5	При випарюванні розчину сульфату натрію сіль виділяється у вигляді кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ . Яку масу кристалогідрату можна одержати з розчину об'ємом 200 мл з масовою часткою сульфату натрію 15%, густина якого 1,14 г/мл?	Яка маса хлориду калію буде потрібна для приготування розчину цієї солі об'ємом 300 мл і з концентрацією 0,15 М $KCl$ ?	21% розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,151 г/см <sup>3</sup>
6	Яку масу мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і води треба взяти для приготування розчину сульфату міді масою 40 кг з масовою часткою $CuSO_4$ 2%?	Визначте молярну концентрацію розчину з масовою часткою гідроксиду натрію 0,2, густина якого дорівнює 1,22 г/мл.	30% розчину $Pb(NO_3)_2$ густина якого 1,326 г/см <sup>3</sup>
7	У воді масою 40 г розчинили залізний купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ масою 3,5 г. Визначте масову частку сульфату заліза (II) в одержаному розчині.	Яка кількість речовини нітрату натрію міститься в розчині об'ємом 1 л з масовою часткою $NaNO_3$ 40%, густина якого 1,32 г/мл?	9% розчину $HNO_3$ , густина якого 1,05 г/см <sup>3</sup>
8	Який об'єм розчину сірчаної кислоти густиною 1,8 г/мл з масовою часткою $H_2SO_4$ 88% треба взяти для приготування розчину кислоти об'ємом 300 мл і густиною 1,3 г/мл з масовою часткою $H_2SO_4$ 40%?	Визначте масову частку хлориду кальцію в розчині 1,4 М $CaCl_2$ густина якого дорівнює 1,12 г/мл.	35% розчину $NaOH$ , густина якого 1,383 г/см <sup>3</sup>
9	До розчину сірчаної кислоти об'ємом 400 мл, густина якого дорівнює 1,1 г/мл, а масова частка $H_2SO_4$ 0,15, додали воду масою 60 г. Визначте масову частку сірчаної кислоти в одержаному розчині.	Який об'єм розчину з масовою часткою сірчаної кислоти 9,3% (густина 1,05 г/мл) буде потрібно для приготування розчину 0,35 М $H_2SO_4$ об'ємом 40 мл?	6% розчину $KMnO_4$ , густина якого 1,041 г/см <sup>3</sup>

10	У лабораторії є розчин з масовою часткою гідроксиду натрію 30%, густина якого 1,33 г/мл. Який об'єм цього розчину треба узяти для приготування розчину об'ємом 250 мл з масовою часткою гідроксиду натрію 14% і густиною 1,15 г/мл?	Який об'єм розчину 5 М $KOH$ буде потрібно для приготування розчину 0,6 М $KOH$ об'ємом 259 мл?	80% розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,732 г/см <sup>3</sup>
11	До розчину масою 250 г, масова частка солі в якому складає 10%, підлили воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	Який об'єм розчину з масовою часткою карбонату натрію 0,15 (густина 1,16 г/мл) треба узяти для приготування розчину 0,45 М $Na_2CO_3$ об'ємом 120 мл?	19% розчину $HCl$ , густина якого 1,094 г/см <sup>3</sup>
12	У воді об'ємом 200 мл розчинили зразок солі, одержавши розчин з масовою часткою розчиненої речовини 20%. До цього розчину ще додали воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	У лабораторії є розчин 3М $KCl$ . Визначте його об'єм, який потрібен для приготування розчину об'ємом 200 мл з масовою часткою $KCl$ 8% і густиною 1,05 г/мл.	10% розчину $K_2Cr_2O_7$ , густина якого 1,070 г/см <sup>3</sup>
13	У воді масою 600 г розчинили аміак об'ємом 560 мл (нормальні умови). Визначте масову частку амоніаку в одержаному розчині.	До води масою 200 г підлили розчин 2 М $KCl$ об'ємом 40 мл і густиною 1,09 г/мл. Визначте молярну концентрацію і масову частку $KCl$ в одержаному розчині.	13% розчину $KOH$ , густина якого 1,109 г/см <sup>3</sup>
14	Водний розчин з масовою часткою амоніаку 10% називають нашатирним спиртом. Який об'єм газу буде потрібно за нормальних умов для отримання нашатирного спирту об'ємом 200 мл і густиною 0,96 г/мл?	Який об'єм розчину 3М $NaCl$ густиною 1,12 г/мл треба підлити до води масою 200 г, щоб одержати розчин з масовою часткою $NaCl$ 10%?	10% розчину $FeCl_3$ , густина якого 1,085 г/см <sup>3</sup>

15	У воді масою 400 г розчинили сірководень об'ємом 12 мл (нормальні умови). Визначте масову частку сірководню в розчині.	До розчину 3,5 М $NH_4Cl$ об'ємом 80 мл і густиною 1,05 г/мл підлили воду об'ємом 40 мл (густину води прийняти рівною 1 г/мл). Визначте масову частку солі в одержаному розчині	55% розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,447 г/см <sup>3</sup>
16	Яку масу розчину з масовою часткою карбонату калію 40% треба додати до води масою 500 г для отримання розчину з масовою часткою $K_2CO_3$ 15%?	Визначте об'ємну і масову долі етилового спирту у водному розчині 11 М $C_2H_5OH$ , густина якого складає 0,9 г/мл. Густина етилового спирту дорівнює 0,79 г/мл, води – 1 г/мл.	10% розчину $Na_2CO_3$ , густина якого 1,102 г/см <sup>3</sup>
17	Яку масу розчину з масовою часткою хлориду натрію 20% необхідно додати до води об'ємом 40 мл для отримання розчину з масовою часткою солі 6%?	Які об'єми 2 і 6 М розчину $HCl$ потрібно змішати для приготування 500 мл 3М розчину?	17% розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,120 г/см <sup>3</sup>
18	Який об'єм розчину густиною 1,33 г/мл з масовою часткою гідроксиду натрію 30% треба підлити до води об'ємом 200 мл для отримання розчину з масовою часткою $NaOH$ 8%?	Для нейтралізації 20 мл 0,1 н розчину кислоти було потрібно 8 мл розчину $NaOH$ . Скільки грамів $NaOH$ містить 1 л цього розчину?	20% розчину $CaCl_2$ , густина якого 1,178 г/см <sup>3</sup>
19	У лабораторії є розчини з масовою часткою хлориду натрію 10 і 20%. Яку масу кожного розчину треба узяти для отримання розчину з масовою часткою солі 12% масою 300 г?	Знайти масу $NaNO_3$ , необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.	21,75% розчину $NH_3 \cdot H_2O$ , густина якого 0,920 г/см <sup>3</sup>



20	Який об'єм розчину з масовою часткою сірчаної кислоти 60% (густина 1,5 г/мл) і розчину з масовою часткою сірчаної кислоти 30% (густина 1,2 г/мл) треба узяти для приготування розчину $H_2SO_4$ масою 240 г з масовою часткою кислоти 50%?	Скільки грамів $Na_2CO_3$ міститься в 500 мл 0,25 н розчину?	65,3% розчину $HNO_3$ , густина якого 1,400 г/см <sup>3</sup>
21	Визначте масу розчину з масовою часткою карбонату натрію 0,1 і масу кристалогідрату $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ , які треба узяти для приготування розчину масою 540 г з масовою часткою $Na_2CO_3$ 0,15	У якому об'ємі 0,1 н розчину міститься 8 г $CuSO_4$ ?	49,4% розчину $KOH$ , густина якого 1,530 г/см <sup>3</sup>
22	Визначте масу кристалогідрату $Cr_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ і розчину з масовою часткою $Cr_2(SO_4)_3$ 0,15, які треба узяти для приготування розчину з масовою часткою сульфату хрому (III) 0,2 масою 795 г.	Для нейтралізації 30 мл 0,1 н розчину лугу було потрібно 12 мл кислоти. Визначте нормальність кислоти.	39% розчину $HCl$ , густина якого 1,200 г/см <sup>3</sup>
23	Визначте масу розчину з масовою часткою $CuSO_4$ 10% і масу води, які будуть потрібно для приготування розчину масою 500 г з масовою часткою $CuSO_4$ 2%	Знайти молярність 36,2%-го (по масі) розчину $HCl$ , густина якого 1,18 г/мл.	6% розчину $Al_2(SO_4)_3$ , густина якого 1,061 г/см <sup>3</sup>
24	Яка маса води і розчину з масовою часткою хлориду магнію 0,2 буде потрібно для приготування розчину з масовою часткою $MgCl_2$ 0,04 масою 300 г?	Скільки мілілітрів 0,5 М розчину $H_2SO_4$ можна приготувати з 15 мл 2,5 М розчину?	26% розчину $KOH$ , густина якого 1,241 г/см <sup>3</sup>

25	До метилового спирту масою 32 г і густиною 0,8 г/мл додали воду до об'єму 80 мл. Визначте об'ємну частку спирту в розчині.	Який об'єм 0,1 М розчину $H_3PO_4$ можна приготувати з 75 мл 0,75 н розчину?	86% розчину $HNO_3$ , густина якого 1,480 г/см <sup>3</sup>
26	При змішанні води об'ємом 50 мл і густиною 1 г/мл і метилового спирту об'ємом 70 мл і густиною 0,8 г/мл одержимо розчин з густиною 0,9 г/мл. Визначте об'ємну частку метилового спирту в розчині.	Який об'єм 6,0 М розчину $HCl$ потрібно узяти для приготування 25 мл 2,5 М розчину $HCl$	31,75% розчину $NH_3$ , густина якого 0,890 г/см <sup>3</sup>
27	Визначте, яку масу гліцерину густиною 1,27г/мл треба узяти для приготування водного розчину об'ємом 50 мл з об'ємною часткою гліцерину 30 %.	Густина 40%–го (по масі) розчину $HNO_3$ дорівнює 1,25 г/мл. Розрахувати молярність і моляльність цього розчину.	48% розчину $H_2SO_4$ , густина якого 1,380 г/см <sup>3</sup>
28	До води масою 40 г підлили ацетон об'ємом 100 мл і одержали розчин з густиною 0,88 г/мл. Визначте об'ємну частку ацетону в розчині, якщо густина ацетону дорівнює 0,79 г/мл.	Який об'єм 0,05 н розчину можна одержати з 100 мл 1 н розчину?	4% розчину $BaCl_2$ , густина якого 1,034 г/см <sup>3</sup>
29	Для реакції з розчином азотної кислоти масою 25г, масова частка розчиненої речовини в якому складає 6,3%, було потрібно додати розчин гідроксиду калію масою 40г. Визначте масову частку луку в розчині.	Який об'єм 2 М розчину $Na_2CO_3$ треба узяти для приготування 1 л 0,25 н розчину?	28% розчину $KOH$ , густина якого 1,263 г/см <sup>3</sup>
30	Визначте масову частку гідроксиду барію в розчині, одержаному при змішанні води масою 50 г і оксиду барію масою 1,2 г.	Розрахувати нормальність ( $C_{екв}$ ) концентрованої соляної кислоти (густина 1,18 г/мл), що містить 36,5% (мас.) $HCl$	94% розчину $HNO_3$ , густина якого 1,500 г/см <sup>3</sup>

## 1.2 Розчини неелектролітів

Дослідження властивостей розчинів призвело до створення *фізичної теорії* розчинів, згідно якої зміна таких важливих характеристик розчинів, як тиск пари, температура кипіння, замерзання обумовлені тільки числом частинок розчиненої речовини.

Для кількісного опису властивостей розчинів використовують модель ідеального розчину.

**Ідеальний розчин** – це розчин, в якому сили міжмолекулярної взаємодії окремих компонентів однакові та між компонентами нема хімічної взаємодії. Властивості такого розчину визначаються тільки концентрацією розчиненої речовини. З реальних розчинів лише розведені розчини неелектролітів можуть по властивостям наближатися до ідеальних розчинів.

Властивості розведених розчинів *неелектролітів* вивчав французький вчений *Рауль* (1882 р.) та сформулював такі закони.

### **Перший закон Рауля:**

*Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.*

$$p_0 - p = \Delta p,$$
$$\frac{\Delta p}{p_0} = N_2; \quad \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}; \quad \Delta p = p_0 \cdot \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де  $p_0$ ,  $p$  – тиск насиченої пари над розчинником та розчином відповідно;

$\Delta p$  – зменшення тиску насиченої пари над розчином;

$N_2$  – мольна частка розчиненої речовини;

$n_2$ ,  $n_1$  – кількість моль розчиненої речовини та розчинника відповідно.

### **Другий закон Рауля:**

*Підвищення температури кипіння та зменшення температури замерзання розчину порівнянно з чистим розчинником пропорційно молярній концентрації.*

$$\Delta T_{\text{кип}} = T - T_0; \quad \Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m,$$
$$\Delta T_{\text{зам}} = T_0 - T; \quad \Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m$$

де  $T_0$ ,  $T$  – температура кипіння (замерзання) розчинника та розчину відповідно;

$C_m$  – молярна концентрація розчину.

Оскільки  $C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$ , то

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}; \quad \Delta T_{\text{зам}} = K \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}.$$

де  $m, m_s$  – маси розчиненої речовини та розчинника відповідно;  
 $E$  – ебуліоскопічна константа (*ebullire* – лат. „википати”);  
 $K$  – кріоскопічна константа (*crios* – лат. „холод”).

$E$  та  $K$  константи залежать від природи розчинника, але не залежать від природи розчиненої речовини ( $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ ;  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ ).

На вимірюванні  $\Delta T_{\text{кип}}$  та  $\Delta T_{\text{зам}}$  засновані ебуліоскопічні та кріоскопічні методи визначення молярних мас невідомих речовин.

$$M = E \cdot \frac{m \cdot 1000}{\Delta T_{\text{кип}} \cdot m_s}; \quad M = K \cdot \frac{m \cdot 1000}{\Delta T_{\text{зам}} \cdot m_s}.$$

Важливою фізичною величиною розчинів є *осмотичний тиск*. **Осмоз** – явище односторонньої дифузії розчинника у розчин крізь напівпроникну перегородку між ними.

За **законом Вант–Гоффа** (1886 р.) для розведених розчинів неелектролітів:

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

$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot RT$$

де  $P_{\text{осм}}$  – осмотичний тиск, кПа;

$R$  – універсальна газова стала,  $R = 8,31$  Дж/(моль·К);

$T$  – абсолютна температура, К.

Якщо  $P_{\text{осм}}$ , Па, то

$$P_{\text{осм}} = 1000 \cdot C_M \cdot RT$$

Оскільки  $C_M = \frac{m}{M \cdot V}$ , то

$$P_{\text{осм}} \cdot V = \frac{m}{M} RT, \text{ кПа} \quad P_{\text{осм}} \cdot V = 1000 \frac{m}{M} RT, \text{ Па}$$

одержуємо формулу Менделєєва–Клапейрона.

Отже, осмотичний тиск дорівнює тиску, який створювала б уся речовина за умови її перебування в газоподібному стані і маючи при даній температурі об'єм, що дорівнює об'єму розчину.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають *ізотонічними*. Знаючи величину  $P_{осм}$ , можна визначити мольну масу речовини

$$M = \frac{m \cdot RT}{P_{осм} \cdot V}, \quad \text{або} \quad M = 1000 \frac{m \cdot RT}{P_{осм} \cdot V}.$$

### 1.3 Водні розчини електролітів

Речовини, які не проводять електричний струм під час розчинення називаються *неелектролітами*. Речовини, які дисоціюють у воді, інших полярних розчинниках або розплавах на іони й здатні проводити електричний струм, називаються *електролітами*. Перенос струму в розчинах, розплавах відбувається іонами, тому розчини електролітів називають *іонними провідниками* або провідниками другого роду на відміну від електронних провідників – металів.

Розчини солей, кислот та основ здатні проводити електричний струм і в них спостерігаються відхилення від законів Рауля та Вант-Гоффа.

Відхилення розчинів електролітів від законів пояснюється тим, що при розчиненні електроліту у воді збільшується кількість часток, через те що електроліти розпадаються на іони.

Вант-Гофф для розчинів електролітів в залежності від тиску, концентрації та температури ввів коефіцієнт  $i$  (коефіцієнт Вант-Гоффа), який назвав *ізотонічним*. Коефіцієнт  $i$  визначається для кожного розчину експериментально.

Підставляючи коефіцієнт  $i$  в рівняння Рауля та Вант-Гоффа, отримуємо співвідношення:

$$\begin{aligned} \Delta p &= i \cdot p_0 \cdot \frac{n_2}{n_1 + n_2}; & \Delta T_{кип} &= i \cdot E \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}; & \Delta T_{зам} &= i \cdot K \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}. \\ \Delta p &= i \cdot p_0 \cdot N_2; & \Delta T_{кип} &= i \cdot E \cdot C_m; & \Delta T_{зам} &= i \cdot K \cdot C_m. \\ P_{осм} &= i \cdot C_M \cdot RT \end{aligned}$$

для опису розведених розчинів усіх речовин, в тому числі для електролітів. Значення ізотонічного коефіцієнту для неелектролітів дорівнює одиниці, а для розчинів електролітів більше ніж одиниця.

Коефіцієнт Вант-Гоффа можна визначити як відношення  $\Delta p$ ,  $\Delta T_{кип}$ ,  $\Delta T_{зам}$ ,  $P_{осм}$ , знайдені дослідним шляхом, до тих самих величин, визначених без врахування дисоціації електролітів:

$$i = \frac{\Delta p_{досл}}{\Delta p} = \frac{\Delta T_{кип. досл}}{\Delta T_{кип}} = \frac{\Delta T_{зам. досл}}{\Delta T_{зам}} = \frac{P_{осм. досл}}{P_{осм}}$$

Ізотонічний коефіцієнт пов'язано із ступенем дисоціації співвідношенням:

$$i = 1 + (n - 1) \cdot \alpha$$

де  $\alpha$  – ступень дисоціації,

$n$  – число іонів.

### 1.3.1 Електролітична дисоціація

Значні розходження між дослідними та розрахованими характеристиками для розчинів електролітів вдалось усунути припустив, що при розчиненні цих речовин утворюється більша кількість частинок ніж при розчиненні еквімолярної кількості неелектролітів. С. Арреніус (1883 р.) довів, що розклад речовин в розчині на іони відбувається без дії електричного струму. Ідеї шведа С. Арреніуса склали основу теорії електролітичної дисоціації.

**Електролітична дисоціація** – це процес розпаду на іони речовини під час розчинення у воді чи іншому полярному розчиннику або під час розплавлення.

Механізм електролітичної дисоціації став зрозумілим пізніше. В основі цього механізму лежить **хімічна теорія розчинів Д.І. Менделєєва**, згідно з якою самодовільне розчинення речовини пояснюється хімічною взаємодією часток розчиненої речовини з молекулами розчинника внаслідок чого утворюються *сольвати (гідрати* – якщо розчинник вода). Як правило, сольвати менш стійки ніж звичайні хімічні сполуки. Розвиток теорія розчинів електролітів отримала в працях російських вчених І.А. Каблукова (1857 – 1942 р.р.), В.А. Кистяковського (1865 – 1952 р.р.).

*Основні положення теорії електролітичної дисоціації:*

- при розчиненні (розплавленні) електроліту у воді чи іншому полярному розчиннику відбувається електролітична дисоціація – розпад речовини на іони;
- дисоціація молекул речовин з іонним або полярним ковалентним зв'язком спричиняє полярність молекул розчинника;
- електролітична дисоціація відбувається довільно ( $\Delta G < 0$ ). Зменшення енергії Гіббса обумовлено утворенням сольватованих (гідратованих) іонів. Енергія взаємодії молекул розчинника з розчиненою речовиною (**енергія сольватації**) достатня, щоб зруйнувати хімічні зв'язки в молекулах чи іонних кристалах;
- електропровідність розчинів чи розплавів електролітів зумовлена наявністю в них іонів;

- процес дисоціації – оборотний, оскільки встановлюється динамічна рівновага між кількістю молекул, які розпалися на іони, та числом іонних асоціатів, що утворилися.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації Арреніусом було введено поняття **ступень електролітичної дисоціації**.

**Ступень дисоціації** ( $\alpha$ ) – це відношення числа молекул, дисоційованих на іони, до загальної кількості молекул електроліта в розчині:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{N}.$$

Ступень дисоціації ( $\alpha$ ) електроліту величина безрозмірна, її виражають у частках одиниці або у відсотках.

Ступень дисоціації залежить від типу зв'язку, від концентрації електроліту, від температури.

Усі електроліти за ступенем дисоціації поділяються на **сильні** і **слабкі** електроліти.

**Сильні електроліти** в розчинах практично повністю дисоціюють на іони, навіть в концентрованих розчинах  $\alpha$  понад 30 %. До сильних електролітів належить більшість солей, **кислоти**  $HClO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ , **луги**  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ .

**Слабкі електроліти** у розчинах дисоціюють лише частково ( $\alpha \leq 3\%$ ). В розчині встановлюється динамічна рівновага між недисоційованими частками та іонами. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні –  $HClO$ ,  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2SiO_3$ , нерозчинні гідроксиди металів, вода, гідроксид амонію  $NH_4OH$ .

Електроліти середньої сили, ступень дисоціації яких дещо більший 3% –  $H_3PO_4$ ,  $HNO_2$ ,  $Mg(OH)_2$  – частіше відносять до слабких електролітів.

Ступень дисоціації слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів ступень дисоціації збільшується.

Ступень дисоціації пов'язана з ізотонічним коефіцієнтом співвідношенням:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1},$$

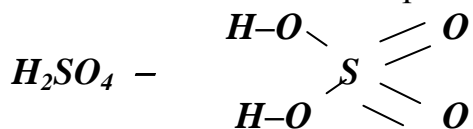
де  $n$  – кількість іонів, які утворила речовина під час дисоціації.

### 1.3.2 Дисоціація електролітів

Дисоціація відбувається не по будь-яким, а лише по найбільш полярним зв'язкам.

### Дисоціація кислот.

Розглянемо дисоціацію сірчаної кислоти



Електронегативність ( $EH$ ) атомів:

$$EH(H) = 2,1; EH(O) = 3,5; EH(S) = 2,5.$$

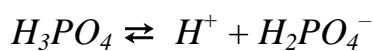
Різниця електронегативності  $\Delta EH$  характеризує тип зв'язку. Коли  $\Delta EH = 0$  – зв'язок ковалентний неполярний;  $0 < \Delta EH < 1,7$  – зв'язок ковалентний полярний;  $\Delta EH \geq 1,7$  – зв'язок іонний.

Розрахуємо значення  $\Delta EH$  у зв'язку  $H-O$  та  $O-S$

$$\Delta EH_{H-O} = 3,5 - 2,1 = 1,3;$$

$$\Delta EH_{O-S} = 3,5 - 2,5 = 1,0.$$

Зв'язки  $H-O$  та  $O-S$  обидва ковалентні полярні, але найбільш полярний зв'язок у  $H-O$ , тобто при розриві цього зв'язку відбудеться дисоціація



**Кислоти** – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони водню –  $H^+$  (інших катіонів не утворюють). Катіони водню у розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді іонів гідроксонію –  $H_3O^+$ , але для спрощення їх записують як  $H^+$ .

### Дисоціація основ.

Розглянемо дисоціацію  $NaOH - Na - O - H$

$$EH_{Na} = 0,9; \Delta EH_{H-O} = 3,5 - 2,1 = 1,2; \Delta EH_{Na-O} = 3,5 - 0,9 = 2,4.$$

Зв'язок між атомами натрію та кисню – іонний, тому дисоціація основи відбувається по цьому зв'язку

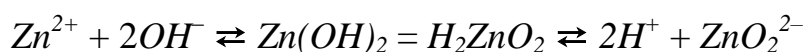




Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто.

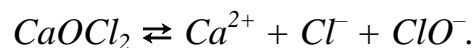
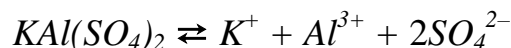
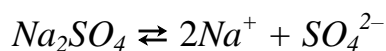
**Основи** – це електроліти, які під час дисоціації утворюють аніони гідроксид-іона  $OH^-$  (інших аніонів не утворюють).

У лугах метали та гідроксид-іони зв'язані іонним зв'язком. Зі зменшенням радіуса атома металу іонний характер зв'язку змінюється на ковалентний і сила основ послаблюється. Вразі близьких значень полярності зв'язків  $Me - O$  та  $O - H$  гідроксиди металів виявляють *амфотерні властивості*, залежно від умов дисоціації за основним чи кислотним типом

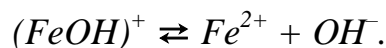
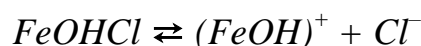
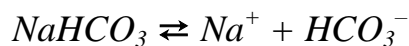


Такі сполуки називаються **амфолітами**. До них належать –  $Be(OH)_2$ ,  $Ga(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $Ge(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ ,  $Sn(OH)_4$ . Вода також відноситься до амфолітів  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ .

**Дисоціація солей.** Середні солі (прості, змішані та подвійні) – сполуки з іонним зв'язком – є сильні електроліти. Вони повністю дисоціюють на іони за одним ступенем



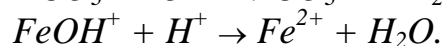
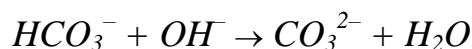
Кислі та основні солі дисоціюють ступінчасте



Тому розчини кислих солей містять незначну кількість водень-іонів  $H^+$  й мають слабкі кислотні властивості.

Розчини основних солей мають слабкі основні властивості.

Для того, щоб дисоціація відбулася до кінця, треба зв'язати іони водню в кислих солях доданням лугів, а гідроксид-іони в основних солях доданням кислот

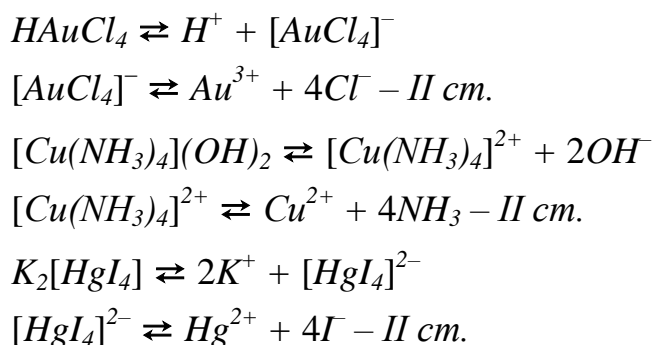


В розчинах багатоступінчатих електролітів дисоціація відбувається переважно за першим ступенем.

Наприклад:

		$\alpha$ , % в 0,1 М розчині
I	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	26
II	$H_2PO_4 \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	0,11
III	$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	0,001

**Дисоціація комплексних сполук** – кислот, основ, солей відбувається подібно дисоціації відповідних сполук



Комплексні сполуки є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації. Комплексні іони дисоціюють лише частково й поводять себе як слабкі електроліти.

### 1.3.3 Слабкі електроліти. Константа дисоціації

В розчинах слабких електролітів процес дисоціації оборотний



Як будь-який рівноважний процес його можна охарактеризувати константою рівноваги, яка називається **константою дисоціації**

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

В загальному вигляді

$$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$$

$$K_{\text{дис}} = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]} = \frac{C_A \cdot C_B}{C_{AB}}.$$

Константа дисоціації залежить від природи електроліту, розчинника, температури, але не залежить від концентрації розчину. З підвищенням температури константа дисоціації звичайно зменшується, тобто процес дисоціації екзотермічний. Це означає, що сумарна теплота гідратації іонів вище енергії внутрішньо-молекулярних зв'язків. Чим більше  $K_{дис}$ , тим легше дисоціює електроліт, тим сильніше кислота чи основа.

**Закон розведення Оствальда** встановлює зв'язок між ступенем дисоціації та константою дисоціації



Якщо  $C$  – молярна концентрація електроліту,  $\alpha$  – ступень дисоціації, то  $C \cdot \alpha$  – концентрація  $[CH_3COO^-] = [H^+]$ ,  $(1 - \alpha) \cdot C$  – концентрація молекул  $CH_3COOH$ , які не розпалися на іони

$$K_{дис} = \frac{\alpha^2 \cdot C^2}{(1 - \alpha) \cdot C} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot C.$$

Коли  $\alpha \ll 1$ , то це розведений розчин, тоді  $1 - \alpha \approx 1$  – значенням  $\alpha$  можна знехтувати

$$K_{дис} = \alpha^2 \cdot C,$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис}}{C}}.$$

*Ступень дисоціації зростає при розведенні розчину (закон Оствальда).*

### 1.3.4 Сильні електроліти. Активність

В розчинах сильних електролітів концентрація іонів велика. Сили взаємодії між іонами та молекулами розчинника зростають. Навколо кожного іона позначає шар протилежно заряджених іонів, який одержав назву **іонна атмосфера**. Чим більше концентрація розчину, тим сильніша гальмуюча дія іонної атмосфери на електропровідність розчину й тим менше значення ступені дисоціації сильного електроліту. Тому замість концентрації вводять величину ефективної концентрації – **активності** електроліту (іонів). Активність іона ( $a$ ) – це добуток його концентрації та коефіцієнта активності

$$a = f \cdot C_m.$$

В концентрованих розчинах коефіцієнт активності  $f < 1$ , що вказує на взаємодію між іонами.

Коефіцієнт активності залежить від природи розчиненої речовини, розчинника, концентрації розчину та температури.

Ефективну концентрацію іона можна визначити, якщо відомі концентрація електроліту ( $C_m$ ), кількість іонів, на які дисоціює електроліт ( $n$ ), ступень дисоціації ( $\alpha$ ), розведення ( $\beta$ ) за формулою:

$$C_{f(\text{іона})} = n \alpha \beta C_m.$$

Залежність активності від концентрації всіх іонів визначається **іонною силою**, яка дорівнює напівсумі іонних концентрацій, кожна з яких помножена на квадрат його заряду ( $Z$ )

$$I = 1/2 \cdot (C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_i Z_i^2).$$

Згідно правилу іонної сили іони, які мають однаковий заряд, незалежно від природи в розведених розчинах з однаковою іонною силою мають однакові коефіцієнти активності.

#### 1.4 Іонний добуток води. Водневий показник

В чистій воді спостерігається незначна електропровідність, тобто вона слабо дисоціює на іони



Константа дисоціації води становить

$$K_{\text{дис}} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрація молекул води стала величина – 55,55 моль/л і її можна включити в константу

$$K_{\text{дис}} [H_2O] = [H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_{\text{дис}} [H_2O] = [H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$K_{H_2O}$  – іонний добуток води – для води та розведених розчинів при 22 °C є величина стала. Розчини, в яких

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

називаються нейтральними.

Кислі розчини –  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л, лужні розчини  $[OH^-] > 10^{-7}$  моль/л або  $[H^+] < [OH^-]$ .

Кислотність (основність) водних розчинів можна визначити через десятковий логарифм молярної концентрації іонів водню, взятий з протилежним знаком. Ця величина називається **водневим показником**, її позначають символом **pH**

$$pH = -\lg [H^+].$$

Відповідно гідроксильний показник – **pOH** – десятковий логарифм молярної концентрації гідроксид-іонів, взятий з протилежним знаком

$$pOH = -\lg [OH^-].$$

Сума водневого та гідроксильного показників дорівнює 14

$$pH + pOH = 14.$$

Таким чином, значення величини *pH* змінюється від 0 до 14. Для нейтральних розчинів  $pH = 7$ , якщо розчини кислі, то  $pH < 7$ , коли розчини лужні,  $pH > 7$ .

Величина *pH* є критерієм сили кислоти: при однаковій молярній концентрації значення *pH* менше у більш сильної кислоти. Для основ така залежність має зворотній характер.

Визначити характер середовища можна за допомогою кислотно-основних індикаторів – речовин, які в певному інтервалі значень *pH* розчину змінюють свій колір.

Індикаторами можуть бути слабкі органічні кислоти ***HInd*** та основи ***IndOH***, молекули та іони яких мають різний колір



В кислих розчинах – індикатори слабкі кислоти знаходяться в молекулярній формі та забарвлення розчину обумовлено кольором молекул ***HInd***.

Індикатори – слабкі основи в кислих розчинах знаходяться в іонному стані ***Ind^+***, який обумовлює забарвлення розчину.

Індикатори – слабкі органічні кислоти – це лакмус та фенолфталеїн. Індикатори – слабкі основи – це метиловий помаранчевий, метиловий червоний.

Таблиця 1 – Кислотно–основні індикатори

Індикатор	Колір в середовищі		
	кислому	нейтральному	лужному
Метилловий помаранчевий	червоний $pH < 3,1$	помаранчевий $3,1 < pH < 4,4$	жовтий $pH > 4,4$
Метилловий червоний	червоний $pH < 4,2$	помаранчевий $4,2 < pH < 6,3$	жовтий $pH > 6,3$
Фенолфталеїн	безбарвний $pH < 8,0$	безбарвний $8,0 < pH < 9,8$	пурпурний $pH > 9,8$
Лакмус	червоний $pH < 5,0$	фіолетовий $5,0 < pH < 8,0$	синій $pH > 8,0$

### 1.5 Добуток розчинності

Рівновага в системі може зберігатися як завгодно довго. За зміною умов спостерігається порушення рівноваги. Наприклад, при збільшенні концентрації одного із іонів за принципом Ле-Шательє рівновага зрушиться в напрямку зв'язування цього іону



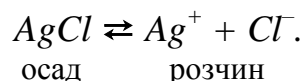
Якщо в розчин роданистоводневої кислоти додати її сіль –  $NH_4CNS$ , то рівновага зсунеться вліво, тобто ступень дисоціації кислоти зменшиться.

Введення в розчин слабого електроліту однойменних іонів зменшує ступень дисоціації цього електроліту.

Якщо іони зв'язувати в яку-небудь сполуку, тобто зменшувати його концентрацію, ступень дисоціації електроліту збільшується.

Так, іони водню  $H^+$  можна зв'язати гідроксид-іонами –  $OH^-$  у молекулу води.

В насиченому розчині важкорозчинного електроліту встановлюється динамічна рівновага між осадом електроліту та його іонами



Константа рівноваги визначається співвідношенням

$$K = \frac{[Ag^+] \cdot [Cl^-]}{[AgCl]}.$$

Оскільки  $[AgCl] = const$ , то при певній температурі

$$[Ag^+] [Cl^-] = const = DP.$$

*В насиченому розчині важкорозчинного електроліту добуток концентрації його іонів, взятих у ступені їх стехіометричних коефіцієнтів, при сталій температурі є величина стала, яка називається добутком розчинності і позначається **DP**.*

При збільшенні концентрації одного із іонів електроліту в насиченому розчині рівновага зсунеться в бік утворення осаду, оскільки добуток концентрації іонів електроліту стане більше ніж добуток розчинності (*DP*).

*Умовою утворення осаду є збільшення добутку концентрації іонів важкорозчинного електроліту над його **DP** (добутком розчинності)*

$$[Ag^+] [Cl^-] > DP_{AgCl} - \text{утворення осаду.}$$

Розчинність електроліту зменшується при введені в розчин однойменних іонів.

Якщо зменшити концентрацію одного із іонів, зв'язав його іншим іоном, то добуток концентрації іонів стане менше ніж добуток розчинності, розчин стане ненасиченим і рівновага зрушиться в напрямку розчинення осаду

$$[Ag^+] [Cl^-] < DP_{AgCl} - \text{розчинення осаду.}$$

*Розчинення осаду важкорозчинного електроліту відбувається при умові, що добуток концентрації його іонів менше значення величини добутку розчинності.*

### 1.5.1 Індивідуальні завдання

**Завдання 1.** Визначити концентрацію іонів (моль/л) та розчинність (моль/л; г/л), якщо відомий ДР.

1	ДР $Mg(OH)_2 = 3,2 \cdot 10^{-11}$	11	ДР $Cu_2S = 2,0 \cdot 10^{-47}$	21	ДР $Fe(OH)_3 = 3,8 \cdot 10^{-38}$
2	ДР $CaCO_3 = 4,8 \cdot 10^{-9}$	12	ДР $CoCO_3 = 1,0 \cdot 10^{-12}$	22	ДР $Ag_3AsO_4 = 1,0 \cdot 10^{-19}$
3	ДР $CaF_2 = 3,2 \cdot 10^{-11}$	13	ДР $Sb_2S_3 = 3,0 \cdot 10^{-27}$	23	ДР $PbSO_4 = 2,2 \cdot 10^{-8}$
4	ДР $BaSO_4 = 1,0 \cdot 10^{-10}$	14	ДР $SrSO_4 = 2,8 \cdot 10^{-7}$	24	ДР $Ag_2SO_4 = 7,0 \cdot 10^{-5}$
5	ДР $AgCl = 1,7 \cdot 10^{-10}$	15	ДР $FeS = 3,7 \cdot 10^{-19}$	25	ДР $Ca_3(PO_4)_2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$
6	ДР $PbCl_2 = 1,5 \cdot 10^{-4}$	16	ДР $AgI = 1,5 \cdot 10^{-16}$	26	ДР $BaCrO_4 = 2,0 \cdot 10^{-8}$
7	ДР $Ag_2CO_3 = 5,0 \cdot 10^{-12}$	17	ДР $CaSO_4 = 6,1 \cdot 10^{-5}$	27	ДР $Fe(OH)_2 = 4,8 \cdot 10^{-16}$
8	ДР $Se(OH)_3 = 1,0 \cdot 10^{-28}$	18	ДР $SrSO_4 = 2,8 \cdot 10^{-7}$	28	ДР $Sb(OH)_3 = 4,0 \cdot 10^{-42}$
9	ДР $Ni(OH)_2 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	19	ДР $Ag_3PO_4 = 1,8 \cdot 10^{-18}$	29	ДР $PbI_2 = 8,7 \cdot 10^{-9}$
10	ДР $CdCO_3 = 2,5 \cdot 10^{-14}$	20	ДР $Fe(OH)_2 = 4,8 \cdot 10^{-16}$	30	ДР $Ag_2S = 1,0 \cdot 10^{-51}$

**Завдання 2.** Розрахувати добуток розчинності речовини, якщо відома розчинність (моль/л)

1	$MnS = 2,36 \cdot 10^{-8}$	11	$PbCl_2 = 1,65 \cdot 10^{-2}$	21	$BaCO_3 = 8,9 \cdot 10^{-5}$
2	$Fe(OH)_2 = 0,5 \cdot 10^{-5}$	12	$Fe(OH)_3 = 1,9 \cdot 10^{-10}$	22	$PbSO_4 = 1,5 \cdot 10^{-4}$
3	$Co(OH)_3 = 0,4 \cdot 10^{-5}$	13	$AgI = 1,2 \cdot 10^{-8}$	23	$Mg(OH)_2 = 2,0 \cdot 10^{-4}$
4	$Pb_3(PO_4)_2 = 1,7 \cdot 10^{-7}$	14	$PbBr_2 = 2,7 \cdot 10^{-2}$	24	$PbI_2 = 1,5 \cdot 10^{-3}$
5	$Ag_3(PO_4)_2 = 1,55 \cdot 10^{-5}$	15	$Ag_2CrO_4 = 7,5 \cdot 10^{-5}$	25	$Sb_2S_3 = 2,0 \cdot 10^{-6}$
6	$SrSO_4 = 5,3 \cdot 10^{-4}$	16	$CaC_2O_4 = 5,1 \cdot 10^{-5}$	26	$Co(OH)_2 = 0,4 \cdot 10^{-5}$
7	$FeS = 6,4 \cdot 10^{-10}$	17	$AgBr = 0,6 \cdot 10^{-6}$	27	$FeS = 6,4 \cdot 10^{-10}$
8	$CuS = 2,0 \cdot 10^{-19}$	18	$CaCrO_4 = 0,15$	28	$AgBr = 0,6 \cdot 10^{-6}$
9	$CaCO_3 = 0,7 \cdot 10^{-4}$	19	$BaCrO_4 = 1,15 \cdot 10^{-5}$	29	$MnS = 2,36 \cdot 10^{-8}$
10	$SrSO_4 = 5,3 \cdot 10^{-4}$	20	$AgCl = 1,25 \cdot 10^{-5}$	30	$SrSO_4 = 5,3 \cdot 10^{-4}$



**Завдання 3.** Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів слідуєчих розчинів.

1	$\text{CaCl}_2, 2 \cdot 10^{-2} \text{ H}; \text{Na}_2\text{SO}_4, 2 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$
2	$\text{LaCl}_3, 2 \cdot 10^{-2} \text{ H}; \text{NaOH}, 3 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{La(OH)}_3} = 5,0 \cdot 10^{-21}$
3	$\text{Sr(NO}_3)_2, 2 \cdot 10^{-3} \text{ H}; \text{K}_2\text{SO}_4, 2 \cdot 10^{-3} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{SrSO}_4} = 3,6 \cdot 10^{-7}$
4	$\text{CuSO}_4, 1 \cdot 10^{-2} \text{ H}; (\text{NH}_4)_2\text{S}, 2 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{CuS}} = 4,0 \cdot 10^{-38}$
5	$\text{MnSO}_4, 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}; (\text{NH}_4)_2\text{S}, 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}, \text{ДР}_{\text{MnS}} = 5,6 \cdot 10^{-16}$
6	$\text{AgNO}_3, 2 \cdot 10^{-2} \text{ H}; \text{H}_2\text{SO}_4, 2 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 7,0 \cdot 10^{-5}$
7	$\text{AgNO}_3, 1 \cdot 10^{-3} \text{ H}; \text{KCl}, 1 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{AgCl}} = 1,7 \cdot 10^{-10}$
8	$\text{AgNO}_3, 1 \cdot 10^{-2} \text{ H}; \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, 1 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 2,0 \cdot 10^{-7}$
9	$\text{MnSO}_4, 10^{-1} \text{ H}; (\text{NH}_4)_2\text{S}, 2 \cdot 10^{-1} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{MnS}} = 5,6 \cdot 10^{-16}$
10	$\text{Pb(NO}_3)_2, 2 \cdot 10^{-1} \text{ H}; \text{NaCl}, 2 \cdot 10^{-1} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = 1,7 \cdot 10^{-5}$
11	$\text{CaCl}_2, 2 \cdot 10^{-1} \text{ H}; \text{Na}_2\text{SO}_4, 2 \cdot 10^{-1} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$
12	$\text{Mg(NO}_3)_2, 4 \cdot 10^{-3} \text{ H}; \text{Na}_2\text{S}, 6 \cdot 10^{-4} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{MgS}} = 2,0 \cdot 10^{-15}$
13	$\text{AgNO}_3, 5 \cdot 10^{-2} \text{ H}; \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, 5 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 2,0 \cdot 10^{-7}$
14	$\text{Ca(NO}_3)_2, 1 \cdot 10^{-2} \text{ H}; \text{H}_2\text{SO}_4, 4 \cdot 10^{-3} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$
15	$\text{Cd(NO}_3)_2, 1 \cdot 10^{-1} \text{ H}; \text{Na}_2\text{S}, 1 \cdot 10^{-1} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{CdS}} = 6,1 \cdot 10^{-5}$
16	$\text{FeCl}_3, 6 \cdot 10^{-3} \text{ H}; \text{KOH}, 4 \cdot 10^{-4} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Fe(OH)}_3} = 3,8 \cdot 10^{-38}$
17	$\text{Pb(NO}_3)_2, 1 \cdot 10^{-1} \text{ H}; \text{NaCl}, 4 \cdot 10^{-1} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = 1,7 \cdot 10^{-5}$
18	$\text{AgNO}_3, 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}; \text{H}_2\text{SO}_4, 2 \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 7,0 \cdot 10^{-5}$
19	$\text{AgNO}_3, 1 \cdot 10^{-4} \text{ H}; \text{HCl}, 1 \cdot 10^{-3} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{AgCl}} = 1,7 \cdot 10^{-10}$
20	$\text{AgNO}_3, 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}; \text{Na}_3\text{PO}_4, 1 \cdot 10^{-4} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = 1,8 \cdot 10^{-18}$
21	$\text{Pb(NO}_3)_2, 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{KI}, 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}, \text{ДР}_{\text{PbI}_2} = 8,7 \cdot 10^{-9}$
22	$\text{MnSO}_4, 2 \cdot 10^{-2} \text{ H}; (\text{NH}_4)_2\text{S}, 1 \cdot 10^{-2} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{MnS}} = 5,6 \cdot 10^{-16}$
23	$\text{FeCl}_3, 6 \cdot 10^{-3} \text{ H}; \text{KOH}, 4 \cdot 10^{-4} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Fe(OH)}_3} = 3,8 \cdot 10^{-38}$
24	$\text{CaCl}_2, 2 \cdot 10^{-3} \text{ H}; \text{Na}_3\text{PO}_4, 6 \cdot 10^{-3} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{Ca}_3\text{PO}_4} = 1,0 \cdot 10^{-25}$
25	$\text{CuCl}_2, 2 \cdot 10^{-3} \text{ H}; \text{K}_2\text{CO}_3, 1 \cdot 10^{-3} \text{ H}, \text{ДР}_{\text{CuSO}_4} = 2,4 \cdot 10^{-10}$
26	$\text{AgNO}_3, 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{KBr}, 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}, \text{ДР}_{\text{AgBr}} = 3,3 \cdot 10^{-13}$
27	$\text{AgNO}_3, 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{KI}, 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}, \text{ДР}_{\text{AgI}} = 1,5 \cdot 10^{-16}$
28	$\text{BaCl}_2, 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}, \text{ДР}_{\text{Ba}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 2,0 \cdot 10^{-10}$
29	$\text{NiCl}_2, 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{NaOH}, 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}, \text{ДР}_{\text{Ni(OH)}_2} = 7,0 \cdot 10^{-14}$
30	$\text{CdCl}_2, 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}; \text{NaOH}, 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}, \text{ДР}_{\text{CdSO}_4} = 1,2 \cdot 10^{-14}$

## 1.6 Реакції обміну в розчинах електролітів

В реакціях обміну в розчинах електролітів поряд з іонами сильних електролітів приймають участь молекули малодисоційованих сполук, малорозчинних та газоподібних речовин.

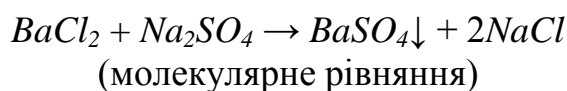
Такі реакції записуємо в вигляді іонно-молекулярних рівнянь: сильні електроліти в вигляді іонів, інші – як молекули.

Реакції обміну між іонами відбуваються з великою швидкістю.

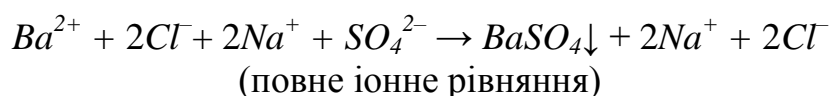
Розглянемо 4 варіанта реакцій обміну в розчинах електролітів, рівновага яких зрушена в бік продуктів реакції.

Реакції необоротні, якщо утворюється осад, слабкий електроліт, газоподібна речовина або комплексна сполука.

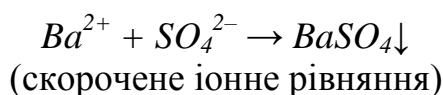
*Утворення малорозчинної сполуки:*



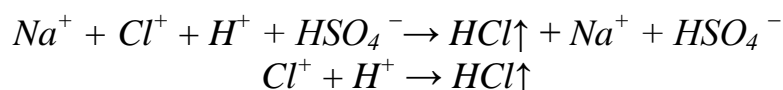
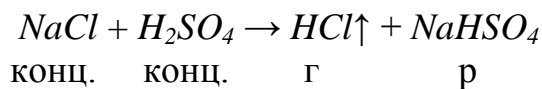
Хлорид барію, хлорид натрію та сульфат натрію сильні електроліти, тому записуємо їх в іонній формі, а осад сульфату барію – як молекулу



Скорочуємо однакові іони:



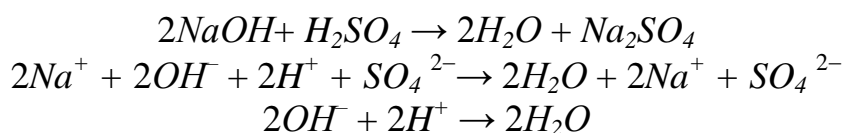
*Утворення газоподібної сполуки:*



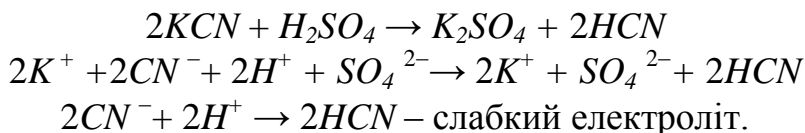
В наслідок процесу утворилась летка речовина – хлороводень.

*Утворення малодисоційованої сполуки:*

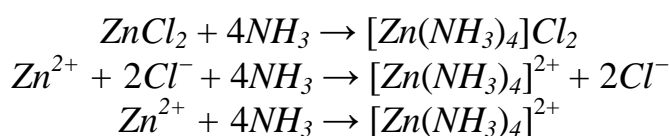
Реакція між сильною кислотою та лугом – реакція нейтралізації. Утворюються малодисоційовані молекули вода:



При взаємодії сильних електролітів – ціаніду калію та сірчаної кислоти – утворюється слабка ціановоднева кислота.



Утворення комплексних іонів:



Комплексні іони важко дисоціюють, тому реакція перебігає необоротно в бік їх утворення.

*Реакції обміну в розчинах практично йдуть необоротно і до кінця в тих випадках, коли утворюються малорозчинні речовини (осади, гази) або малодисоційовані сполуки (слабкі електроліти та комплексні іони).*

### 1.6.1 Індивідуальні завдання

**Завдання 1.** Записати дисоціацію кислот та основ (ступінчасто) та визначити як зміниться ступінь дисоціації сполук в 0,1 М та 0,01 М їхніх розчинах, якщо відома константа іонізації.

*Варіант*

- 1 азотиста кислота  $\text{HNO}_2$  –  $K_d = 6,9 \cdot 10^{-4}$ ;  
гідроксид хрому  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  –  $K_3 = 1,0 \cdot 10^{-10}$ ;
2. борна кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$  –  $K_d = 7 \cdot 10^{-4}$ ;  
гідроксид свинцю  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  –  $K_1 = 9,5 \cdot 10^{-4}$ ;
3. бромнуватиста кислота  $\text{HBrO}$  –  $K_d = 2,3 \cdot 10^{-9}$ ;  
гідроксид цинку  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  –  $K_2 = 4 \cdot 10^{-5}$ ;
4. германієва кислота  $\text{H}_4\text{GeO}_4$  –  $K_1 = 7,9 \cdot 10^{-10}$ ;  
гідроксид свинцю  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  –  $K_1 = 9,5 \cdot 10^{-4}$ ;
5. йодна кислота  $\text{H}_5\text{IO}_4$  –  $K_1 = 2,45 \cdot 10^{-2}$ ;  
гідроксид міді  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  –  $K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$ ;
6. йоднуватиста кислота  $\text{HIO}$  –  $K_d = 2,3 \cdot 10^{-11}$ ;  
гідроксид кальцію  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  –  $K_2 = 4 \cdot 10^{-2}$ ;

7	кремнієва кислота $H_4SiO_4$	$-K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$ ;
	гідроксид амоніаку $NH_4 \cdot OH$	$-K_d = 1,7 \cdot 10^{-5}$ ;
8.	марганцевиста кислота $H_2MnO_4$	$-K_2 = 7,1 \cdot 10^{-11}$ ;
	гідроксид барію $Ba(OH)_2$	$-K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$ ;
9.	миш'якова кислота $H_3AsO_4$	$-K_1 = 5,6 \cdot 10^{-3}$ ;
	гідроксид заліза (II) $Fe(OH)_2$	$-K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$ ;
10.	миш'яковиста кислота $H_3AsO_3$	$-K_d = 5,9 \cdot 10^{-10}$ ;
	гідроксид заліза (III) $Fe(OH)_3$	$-K_2 = 1,8 \cdot 10^{-11}$ ;
11.	роданистоводнева кислота $HCNS$	$-K_d = 10$ ;
	гідроксид літію $LiOH$	$-K_d = 6,8 \cdot 10^{-1}$ ;
12.	селениста кислота $H_2SeO_3$	$-K_1 = 1,8 \cdot 10^{-3}$ ; $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-9}$ ;
	гідроксид магнію $Mg(OH)_2$	$-K_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$ ;
13.	селеноводнева кислота $H_2Se$	$-K_1 = 1,3 \cdot 10^{-4}$ ; $K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$ ;
	гідроксид свинцю $Pb(OH)_2$	$-K_2 = 3 \cdot 10^{-8}$ ;
14.	селенова кислота $H_2SeO_3$	$-K_1 = 1 \cdot 10^3$ ; $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$ ;
	гідроксид марганцю (II) $Mn(OH)_2$	$-K_2 = 5 \cdot 10^{-4}$ ;
15.	сірчана кислота $H_2SO_4$	$-K_1 = 1 \cdot 10^3$ ; $K_2 = 1,15 \cdot 10^{-2}$ ;
	гідроксид натрію $NaOH$	$-K_d = 5,9$ ;
16.	сірчиста кислота $H_2SO_3$	$-K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ ; $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ;
	гідроксид стронцію $Sr(OH)_2$	$-K_2 = 1,5 \cdot 10^{-1}$ ;
17.	сірководнева кислота $H_2S$	$-K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$ ; $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$ ;
	гідроксид срібла $AgOH$	$-K_d = 5,0 \cdot 10^{-3}$ ;
18.	телуриста кислота $H_2TeO_3$	$-K_1 = 2,7 \cdot 10^{-3}$ ; $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-8}$ ;
	гідроксид алюмінію $Al(OH)_3$	$-K_3 = 1,4 \cdot 10^{-9}$ ;
19.	телуроводнева кислота $H_2Te$	$-K_1 = 2,3 \cdot 10^{-3}$ ; $K_2 = 6,9 \cdot 10^{-13}$ ;
	гідроксид барію $Ba(OH)_2$	$-K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$ ;
20.	телурова кислота $H_6TeO_4$	$-K_1 = 2,45 \cdot 10^{-8}$ ; $K_2 = 1,1 \cdot 10^{-11}$ ;
	гідроксид заліза (III) $Fe(OH)_3$	$-K_3 = 1,35 \cdot 10^{-12}$ ;
21.	тіосірчана кислота $H_2S_2O_3$	$-K_1 = 2,5 \cdot 10^{-1}$ ; $K_2 = 1,9 \cdot 10^{-2}$ ;
	гідроксид хрому $Cr(OH)_3$	$-K_3 = 1,0 \cdot 10^{-10}$ ;
22.	вугільна кислота $H_2CO_3$	$-K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ ; $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$ ;
	гідроксид магнію $Mg(OH)_2$	$-K_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$ ;
23.	оцтова кислота $CH_3COOH$	$-K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$ ;
	гідроксид кальцію $Ca(OH)_2$	$-K_2 = 4 \cdot 10^{-2}$ ;
24.	фосфориста кислота $H_3PO_3$	$-K_1 = 3,1 \cdot 10^{-2}$ ; $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-7}$ ;
	гідроксид літію $LiOH$	$-K_d = 6,8 \cdot 10^{-1}$ ;
25.	фосфорна кислота $H_3PO_4$	$-K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ ; $K_3 = 5 \cdot 10^{-13}$ ;
	гідроксид срібла $AgOH$	$-K_d = 5,0 \cdot 10^{-3}$ ;
26.	фосфорна кислота $H_3PO_4$	$-K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ ;

- гідроксид алюмінію  $Al(OH)_3$  –  $K_3 = 1,4 \cdot 10^{-9}$ ;  
 27. миш'якова кислота  $H_2AsO_4$  –  $K_2 = 1,7 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_3 = 2,95 \cdot 10^{-12}$ ;  
 гідроксид марганцю (II)  $Mn(OH)_2$  –  $K_2 = 5 \cdot 10^{-4}$ ;  
 28. хромова кислота  $H_2Cr_2O_7$  –  $K_1 = 1,6 \cdot 10^{-1}$ ;  $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$ ;  
 гідроксид міді  $Cu(OH)_2$  –  $K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$ ;  
 29. ціановоднева кислота  $HCN$  –  $K_d = 5 \cdot 10^{-10}$ ;  
 гідроксид натрію  $NaOH$  –  $K_d = 5,9$ ;  
 30. селенова кислота  $H_2SeO_3$  –  $K_1 = 1 \cdot 10^3$ ;  $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$ ;  
 гідроксид амоніаку  $NH_4 \cdot OH$  –  $K_d = 1,7 \cdot 10^{-5}$ .

варіант	Завдання 2	Завдання 3			
	Записати повні іонно–молекулярні та скорочені іонні рівняння реакції	Визначити ефективну молярну концентрацію ( $C_f$ ) іонів електролітів, знаючи його концентрацію ( $C_m$ ), ступінь дисоціації ( $\alpha$ ), розбавлення ( $\beta$ ):	електроліт	$C_m$	$\alpha$
1	$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + NaCl$	$Na_2CO_3$	2	0,7	0,5
2	$Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2O$	$HNO_3$	0,35	0,84	2,0
3	$Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow PbI_2 + KNO_3$	$Ca(OH)_2$	0,2	0,9	1,0
4	$FeS + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2S$	$Ba(NO_3)_2$	0,6	0,76	0,75
5	$BiCl_3 + H_2S \rightarrow Bi_2S_3 + HCl$	$CuSO_4$	0,125	0,64	1,0
6	$2CuSO_4 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow (CuOH)_2SO_4 + CO_2 + Na_2SO_4$	$ZnBr_2$	0,6	0,83	0,5
7	$AlCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + CO_2 + NaCl$	$K_2Cr_2O_7$	0,3	0,65	0,3
8	$4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$	$KClO_4$	0,04	0,75	0,5
9	$NiSO_4 + NaOH \rightarrow Ni(OH)_2 + Na_2SO_4$	$TiCl_4$	0,5	0,6	0,7
10	$NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$	$BaCl_2$	0,05	0,72	1,0
11	$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + NaCl$	$Na_3AsO_4$	0,1	0,61	1,0
12	$MgOHCl + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$	$Na_2S$	0,1	0,6	1,0
13	$8HI + H_2SO_4 \rightarrow 4I_2 + H_2S + 4H_2O$	$K_2SiO_3$	0,3	0,7	0,8
14	$4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$	$KClO_3$	0,04	0,75	0,5
15	$Pb(CH_3COO)_2 + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + CH_3COOH$	$K_2Cr_2O_7$	0,1	0,7	1,0
16	$CaCl_2 + AgNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + AgCl$	$Cr(NO_3)_2$	0,2	0,8	0,5
17	$CH_2COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$	$K_2S$	0,3	0,7	0,8
18	$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$	$MnCl_2$	0,4	0,8	1,0
19	$NiSO_4 + NaOH \rightarrow Ni(OH)_2 + Na_2SO_4$	$TiCl_2$	0,5	0,6	0,7
20	$NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$	$AlCl_3$	0,5	0,8	1,0
21	$Na_2SiO_3 + HCl \rightarrow H_2SiO_3 + NaCl$	$K_2SO_3$	0,3	0,6	1,0
22	$Al_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + Na_2SO_4$	$FeSO_4$	0,2	0,7	0,7
23	$Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$	$NaNO_3$	0,5	0,9	0,8

24	$FeCl_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$	$LiCl$	0,1	0,75	1,0
25	$Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2S$	$Cd(NO_3)_2$	0,3	0,6	0,75
26	$NH_2Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + NH_4OH$	$Mn(NO_3)_2$	0,2	0,7	0,9
27	$K_2CO_3 + HCl \rightarrow KCl + H_2O + CO_2$	$Co(NO_3)_2$	0,3	0,6	0,8
28	$AlBr_3 + AgNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + AgBr$	$NiSO_4$	0,02	0,8	1,0
29	$CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$	$CuCl_2$	0,2	0,7	0,5
30	$Pb(NO_3)_2 + Na_2S \rightarrow NaNO_3 + PbS$	$Zn(NO_3)_2$	0,5	0,6	1,0

## 1.7 Гідроліз солей

Реакція обміну між речовиною та водою зветься гідролізом. Гідролізу підлягають солі, вуглеводи, білки, естери, жири тощо.

В неорганічній хімії найчастіше мають справу з гідролізом солей. Хімічна взаємодія солей з водою призводить до утворення слабого електроліту або слабозрочинного електроліту.

Гідроліз є наслідком поляризаційної взаємодії іонів солі з їх гідратною оболонкою.

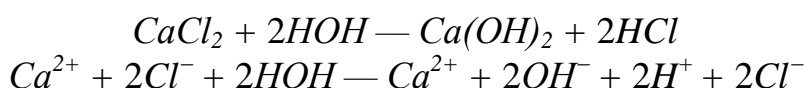
Розглянемо 4 типа солей:

### 1. Сіль утворена сильною основою та сильною кислотою.

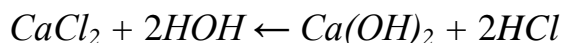
До сильних основ належать луги – розчинні основи лужних металів та основи  $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ .

**Сильні** кислоти –  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$ .

При взаємодії солі  $CaCl_2$ , утвореної сильною основою  $Ca(OH)_2$  та сильною кислотою  $HCl$ , з водою не утворюється слабкий електроліт, який би зв'язав іони води ( $H^+$  чи  $OH^-$ )



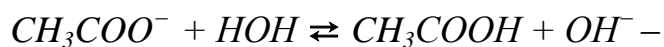
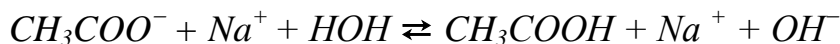
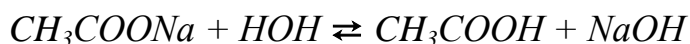
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини –  $H_2O$ :



Тобто солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують. А розчини таких солей нейтральні –  $pH = 7$ .

2. **Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами** ( $H_2S$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $CN^-$ ,  $CNS^-$ ,  $CH_3COO^-$  та інш.). відбувається гідроліз за аніоном (іоном слабого електроліту). Внаслідок чого утворюється слабкий електроліт, а розчин має лужну реакцію –  $pH > 7$ .

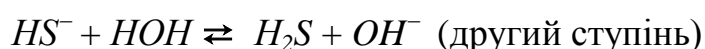
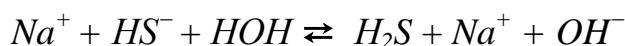
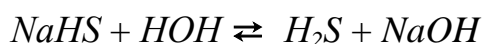
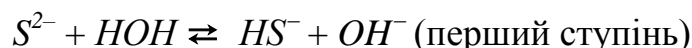
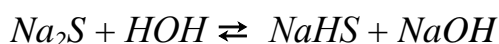
Наприклад, сіль  $CH_3COONa$ .



– реакція розчину лужна,  $pH > 7$

Внаслідок гідролізу солі іони водню води ( $H^+$ ) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок  $OH^-$  –іонів. Тому розчин солі, що утворений сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію –  $pH > 7$ .

Солі багато основних кислот гідролізують ступінчасто



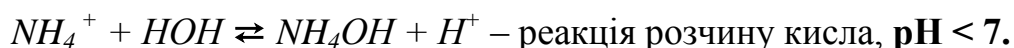
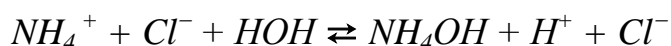
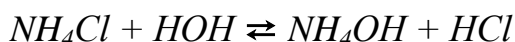
реакція розчину лужна,  $pH > 7$

В разі багатоосновних кислот солі, що утворені з них та лугів, гідролізують з утворенням кислих солей. Розчин таких солей теж має лужну реакцію –  $pH > 7$ .

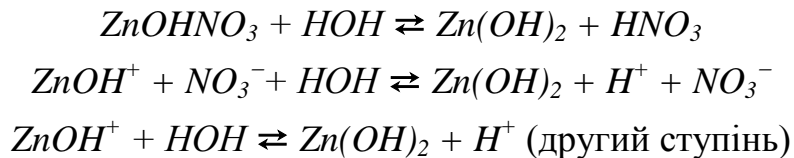
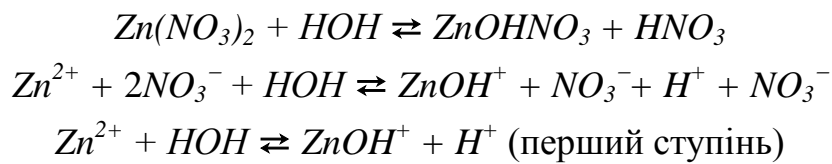
Гідроліз тим інтенсивніше, чим слабкіша кислота.

### **3. Солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами** ( $Al^{3+}$ , $Zn^{2+}$ , $Mn^{2+}$ , $NH_4^+$ та інш.).

Відбувається **гідроліз за катіоном**. Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок водневих іонів  $H^+$ . реакція розчину – кисла –  $pH < 7$ .



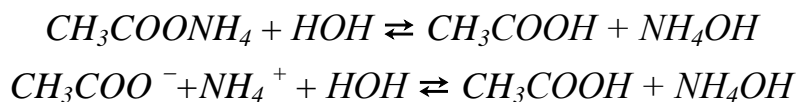
Солі багатоосновних основ гідролізують ступінчасто



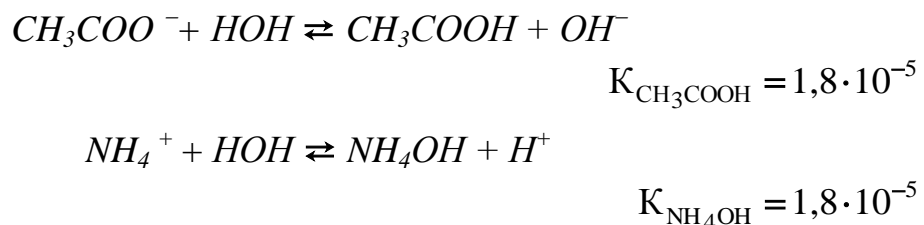
Накопичується надлишок іонів водню – реакція розчину кисла –  $\text{pH} < 7$ .

Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

**4. Солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою.**  
**Гідроліз йде за катіоном та аніоном.**

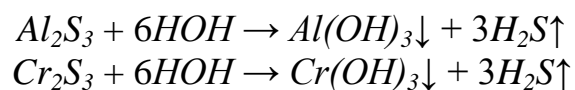


Одночасно йдуть обидва процеси:

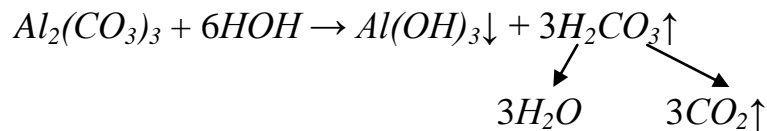


Реакція розчину залежить від співвідношення констант іонізації речовин, що утворюються, – слабкої основи та слабкої кислоти. Вона може бути або слабо кислою, або слабо основною –  $\text{pH} \approx 7$ . В наведеному прикладі константи дисоціації кислоти та основи співпали, то реакція розчину – нейтральна ( $\text{pH} = 7$ ).

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію, хрому, карбонату алюмінію з водою:







Такі солі неможливо добути внаслідок їх гідролізу в водних розчинах.

Таблиця 2. – Константи іонізації деяких кислот та основ  
(для T = 298 K)

Назва	Формула	K <sub>a</sub>	pK = -lg K <sub>a</sub>
1	2	3	4
Азотиста кислота	HNO <sub>2</sub>	6,9·10 <sup>-4</sup>	3,16
Борна кислота	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	7,1·10 <sup>-10</sup>	9,15
Германієва кислота	H <sub>4</sub> GeO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 7,9·10 <sup>-10</sup>	9,10
		K <sub>2</sub> 2,0·10 <sup>-13</sup>	12,7
Йоднуватиста кислота	HIO	2,3·10 <sup>-11</sup>	10,64
Кремнієва кислота	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 1,3·10 <sup>-10</sup>	9,9
		K <sub>2</sub> 1,6·10 <sup>-12</sup>	11,8
		K <sub>3</sub> 2,0·10 <sup>-14</sup>	13,7
Миш'якова кислота	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> 5,6·10 <sup>-3</sup>	2,25
		K <sub>2</sub> 1,7·10 <sup>-7</sup>	6,77
		K <sub>3</sub> 2,95·10 <sup>-12</sup>	11,53
Миш'яковиста кислота	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	5,9·10 <sup>-10</sup>	9,23
Селеноводнева кислота	H <sub>2</sub> Se	K <sub>1</sub> 1,3·10 <sup>-4</sup>	3,89
		K <sub>2</sub> 1,0·10 <sup>-11</sup>	11,0
Сірчиста кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> 1,4·10 <sup>-2</sup>	1,85
		K <sub>2</sub> 6,2·10 <sup>-8</sup>	7,20
Сірководнева кислота	H <sub>2</sub> S	K <sub>1</sub> 1,0·10 <sup>-7</sup>	6,99
		K <sub>2</sub> 2,5·10 <sup>-13</sup>	12,60
Вугільна кислота	CO <sub>2</sub> (р)+H <sub>2</sub> O	K <sub>1</sub> 4,5·10 <sup>-7</sup>	6,35
		K <sub>2</sub> 4,8·10 <sup>-11</sup>	10,32
Оцтова кислота	CH <sub>3</sub> COOH	1,74·10 <sup>-5</sup>	4,76
Фосфориста кислота	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> 3,1·10 <sup>-2</sup>	1,51
		K <sub>2</sub> 1,6·10 <sup>-7</sup>	6,79
Хлорнуватиста кислота	HClO	2,95·10 <sup>-8</sup>	7,53
Ціановоднева кислота	HCN	5,0·10 <sup>-10</sup>	9,30

Продовження таблиці 2.

1		2	3	4
Алюмінію гідроксид	K <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	1,38·10 <sup>-9</sup>	8,86
Аміаку розчин		H <sub>3</sub> N + H <sub>2</sub> O	1,76·10 <sup>-5</sup>	4,755
Заліза (II) гідроксид	K <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>2</sub>	1,3·10 <sup>-4</sup>	3,89
Заліза (III) гідроксид	K <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	1,82·10 <sup>-11</sup>	10,74
	K <sub>3</sub>		1,35·10 <sup>-12</sup>	11,87
Магнію гідроксид	K <sub>2</sub>	Mg(OH) <sub>2</sub>	2,5·10 <sup>-3</sup>	2,6
Марганцю (II) гідроксид	K <sub>2</sub>	Mn(OH) <sub>2</sub>	5,0·10 <sup>-4</sup>	3,30
Міді (II) гідроксид		Cu(OH) <sub>2</sub>	3,4·10 <sup>-7</sup>	6,47
Свинцю (II) гідроксид	K <sub>1</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>	9,55·10 <sup>-4</sup>	3,02
	K <sub>2</sub>		3,0·10 <sup>-8</sup>	7,52
Срібла гідроксид		AgOH	5,0·10 <sup>-3</sup>	2,30
Цинку гідроксид	K <sub>2</sub>	Zn(OH) <sub>2</sub>	4,0·10 <sup>-5</sup>	4,4

### 1.7.1 Ступінь гідролізу. Константа гідролізу

Кількісно гідроліз характеризується ступенем гідролізу –  $\alpha_2$ , та константою гідролізу –  $K_2$ .

Ступінь гідролізу – відношення числа молекул, які гідролізуються, до загального числа молекул

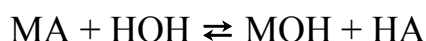
$$\alpha_2 = \frac{C_2}{C},$$

де  $C_2$  – концентрація гідролізованої частини речовини,

$C$  – загальна концентрація розчиненої речовини.

Ступінь гідролізу залежить від концентрації та температури.

Гідроліз солі  $MA$  можна записати в загальному вигляді



Константа рівноваги

$$K_p = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA] \cdot [H_2O]}$$

Але  $[H_2O]$  в розведених розчинах стала та дорівнює 55,5 моль/л. Тоді

$$K \cdot [H_2O] = const$$

та називається константою гідролізу

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]}$$

Для гідролізу по аніону

$$K_2 = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}$$

де  $K_{H_2O}$  – іонний добуток води;  $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$ .

Для гідролізу по катіону

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}$$

Для гідролізу по катіону та аніону

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}}$$

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабша кислота (основа), сіль якої підлягає гідролізу, тим повільніше йде гідроліз.

Взаємозв'язок ступеня гідролізу ( $\alpha_2$ ) з константою гідролізу ( $K_2$ ) такий самий, як для ступеня та константи іонізації (дисоціації) – закон розведення Оствальда.

$$K_2 = \frac{\alpha_2^2 \cdot C_m}{1 - \alpha_2}$$

Якщо  $\alpha_2 \ll 1$ ,

$$K_2 = \alpha_2^2 \cdot C_m,$$

$$\alpha_2 = \sqrt{\frac{K_2}{C_m}}.$$

*При розведенні розчину солі, яка підверглась гідролізу, ступінь її гідролізу зростає.*

Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати лугу (для солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою) або кислоту (для солей, утворених сильною кислотою та слабкою основою).

Ступінь гідролізу –  $\alpha_2$  – зростає з ростом температури. Це витікає з принципу Ле-Шательє. Усі реакції нейтралізації екзотермічні, то зворотні – реакції гідролізу – ендотермічні. Тому із зростанням температури збільшується ступінь гідролізу. Для послаблення гідролізу розчини солей треба зберігати при низькій температурі.

### 1.8 Запитання до самоперевірки

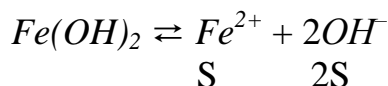
1. Чим відрізняються властивості розчинів електролітів від властивостей розчинів неелектролітів? Чим пояснюється така відмінність?
2. Пояснити, коли придатна фізична теорія розчинів.
3. Вказати основні положення теорії електролітичної дисоціації. Хто її автор?
4. Механізм електролітичної дисоціації. Розвиток теорії відбувся в працях яких вчених?
5. Хімічна теорія розчинів.
6. Як дисоціюють електроліти? Які сполуки можна віднести до електролітів?
7. Дисоціація амфолітів, її принцип.
8. Як відбувається дисоціація кислих та основних солей?
9. Як відбувається дисоціація комплексних сполук? Константа нестійкості.
10. Що таке ступінь дисоціації? Як визначається сила електролітів?
11. Які фактори впливають на ступінь дисоціації?
12. Як визначити константу дисоціації?
13. Яким чином зв'язані ступінь дисоціації та константа дисоціації?
14. Сформулювати закон розведення Оствальда.
15. Що таке активність електроліту та в яких випадках її застосовують?
16. Що таке іонний добуток води?
17. Що показує водневий показник?
18. Як визначити реакції розчину, за допомогою яких речовин?
19. Які кислотно–основні індикатори ви знаєте, та як змінюється їх колір в різних середовищах?
20. Що таке добуток розчинності? Як відбувається зсув іонної рівноваги?
21. Коли випадає осад? Коли він розчиняється?
22. Коли реакції обміну йдуть до кінця?
23. Що таке гідроліз? Які типи солей взаємодіють з водою?
24. Коли відбувається ступінчастий гідроліз?
25. Охарактеризувати ступінь гідролізу та константу гідролізу, вказати, як вони пов'язані.

## 1.9 Приклади розв'язання завдань

**Приклад 1.** Визначити концентрацію іонів (моль/л) та розчинність речовини (моль/л, г/л), якщо відомий добуток розчинності гідроксиду залізі (II).  $DP(Fe(OH)_2) = 4,8 \cdot 10^{-16}$ .

Розв'язання.

Записуємо рівняння іонізації



Позначаємо розчинність іона заліза та гідроксид-іонів.

Добуток розчинності  $Fe(OH)_2$  становить

$$DP(Fe(OH)_2) = [Fe^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3.$$

Знаходимо розчинність в моль/л:

$$S = \sqrt[3]{\frac{DP}{4}}; \quad S = \sqrt[3]{\frac{4,8 \cdot 10^{-16}}{4}} = \sqrt[3]{12 \cdot 10^{-15}} = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Знаходимо розчинність речовини в г/л:

для цього

$$S = S \text{ моль/л} \cdot M(Fe(OH)_2)$$
$$S = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot 90 \text{ г/моль} = 2,07 \cdot 10^{-3} \text{ г/л.}$$

Концентрація іонів  $Fe^{2+}$

$$C_{Fe^{2+}} = \sqrt[3]{\frac{4,8 \cdot 10^{-16}}{4}} = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Концентрація іонів  $OH^-$

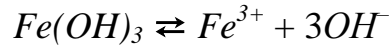
$$C_{OH^-} = 2C_{Fe^{2+}} = 4,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

*Відповідь:* розчинність гідроксиду заліза (II) становить  $2,3 \cdot 10^{-5}$  моль/л або  $2,07 \cdot 10^{-3}$  г/л; концентрація  $Fe^{2+}$  дорівнює  $2,3 \cdot 10^{-5}$  моль/л, концентрація  $OH^-$  –  $4,6 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

**Приклад 2.** Розрахувати добуток розчинності речовини, якщо відома розчинність  $Fe(OH)_3$ , яка становить  $1,9 \cdot 10^{-10}$  моль/л.

Розв'язання.

Записуємо рівняння дисоціації  $Fe(OH)_3$



Визначаємо концентрацію іонів  $Fe^{3+}$  –  $1,9 \cdot 10^{-10}$  моль/л.

Визначаємо концентрацію  $OH^-$  іонів:

$$3C_{Fe^{3+}} = 3 \cdot 1,9 \cdot 10^{-10} = 5,7 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л}$$

Добуток розчинності  $Fe(OH)_3$  становить

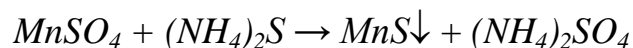
$$\begin{aligned} DP(Fe(OH)_3) &= [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = 1,9 \cdot 10^{-10} \cdot (5,7 \cdot 10^{-10})^3 = \\ &= 1,9 \cdot 10^{-10} \cdot 185 \cdot 10^{-30} = 3,5 \cdot 10^{-38} \end{aligned}$$

Відповідь: добуток розчинності  $Fe(OH)_3$  дорівнює  $DP(Fe(OH)_3) = 3,5 \cdot 10^{-38}$ .

**Приклад 3.** Чи випадє осад при змішуванні рівних об'ємів  $10^{-2}$  н розчину  $MnSO_4$  та  $2 \cdot 10^{-1}$  н розчину  $(NH_4)_2S$ .

Розв'язання.

Записуємо рівняння реакції



Знаходимо значення добутку розчинності  $MnS$ , яке становить

$$DP(MnS) = 5,6 \cdot 10^{-16}$$

Визначаємо  $C_m$  розчинів:

якщо  $C_{екв}(MnSO_4) = 10^{-2}$  моль/л, то  $C_m(MnSO_4) = 1/2 C_{екв} = 1/2 \cdot 10^{-2} = 0,5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-3}$  моль/л.

$C_{екв}((NH_4)_2S) = 2 \cdot 10^{-1}$  моль/л, то  $C_m((NH_4)_2S) = 1 \cdot 10^{-1}$  моль/л

Але при змішуванні речовин об'єм став вдвічі більше, тому концентрація іонів  $Mn^{2+}$  та  $S^{2-}$  зменшується вдвічі і становить:

$$C_{Mn^{2+}} = 1/2 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$C_{S^{2-}} = 1/2 \cdot 1 \cdot 10^{-1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Знаходимо добуток концентрацій

$$\begin{aligned} [Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] &= 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-2} = \\ &= 12,5 \cdot 10^{-5} = 1,25 \cdot 10^{-4} \end{aligned}$$

Якщо  $[Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] > ДР(MnS)$ , то випадає осад

$$1,25 \cdot 10^{-4} > 5,6 \cdot 10^{-16}$$

*Відповідь:* при змішуванні рівних об'ємів розчинів  $MnSO_4$  та  $(NH_4)_2S$  випадає осад, тому що добуток концентрацій іонів більше ніж добуток розчинності  $MnS$ .

**Приклад 4.** *Визначити концентрацію іонів водню ( $H^+$ ), гідроксид-іонів ( $OH^-$ ),  $pOH$  в розчині,  $pH$  якого становить 7,4.*

*Розв'язання:*

Оскільки  $pH$  та  $pOH$  – від'ємні логарифми, то треба користуватися таблицею логарифмів

$\lg 1 = 0$	$\lg 5 = 0,70$
$\lg 1,4 = 0,15$	$\lg 6 = 0,78$
$\lg 1,6 = 0,20$	$\lg 6,31 = 0,80$
$\lg 2 = 0,30$	$\lg 6,61 = 0,82$
$\lg 2,5 = 0,40$	$\lg 7 = 0,84$
$\lg 3 = 0,48$	$\lg 8 = 0,90$
$\lg 4 = 0,60$	$\lg 9 = 0,95$

Визначимо значення  $pOH$  розчину за виразом

$$\begin{aligned} pH + pOH &= 14 \\ pOH &= 14 - pH = 14 - 7,4 = 6,6 \end{aligned}$$

Розраховуємо концентрацію іонів водню за рівнянням

$$\begin{aligned} pH &= -\lg [H^+] = -7,4 = -8 + 0,6 \\ [H^+] &= 4 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л} \end{aligned}$$

( $\lg x = 0,6 \Rightarrow x = 4$  – див. табл.  $\lg$ ;  $-8$  – вказує на ступінь, в яку треба піднести основу десяткового логарифма – 10)

Визначаємо концентрацію  $OH^-$ -іонів в розчині

$$pOH = -\lg [OH^-] = -6,6 = -7 + 0,4$$

Відповідно:  $[OH^-] = 2,5 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

*Відповідь:* якщо розчин має  $pH = 7,4$ , то  $pOH = 6,6$ ;  $[H^+]$  становить  $4 \cdot 10^{-8}$  моль/л, а  $[OH^-] = 2,5 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

**Приклад 5.** Концентрація іонів водню в розчині становить  $1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/л. Визначити  $pH$ ,  $pOH$  розчину та концентрацію гідроксид-іонів.

Розв'язання:

$$[H^+] = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\begin{aligned} \text{Визначаємо: } * pH &= -\lg [H^+] = -\lg [1,4 \cdot 10^{-3}] = -[\lg 1,4 + \lg 10^{-3}] = \\ &= -[0,15 - 3] = 2,85 \end{aligned}$$

(\* див. табл.. логарифмів в прикладі 4).

Розраховуємо  $pOH$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 2,85 = 11,15$$

Визначаємо концентрацію гідроксид-іонів в розчині

$$\begin{aligned} pOH &= -\lg [OH^-] = -11,15 = -12 + 0,85 \\ [OH^-] &= 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Концентрацію  $[OH^-]$  також можна визначити за іонним добутком води:

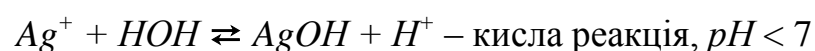
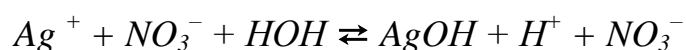
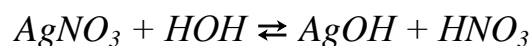
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-3}} = 0,71 \cdot 10^{-11} = 7,1 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

**Відповідь:** при концентрації іонів водню  $1,4 \cdot 10^{-3}$  моль/л  $pH$  розчину становить 2,85;  $pOH$  розчину – 11,15; концентрація  $[OH^-] = 7,1 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

**Приклад 6.** Скласти молекулярні, іонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі  $AgNO_3$ , вказати реакцію розчину ( $pH$ ), як її визначити (індикатор) та записати константу гідролізу.

Розв'язання:

$AgNO_3$  – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи – гідроліз по катіону. Іони срібла будуть зв'язувати гідроксид-іони води, а іони водню будуть накопичуватися. Надлишок іонів водню в розчині відповідає кислому середовищу –  $pH < 7$ .





Кислу реакцію розчину визначають за допомогою індикатора – лакмусу. Розчин забарвлюється в червоний колір.

Константу гідролізу за катіоном визначають за виразом

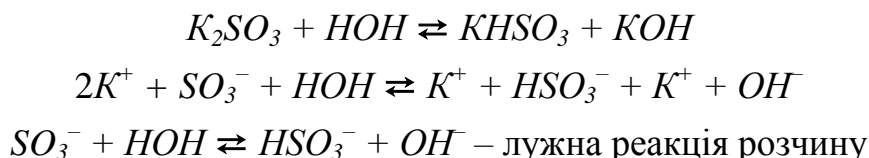
$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{AgOH}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

Константа іонізації  $AgOH$  становить  $5,0 \cdot 10^{-3}$  (див. Табл. 2)

*Відповідь:* гідроліз по катіону йде з утворенням слабкої основи  $AgOH$ , реакція розчину кисла ( $pH < 7$ ), на що вказує червоне забарвлення розчину при доданні лакмусу. Константа гідролізу дорівнює  $2,0 \cdot 10^{-12}$ .

**Приклад 7.** *Скласти молекулярні, іонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі  $K_2SO_3$ , вказати реакцію розчину ( $pH$ ), як її визначити (індикатор) та записати константи гідролізу.*

Розв'язання:  $K_2SO_3$  – сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз йде з утворенням слабого електроліту. Слід очікувати утворення слабкої кислоти –  $H_2SO_3$ . Сірчиста кислота – двохосновна, тобто гідроліз йде по двом ступеням. По першій ступені буде утворюватися кисла сіль:



Аніони сірчистої кислоти  $SO_3^{2-}$  зв'язуються іонами водню води та утворюється деякий надлишок гідроксид-іонів ( $OH^-$ ), які вказують на лужну реакцію розчину ( $pH > 7$ ). Лужне середовище можна визначити за допомогою індикатора фенолфталеїну, який забарвлює розчин у малиновий колір.

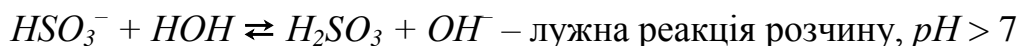
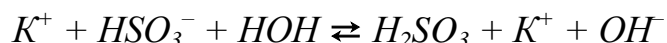
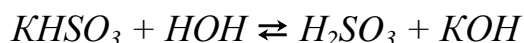
Константа гідролізу за аніоном за першим ступенем:

$$K_{21} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [OH^-]}{[SO_3^{2-}]} \text{ або } K_{21} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа іонізації  $H_2SO_3$  за першим ступенем становить

$$\begin{aligned} K_1(H_2SO_3) &= 1,4 \cdot 10^{-2} \\ K_{21} &= \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,71 \cdot 10^{-12} \end{aligned}$$

Гідроліз за аніоном за другим ступенем



Додавання фенолфталеїну забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу по аніону за другим ступенем:

$$K_{z2} = \frac{[H_2SO_3] \cdot [OH^-]}{[HSO_3^-]} \text{ або } K_{z2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа іонізації  $H_2SO_3$  за першим ступенем становить

$$K_1(H_2SO_3) = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{z1} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 0,16 \cdot 10^{-6}$$

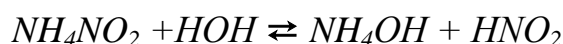
*Відповідь:* Гідроліз по аніону йде з утворенням кислої солі (за першим ступенем) та слабкої кислоти (за другим ступенем). Реакція розчину лужна ( $pH > 7$ ). Константи гідролізу дорівнюють  $K_1 = 0,71 \cdot 10^{-12}$ ;  $K_2 = 016 \cdot 10^{-6}$ .

### **Приклад 8. Гідроліз за катіоном та аніоном солі $NH_4NO_3$**

Розв'язання:

$NH_4NO_3$  – сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою.

Гідроліз відбувається за катіоном та аніоном.



Оскільки іони води зв'язуються з утворенням основи та кислоти, то реакція розчину приблизно нейтральна ( $pH \approx 7$ ). Але більш повну відповідь одержимо, якщо порівняємо константи іонізації основи та кислоти

$$K(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5} \quad K(HNO_2) = 6,9 \cdot 10^{-4}$$

Азотиста кислота дисоціює краще. Тобто реакція розчину слабо кисла ( $pH \leq 7$ ).

Константа гідролізу за катіоном та аніоном залежить від констант іонізації кислоти та основи

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-4}} = 0,08 \cdot 10^{-5} = 8 \cdot 10^{-3}$$

*Відповідь:* Гідроліз за катіоном та аніоном дає реакцію слабо кислу або слаболужну в залежності від констант іонізації кислоти та основи.

### 1.10 Індивідуальні завдання

варіант	Завдання 1	Завдання 2	Завдання 3
		Скласти молекулярні, іонно-молекулярні та скорочені іонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ( $K_{гдр}$ ), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір	Визначити концентрацію іонів водню, гідроксид-іонів, рОН в розчині, рН якого дорівнює
1	$SnCl_2, Na_2S$	6,8	0,01
2	$AlCl_3, CH_3COOK$	7,2	0,2
3	$Li_2CO_3, MgSO_4$	4,0	0,003
4	$RbCl, CuSO_4$	3,7	0,5
5	$NiSO_4, NaH_2PO_4$	3,1	0,06
6	$K_2SO_3, TiCl_3$	2,4	0,007
7	$K_2SnO_3, FeCl_3$	1,2	0,04
8	$Mg(HCO_3)_2, NiCl_2$	6,9	0,0016
9	$Ca_3(PO_4)_3, CrCl_2$	11,5	0,0007
10	$CoCl_2, K_2S$	7,8	1,6
11	$(NH_4)_2CO_3, KCl$	2,2	0,08
12	$FeSO_4, Na_2SO_3$	8,3	0,25
13	$Hg(NO_3)_2, NH_4NO_3$	10,1	0,002
14	$NaHCO_3, NiCl_3$	6,3	0,0016
15	$ZnCl_2, CaS$	9,4	0,004
16	$NaNO_3, FeCl_2$	8,7	0,0005
17	$NH_4Br, CuCl_2$	2,8	0,06
18	$CaCl_2, NaNO_2$	9,8	0,003
19	$Na_3PO_4, CrCl_2$	10,5	0,0007
20	$MgSO_4, Na_2S$	11,7	0,0025
21	$NaNO_3, KCNS$	1,9	0,014

22	$Zn(NO_3)_2, CaCO_3$	12,3	0,002
23	$NaCN, NH_4NO_2$	5,6	0,009
24	$K_2CO_3, Cr(NO_3)_2$	13,1	0,08
25	$NH_4Cl, NaF$	2,9	0,006
26	$Na_2HPO_4, ZnBr_2$	12,7	0,0014
27	$FeCl_2, CH_3COONa$	6,5	0,05
28	$CH_3COONH_4, CoCl_2$	7,8	0,07
29	$MnSO_4, KI$	5,4	0,0009
30	$SnCl_2, Na_2SO_4$	12,3	0,1

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

### „Приготування розчинів певної концентрації та її визначення”

**Мета роботи** – оволодіння навиками приготування розчинів різної концентрації з сухої солі, з кристалогідрату або більш концентрованого розчину;

– методикою розрахунку навішувань речовин, необхідних для приготування розчинів заданої концентрації;

– навиками визначення концентрації розчинів за допомогою ареометра.

### ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

#### Способи визначення складу розчинів

**Розчини** – це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад. Існують різні засоби чисельного визначення складу розчинів

Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями.

**Концентрація речовини** – фізична величина (розмірна або безрозмірна), що визначає кількісний вміст розчину, суміші або розплав.

Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масовій чи об’ємній кількості розчину або розчинника.

#### Масові концентрації

**Масова частка** розчиненої речовини ( $\omega$ ) – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_B}{m_{p-ny}} = \frac{m_B}{m_B + m_S}; \quad \omega = \frac{m_B}{\rho \cdot V}$$

де  $\omega$  – масова частка розчиненої речовини;  $m_B$  – маса розчиненої речовини  $B$ ;  $m_{p-ny}$  – загальна маса розчину;  $m_S$  – маса розчинника;  $\rho$  – густина розчину, г/см<sup>3</sup>;  $V$  – об’єм розчину.

Масова частка розчиненої речовини  $\omega$  – це безрозмірна фізична величина, зазвичай виражається в долях одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – соди у воді дорівнює 0,05 або 5%. Це означає, що в розчині соди масою 100 г міститься сода масою 5 г і вода масою 95 г.

**Процентна концентрація (С%)** – маса розчиненої речовини в 100 г розчину

$$C\% = \omega \cdot 100\%.$$

**Молярна частка (N<sub>i</sub>)** – відношення кількості речовини ( $n_B$ ) до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де  $n_1$  і  $n_2$  – число моль розчинника і розчиненої речовини,  $N_i$  – молярна частка – безрозмірна фізична величина.

**Молярна концентрація** – (молярність,  $C_m$ ) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси (1 кг = 1000 г) розчинника.

$$C_m = \frac{n_B}{m_S}; \quad C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_S}, \text{ (моль/кг),}$$

де  $m$  і  $m_S$  – маса розчиненої речовини і розчинника;  $M$  – молярна маса розчиненої речовини. Скорочене позначення одиниці молярності моль/кг.

**Масова концентрація** речовини  $B$  – дорівнює масі розчиненої речовини  $B$  ( $m_B$ ), поділеної на об'єм розчину ( $V$ ):

$$\rho_B = \frac{m_B}{V}, \text{ (г/л).}$$

### **Об'ємні концентрації**

**Об'ємна частка** розчиненої речовини ( $\varphi_B$ ) – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{p-ny}}; \quad \varphi_B = \frac{V_B}{V_B + V_S},$$

де  $\varphi$  – об'ємна частка розчиненої речовини;  $V_B$  – об'єм розчиненої речовини;  $V_{p-ny}$  – об'єм (загальний) розчину;  $V_S$  – об'єм розчинника.

**Об'ємна частка** – безрозмірна величина, її виражають в долях від одиниці або у відсотках

$$C(\% \text{ об.}) = \varphi \cdot 100\%$$

**Молярна концентрація** (молярність,  $C_M$  або  $M$ ) – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль розчиненої речовини в  $\text{дм}^3$  розчину ( $1 \text{ дм}^3 = 1 \text{ л}$ ).

$$C_M(B) = \frac{n_B}{V_B}; \quad C_M(B) = \frac{m_B}{M_B \cdot V_B}, \quad (\text{моль/л; моль/дм}^3).$$

Основною одиницею молярної концентрації є моль/ $\text{дм}^3$  або моль/л. *Приклади* запису молярної концентрації:  $C_M(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$ ;  $C_M(\text{NH}_4^+) = 3 \text{ моль/л}$ .

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації  $M \equiv \text{моль/л}$ .

Якщо в 1 л розчину міститься 0,1 моль речовини, то він називається децимолярним, 0,01 моль – сантимольним, 0,001 моль – мілімолярним. Молярність розчину позначається буквою  $M$ . Наприклад, 0,01 М  $\text{NaOH}$  – сантимольний розчин, тобто 1 л його містить 0,01 моль  $\text{NaOH}$  або  $0,01 \cdot 40 \text{ г} = 0,4 \text{ г NaOH}$ .

**Молярна концентрація еквівалентів речовини  $B$**  (еквівалентна концентрація, нормальність,  $C_H$  або  $n$ ) – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль еквівалентів розчиненої речовини в 1  $\text{дм}^3$  розчину

$$C_H(B) = \frac{n_{\text{екв}}}{V_B}; \quad C_H(B) = \frac{m_B}{M_{\text{екв}(B)} \cdot V_B} \cdot \cdot$$

Основною одиницею молярної концентрації еквівалентів є моль/ $\text{дм}^3$  або моль/л. *Приклади* запису молярної концентрації еквівалентів:

$$C_H(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л}; \quad C_H(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,5 \text{ моль/л}.$$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини “ $n$ ”,  $n \equiv \text{моль/л}$ .

Якщо в 1 л розчину міститься 1 моль еквівалента речовини, то він називається нормальним, 0,1 моль еквівалента – децинормальним, 0,01 моль еквівалента – сантинормальним. Наприклад, 0,1 н ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) – децинормальний розчин сірчаної кислоти, тобто 1 л такого розчину містить 0,1 моль еквівалента речовини або

$$0,1 \text{ моль} \cdot M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 49 \text{ г/моль} = 4,9 \text{ г H}_2\text{SO}_4.$$

Добуток молярної концентрації еквівалентів речовини  $B$  на об'єм розчину  $V_B$  дорівнює кількості еквівалентів цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин  $A$  і  $B$

$$C_H(B) \cdot V(B) = C_H(A) \cdot V(A).$$

**Титр (Т)** – концентрація стандартного розчину, яка дорівнює масі речовини в грамах, що міститься в 1 см<sup>3</sup> розчину (1 см<sup>3</sup> = 1 мл).

$$T_B = \frac{m_B}{V_B}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}, \text{ (г/мл; г/см}^3\text{)}$$

оскільки  $m/M = n(\nu)$  – число моль, то  $T \cdot V = m$ ;  $T \cdot V / M_{екв} = m / M_{екв} = n$  – число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (**КРЕ**)

Звідси

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M_{екв}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{екв} \cdot V}.$$

$$C_M = \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}.$$

**Зв'язок між масовою часткою та молярною концентрацією, молярною концентрацією еквівалента речовини**

Оскільки масова частка (відсоток) і молярна концентрації відносяться до масових кількостей розчину, а молярна концентрація еквівалента та титр – до об'ємних, то для переходу від одного виду виразу концентрації до іншого потрібно знати відносну густину розчину ( $\rho$ , г/см<sup>3</sup>).

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M} \quad \text{моль/дм}^3$$

де  $\rho$  – густина розчину в г/см<sup>3</sup>;  $\rho \cdot 1000$  – маса 1 л розчину;  $\rho \cdot 1000 \cdot \omega$  – маса розчиненої речовини в 1 л розчину.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{екв} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}} \quad \text{моль/дм}^3$$

**ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

**Мета роботи** – оволодіння навиками приготування розчинів різної концентрації з сухої солі, з кристалогідрату або більш концентрованого розчину;

– методикою розрахунку навішувань речовин, необхідних для приготування розчинів заданої концентрації;

– навиками визначення концентрації розчинів за допомогою ареометра.



**Посуд і реактиви:** колби місткістю 200-250 мл, мірні колби на 100, 200, 250 мл; сухі солі: хлорид натрію, хлорид калію, хлорид амонію, сульфат калію, біхромат калію; кристалогідрати: сульфат міді, сульфат магнію, сульфат натрію, карбонат натрію

Для приготування розчинів заданої концентрації необхідно розрахувати навішування речовини і зважити його на технічних вагах з точністю до 0,01 г.

### **Правила зважування**

***Зважуванням*** називають порівняння маси даного тіла з масою гир.

Для зважування на технічних вагах застосовують стограмовий важок, що є набором грамових і міліграмових гир – важків, розташованих в певному порядку в кублах спеціального ящика.

Приступаючи до зважування, потрібно переконатися, що ваги правильно встановлені. Для цього ручку аретира поволі повертають управо і спостерігають за відхиленням стрілки. Якщо ваги встановлені правильно, то стрілка відхиляється від нульового ділення шкали управо і вліво на однакове число ділень. Якщо відхилення від нульового ділення шкали в один бік більше, ніж в іншу, то ваги потрібно аретирувати і звернутися з проханням їх відрегулювати.

Речовини зважують охолодженими до кімнатної температури. Речовину, яку зважують, поміщають на ліву чашку вагів, на праву – важки в низхідному порядку, починаючи з найбільших. Знімати і класти на чашки вагів речовину, яку зважують, і важки слідує тільки при аретированих вагах.

Коли зважування закінчене, не знімати важки з чашки вагів до того, як маса тіла буде підрахована (по порожніх кублах в ящику). Поміщаючи важки назад в ящик, цю масу перевірити. Масу записати з точністю до 0,01г.

### **Правила користування ареометром**

Ареометр є пустотілий скляний поплавець, у верхній частині якого знаходиться шкала відносної густини, а в нижній – вантаж, який підтримує ареометр у вертикальному положенні при зануренні його в рідину.

Ареометр калібрується при певній температурі. Ареометри, вживані для визначення відносної щільності рідин важче за воду, мають нуль вгорі, а для рідин легше за воду – внизу шкали.

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50–100 мл наливають випробовуваний розчин і занурюють сухий чистий ареометр

так, щоб він не торкався стінок циліндра, і відзначають поділку шкали, співпадаючу з рівнем рідини в циліндрі (по верхньому меніску). Відлік поділок за шкалою проводять зверху вниз.

Користуючись спеціальними таблицями, по зміряній густині визначають масову частку розчиненої речовини (%) в розчині. Якщо в таблиці немає цифри, точно співпадаючої з відліком за шкалою ареометра, а є близькі значення, то масовою частку розчиненої речовини обчислюють методом інтерполяції (визначення проміжної величини по двом відомих крайніх).

**Таблиця 1** – Відносна щільність і концентрації розчинів деяких солей

Масова частка, %	Густина розчину $\rho$ (г/см <sup>3</sup> )							
	<i>NaCl</i>	<i>KCl</i>	<i>Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></i>	<i>K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></i>	<i>K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub></i>	<i>CuSO<sub>4</sub></i>	<i>MgSO<sub>4</sub></i>	<i>NH<sub>4</sub>Cl</i>
1	1,007	1,005	1,007	1,006	1,005	1,009	–	1,001
2	1,014	1,011	1,016	1,015	1,012	1,019	1,018	1,004
3	1,022	1,017	1,026	1,023	1,019	–	–	1,008
4	1,029	1,024	1,035	1,031	1,026	1,040	1,039	1,011
5	1,036	1,030	1,044	1,039	1,034	–	–	1,014
6	1,044	1,037	1,053	1,048	1,041	1,062	1,060	1,017
7	1,051	1,043	1,063	1,053	1,049	–	–	1,020
8	1,058	1,050	1,072	1,065	1,056	1,084	1,082	1,023
9	1,065	1,056	1,082	1,073	–	–	–	1,026
10	1,073	1,063	1,091	1,082*	–	1,107	1,104	1,029
12	1,089	1,077	1,111	–	–	1,131	1,126	1,034
14	1,104	1,090	1,131	–	–	1,155	1,148	1,040
16	1,119	1,104	1,141	–	–	1,180	1,172	1,046
18	1,135	1,113	–	–	–	1,206	1,196	1,051
20	1,151	1,133	–	–	–	–	1,220	1,057

\* Насичений розчин

**Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою солі (%)**

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

**Приготувати:**

1. 160 г 3% розчину *NaCl*
2. 120 г 40% розчину *CuSO<sub>4</sub>* з кристалогідрату *CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O*
3. 130 г 6% розчину *K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>*
4. 110 г 2% розчину *MgSO<sub>4</sub>* з кристалогідрату *MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O*
5. 165 г 3% розчину *K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>*
6. 140 г 5% розчину *Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>* з кристалогідрату *Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O*
7. 205 г 5% розчину *KCl*

8. 90 г 8% розчину  $NH_4Cl$
9. 190 г 6% розчину  $Na_2CO_3$  з кристалогідрату  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
10. 110 г 5% розчину  $CuSO_4$  з кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Відповідно до завдання розрахувати масу солі (у перерахунку на суху речовину), необхідної для приготування розчину заданої концентрації. При необхідності розрахувати масу кристалогідрату, який містить масу безводної солі. Розрахунки перевірити у викладача.

Зважити на технічних вагах масу солі і перенести її в конічну колбу на 300 мл. Розрахувати необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації. Враховуючи, що  $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/см}^3$ , відміряти циліндром необхідний об'єм води і розчинити сіль в приблизно половинному об'ємі води при перемішуванні. Після розчинення солі додати воду, що залишилася, і ретельно перемішати розчин. Визначити відносну густину приготованого розчину. Для чого розчин з колби слід перелити у вузький циліндр невеликого об'єму і зміряти ареометром його густину.

Порівняти одержану відносну густину з табличними даними і розрахувати погрішність досвіду.

$$П, \% = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%;$$

$$П, \% = [(\omega_{\text{табл}} - \omega_{\text{експ}}) / \omega_{\text{табл}}] \cdot 100\%.$$

Результати досвіду внести в таблицю.

**Таблиця 2** – Експериментальні і розрахункові дані

Масова частка	Маса безводної солі, г	Маса кристалогідрату, г	Маса води, г	$\rho_{\text{р-ну}}$ , г/см <sup>3</sup>		Концентрація приготовленого розчину		
				табл.	експ.	$C_M$	$C_H$	T

Розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалентів ( $C_H$ ), титр (T) приготованого розчину.

Зробити висновок про те, з якою точністю приготований розчин.

**Дослід 2. Приготування розчину солі із заданою масовою часткою (%) з більш концентрованого розчину**

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

Використовуючи одержаний в Досліді 1 розчин, **приготувати:**

1. 110 г 25%-го розчину  $Na_2SO_4$
2. 240 г 1%-го розчину  $K_2Cr_2O_7$
3. 70 г 3%-го розчину  $CuSO_4$

4. 120 г 5%-го розчину  $K_2SO_4$
5. 175 г 2%-го розчину  $NaCl$
6. 100 г 3%-го розчину  $KCl$
7. 150 г 4%-го розчину  $NH_4Cl$
8. 90 г 1,5%-го розчину  $MgSO_4$

Знайдіть відносну густину заданого розчину по таблиці.

Визначте густину концентрованого розчину солі за допомогою ареометра і по ній знайдіть масову частку (%) концентрованого розчину солі (див. таблицю).

Знаючи  $\rho$ , розрахуйте об'єм концентрованого розчину солі ( $V$ ), необхідний для приготування розчину заданої концентрації. Розрахунок перевірити у викладача.

Відміряйте маленьким циліндром розрахований об'єм концентрованого розчину, перенесіть його в циліндр більшого об'єму і долийте водою до потрібного об'єму.

Приготований розчин ретельно перемішайте (переливаючи з циліндра в циліндр) і поміряйте ареометром його густину  $\rho$ .

Результати досвіду внесіть в таблицю.

**Таблиця 3** – Експериментальні і розрахункові дані

$\rho_{р-ну}$		$\omega$ (%)		$V_{р-ну}$ , см <sup>3</sup>	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$V_{H_2O}$ , см <sup>3</sup>	Концентрація приготовленого розчину		
вих.	задан.	вих.	задан.				$C_M$	$C_N$	$T$

Розрахуйте молярну концентрацію ( $C_M$ ), молярну концентрацію еквівалентів ( $C_N$ ) і титр ( $T$ ) приготовленого розчину.

**Дослід 3. Приготування розчину молярної концентрації або молярної концентрації еквівалентів**

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

**Приготувати:**

1. 100 мл 0,5 М розчину  $Na_2SO_4$  з  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
2. 200 мл 0,1 н розчину  $Na_2SO_4$  з  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
3. 100 мл 0,09 М розчину  $MgSO_4$  з  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$
4. 250 мл 0,04 н розчину  $FeSO_4$  з  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$
5. 250 мл 0,03 М розчину  $CuSO_4$  з  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
6. 100 мл 0,05 н розчину  $K_2Cr_2O_7$

7. 200 мл 0,2 М розчину  $NaCl$
8. 250 мл 0,15 н розчину  $KCl$
9. 100 мл 0,2 н розчину  $K_2SO_4$
10. 250 мл 0,04 М розчину  $K_2Cr_2O_7$

Розрахувати масу солі, необхідної для приготування заданого розчину, враховуючи при цьому і кристалізаційну воду, якщо розчин готується з кристалогідрату. Розрахунок перевірити у викладача.

Зважити масу солі на технічних вагах, розчинити її при перемішуванні в невеликій кількості води, потім розчин перенести із стакана в мірну колбу відповідного об'єму. Обполоснути кілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчинили сіль, злити цю воду в мірну колбу і вміст колби довести до мітки дистильованою водою по нижньому меніску. Розчин в колбі ретельно перемішати. Відносну густину приготовленого розчину визначити за допомогою ареометра. Перерахувати молярну концентрацію в  $C_H$ ,  $T$ ,  $\omega$  (%), а  $C_H$  – в  $C_M$ ,  $T$  (%)

Результати досвіду внести в таблицю.

**Таблиця 4** – Експериментальні і розрахункові дані

Спосіб вираження концентрації	Маса солі для приготування розчину, г		Маса води, г	$V_{p-ny}$ , $cm^3$	$\rho$ , $g/cm^3$	Концентрація приготовленого розчину		
	безвод.	кристалогідр.				T	$C_M, (C_H)$	$\omega(\%)$

Зробити висновок про точність приготування розчинів, вказавши похибку дослідів.

**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2**  
**„Дослідження закономірностей процесів гідролізу солей**  
**в водних розчинах”**

**Мета роботи:** Дослідити

- реакцію розчинів різних солей;
- утворення основних та кислих солей при ступінчастому гідролізі; випадки повного гідролізу;
- фактори, які впливають на ступінь гідролізу солей.

**ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА**

Вода слабкий електроліт, який дисоціює на іони водню та гідроксид-іони



Дисоціація води пояснює важливе явище – гідроліз солей. Водні розчини солей мають кислу або лужну реакцію.

Кислотний або лужний характер розчину обумовлено присутністю в розчині надлишку іонів водню або гідроксид-іонів, які утворюються за рахунок розчинника – води при взаємодії її іонів з іонами солі.

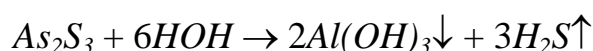
Взаємодія іонів солі з іонами води, яка супроводжується утворенням малодисоційованої сполуки та зміною концентрації іонів водню чи гідроксид-іонів, називається гідролізом солі.

Гідролізу підлягають солі, що утворені:

1. слабкими кислотами та сильними основами, наприклад  $Na_2CO_3$ ;
2. сильними кислотами та слабкими основами, наприклад  $Zn(NO_3)_2$ ;
3. слабкими кислотами та слабкими основами, наприклад  $(NH_4)_2S$ .

Солі утворені сильними кислотами та сильними основами ( $KCl$ ,  $NaNO_3$ ,  $K_2SO_4$ ) гідролізу не підлягають.

Гідроліз – процес зворотній і тільки гідроліз солі, утвореною дуже слабкою кислотою та дуже слабкою основою може йти до кінця – до повного розкладу солі. Реакція стає незворотною

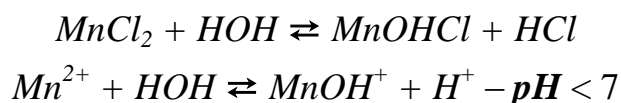


Ступінь гідролізу залежить:

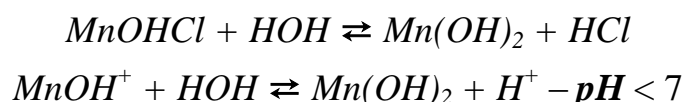
- від природи кислоти та основи, що утворюють сіль;
- від температури;
- від концентрації чи розведення розчину.

Гідроліз йде по різному в залежності від типу солей.

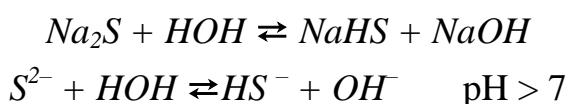
*Гідроліз йде по катіону.* Коли сіль утворена слабкою основою та сильною кислотою



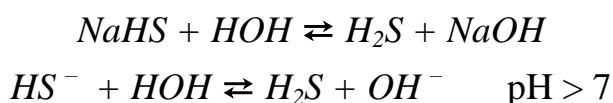
В такому випадку утворюється основна сіль (по I ступеню) або слабка основа (за II ступенем), а реакція розчину – кисла.



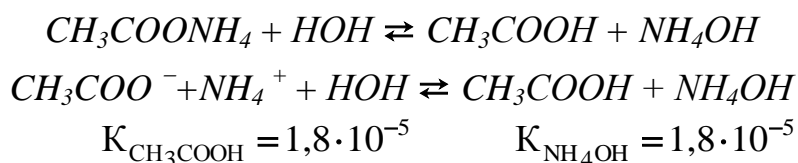
*Гідроліз по аніону* йде в випадку солі, утвореної сильною основою та слабкою кислотою



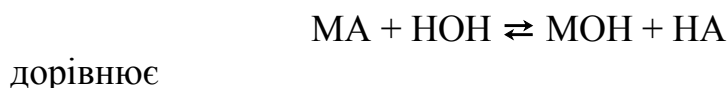
За першим ступенем утворюється кисла сіль, за другим – слабка кислота. Реакція розчину – лужна, бо накопичується надлишок гідроксид-іонів



*Гідроліз по катіону та аніону* відбувається, коли сіль утворена слабкою кислотою та слабкою основою. Тоді утворюються слабкі електроліти – основа та кислота – реакція розчину приблизно нейтральна. Вона може бути більш кислою чи більш лужною в залежності від констант дисоціації основи та кислоти



Кількісно гідроліз характеризується ступеню гідролізу  $\alpha_2 = \frac{C_2}{C}$ , та константою гідролізу  $K_2$ , яка для реакції



$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]}$$

Для гідролізу по катіону

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}$$

$K_{H_2O}$  – іонний добуток води.

Для гідролізу по аніону

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}$$

Для гідролізу за катіоном та аніоном

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}}$$

де  $K_{HA}$  та  $K_{MOH}$  – константи дисоціації кислоти та основи відповідно [1, 3, 4, 5].

## **ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА**

**Мета роботи:** Дослідити

- реакцію розчинів різних солей;
- утворення основних та кислих солей при ступінчастому гідролізі; випадки повного гідролізу;
- фактори, які впливають на ступінь гідролізу солей.

**Реактиви та устаткування:**

- солі: ацетат натрію  $CH_3COONa$ , хлорид алюмінію  $AlCl_3$ , силікат натрію  $Na_2SiO_3$ , хлорид калію  $KCl$ , карбонат натрію  $Na_2CO_3$ , сульфат натрію  $Na_2SO_3$ ;
- розчини: сульфату алюмінію, ацетату натрію, сульфату натрію або амонію, карбонату натрію, хлориду заліза (III), сульфату хрому (III), сульфиду амонію, розведеної хлороводневої кислоти;
- індикатори: нейтральний розчин лакмусу; спиртовий розчин фенолфталеїну;
- устаткування: штатив з пробірками, стакани, мікро шпателі, скляні палички.



## **Порядок виконання роботи**

### **1. Дослідження зовнішнього прояву гідролізу**

Додати нейтральний розчин лакмусу в 5 пробірок. Одну з пробірок залишити контрольною. Внести в пробірки солі:  $CH_3COONa$ ,  $AlCl_3$ ,  $Na_2SiO_3$ ,  $KCl$ , перемішати та порівняти колір розчинів у пробірках з контрольною. Спостерігаєміє ефекти внести в протокол.

Записати рівняння реакцій гідролізу в молекулярній та іонній формах.

### **2. Дослідження гідролізу ацетату алюмінію.**

Внести в пробірку розчини сульфату алюмінію та ацетату натрію, перемішати. Пробірки підігріти в стакані з гарячою водою та спостерігати проявлення гідролізу – утворення основної солі алюмінію –  $Al(OH)_2CH_3COO$ .

Скласти рівняння утворення ацетату алюмінію в розчині. Записати рівняння гідролізу солі в молекулярній та іонній формах.

### **3. Дослідження гідролізу карбонату натрію.**

В пробірку налити нейтральний розчин лакмусу та додати на кінчику шпателя карбонат натрію, перемішати. Спостерігати проявлення гідролізу – зміну кольору індикатора. Записати рівняння гідролізу в молекулярній та іонній формі.

### **4. Дослідження повного гідролізу солей.**

У три пробірки налити по 1–2 мл розчинів хлориду заліза (II), сульфату алюмінію, сульфату хрому. В першу та другу пробірки додати розчин карбонату натрію, у третю – розчин сульфід амонію –  $(NH_4)_2S$ . Трохи підігріти пробірки. У всіх пробірках випадає осад гідроксидів металів та виділяється газ. Записати рівняння утворення відповідних солей та їх гідроліз в молекулярній та іонній формі.

### **5. Дослідження факторів, впливаючих на ступінь гідролізу солей.**

#### **а) вплив сили кислоти та основи, утворюючих сіль**

Налити в 2 пробірки дистильованої вода. В одну пробірку внести карбонат натрію –  $Na_2CO_3$ , в іншу сульфат натрію –  $Na_2SO_3$ . В кожену пробірку додати фенолфталеїн. Спостерігати проявлення гідролізу – різну інтенсивність кольору розчину. Записати рівняння гідролізу солей та порівняти константи дисоціації  $K_1$  кислот  $H_2CO_3$  та  $H_2SO_3$ . зробити висновок в якому випадку ступінь гідролізу більше.

*б) вплив температури на ступінь гідролізу.*

В пробірку налити дистильованої води та додати ацетат натрію, перемішати та внести 1–2 краплі індикатору – фенолфталеїну. Поставити пробірку в стакан з гарячою водою та довести її до кип'ятіння. Спостерігати проявлення гідролізу – підсилення кольору індикатора. Записати рівняння гідролізу та вказати в який бік зсунулась рівновага гідролізу.

*в) вплив розведення розчину на ступінь гідролізу.*

Налити в пробірку 1–2 мл розчину азотнокислого вісмуту та розвести розчин в 4–5 разів дистильованою водою. Спостерігати появу осаду. Скласти рівняння реакції, враховуючи, що в осад випала основна сіль  $Bi(OH)_2NO_3$ .

Якщо після розведення розчину солі водою осад не випадає, то додати трохи розчину хлориду натрію; випадає основний хлорид вісмуту  $Bi(OH)_2Cl$ , розчинність якого менша ніж  $Bi(OH)_2NO_3$ .

*г) вплив зміни рН середовища на гідроліз.*

Додати до осаду  $Bi(OH)_2NO_3$ . ( $Bi(OH)_2Cl$ ) розведену (1:1) хлороводневі кислоту  $HCl$ . Вказати на зовнішнє проявлення впливу кислоти на гідроліз солі. Скласти рівняння гідролізу солі та вказати напрямок зміщення рівноваги під впливом збільшення концентрації іонів водню ( $H^+$ ).

## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

### *Основна*

1. Глинка Н.Л. Общая химия. –Л.: Химия, 1988. – 704 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1989. – 272 с.
3. Хомченко Г.П., Хомченко Ш.Г. Задачі з хімії для вступників до вузів. – К., 1991. – 251 с.
4. Карапетьянц Н.Х., Дракіг С.И. Общая и неорганическая химия.– М: Высшая школа, 1993. – 632 с.
5. Бутенко А.И., Булавин В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, 1997, – 392 с.

### *Додаткова*

1. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
2. Романова Н.В. Загальна тхімія. – Київ: Перун, 1998.–480 с.
3. Степин Б.Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии.–М.: Высшая школа, 1990. – 96 с.
4. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Задачи по неорганической химии.–М.: Высшая школа, 1990.–319 с.

„Водні розчини електролітів. Гідроліз солей”. Збірник методичних вказівок до практичних та лабораторних робіт з дисциплін „Хімія з елементами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія” для студентів I-III курсів денної форми навчання за всіма спеціальностями. Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.. Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 75 с.; укр. мова.

## **Е К О Н О М І К А**

приватне багатопрофільне підприємство



**45-45-80**

**Свідоцтво ДП №68-р**

**від 07.08.2001 г.**

**Riso - друк.**

**папір офсетний,**

**наклад 400 примірників**

Підп. до друку 25.09.06 Формат 60x84/16 Папір офс.  
Умовн. друк. арк. 5.0 Тираж 400 Зам. №

Надруковано з готового оригінал-макета

---

Одеський державний екологічний університет,  
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15