

# РОЗЧИНИ

## Лекція 1 – Загальна характеристика розчинів. Поняття про електроліти. (2 години)

### План лекції

1. Загальні властивості розчинів.
2. Властивості розчинів електролітів.

### 1. Загальні властивості розчинів

Швидкість хімічних взаємодій, окрім всього, зростає при збільшенні кількості зіткнень частинок, які реагують. Тому, якщо необхідно збільшити швидкість процесу, треба створити максимально можливий контакт для речовин, що реагують.

Подрібнення або розпил твердих чи рідких речовин має назву *диспергування*. Таким шляхом отримують речовини, які мають велику реакційну здатність. Внаслідок диспергування утворюється фізико-хімічна система, яка складається з подрібнених частинок (фаза, що диспергується), що розподілені у деякому середовищі (*дисперсійне середовище*). За ступенем подрібненості дисперсні системи поділяють на три великі групи:

- *грубодисперсні системи* з розмірами частинок, не меншими за  $10^{-7}$  м (суспензії, емульсії, дими, тумани, полікристалічні тіла);
- *колоїдні системи* з розмірами частинок від  $10^{-7}$  до  $10^{-9}$  м;
- *істинні розчини* з розмірами частинок до  $10^{-10}$  м (атоми та окремі молекули, іони).

У колоїдних системах поверхня розділу, яка припадає на одиницю об'єму дисперсної фази (питома поверхня), досягає максимального розвитку. Основні властивості цих систем визначаються молекулярною взаємодією частинок, що є причиною їхньої нестійкості – здатності до агрегації], внаслідок чого виникає осад (*процес коагуляції*), або утворюється гель – тверда (драгелеподібна) коагуляційна структура.

Граничне подрібнення речовин (до окремих атомів чи невеликих молекул) відбувається під час приготування розчинів. У цьому випадку між

частинками речовини та частинками середовища відсутня поверхня розділу, тому такі системи є істинними розчинами.

*Розчини* – це термодинамічно стійкі гомогенні системи змінного складу, які мають два чи більшу кількість компонентів.

Процес утворення розчину є проміжним між хімічною взаємодією та процесом утворення механічної суміші. Склад розчинів може змінюватися в широкому інтервалі концентрацій, температур або тисків. Через відсутність у розчинів постійного складу та внаслідок неможливості застосування до них законів стехіометрії, розчини наближаються до механічних сумішей. З хімічними сполуками їх поєднує однорідність, а також наявність об'ємних та енергетичних ефектів, які супроводжують процес розчинення багатьох речовин.

Розчини складаються з розчинника та речовин, що розчинюються. Звичайно розчинником вважається та речовина, агрегатний стан якої не змінюється під час приготування розчину. Поряд з температурою й тиском основним параметром стану розчину є *концентрація* – кількість речовини, яка міститься в одиниці маси чи об'єму розчину.

Через зміну структури компонентів під час переходу з індивідуального стану до розчину, а також унаслідок взаємодій, які при цьому відбуваються, змінюються властивості системи. Якщо процес розчинення протікає з поглинанням теплоти ( $\Delta H > 0$ ), то відповідно до рівняння Гіббса ентропія системи буде зростати, тобто  $\Delta S > 0$ . Якщо ж розчинення є процесом екзотермічним ( $\Delta H < 0$ ), то можливі два варіанти:  $\Delta S > 0$  та  $\Delta S < 0$ . Перший варіант імовірніший, але часто зустрічається й другий, оскільки в силу специфічності взаємодії в розчині чим більшим є  $\Delta H$ , тим більшою повинна бути впорядкованість розчину.

При розчиненні завжди відбувається взаємодія розчиненої речовини з розчинником, яка має назву *сольватації*. Теплоту або ентропію розчинення можна розглядати як відповідні суми фазового переходу та сольватації.

Під час внесення речовини процес розчинення йде самодовільно ( $\Delta G < 0$ ), і розчин залишається *ненасиченим*. Коли ж  $\Delta G = 0$ , система опиняється в стані істинної рівноваги, і розчин стає *насиченим*. У такій системі невизначено довго можуть існувати без будь-яких змін розчин та надлишок речовини, що розчинюється. Можна отримати також *пересичений* розчин, тобто такий, концентрація якого вища за концентрацію насиченого

розчину. Пересичений розчин є такою системою, яка знаходиться в уявній рівновазі ( $\Delta G > 0$ ).

Розчинність даної речовини дорівнює її концентрації в насиченому розчині. Для різних речовин вона коливається в значних межах. Абсолютно нерозчинних речовин немає, однак розчинність багатьох речовин дуже мала.

Якщо до системи, яка складається з двох рідин, що не змішуються, ввести речовину, яка розчиняється у цих двох рідинах, то вона розподілиться між ними таким чином, що при сталій температурі й тиску відношення її концентрацій у цих розчинниках  $c_1$  і  $c_2$  залишатиметься незмінним (незалежно від загальної кількості речовини), тобто

$$c_1 / c_2 = K_{розп}. \quad (1.1)$$

Константа рівноваги  $K_p$  у даному випадку має назву *коефіцієнта розподілу*, а рівняння (10.1) є формулою *закону розподілу*. На цьому законі базується процес екстракції, який дуже розповсюджений у промисловості. Так, наприклад, розподіл між рідким металом і шлаком численних компонентів, які беруть участь у процесі виплавки, підкоряється саме цьому закону.

Розчинність речовин визначається трьома факторами: природою речовини, її агрегатним станом, зовнішніми умовами (температура, тиск). Складність взаємодії частинок у розчині не дозволяє теоретично завбачити й розрахувати розчинність великої кількості речовин у різних розчинниках. Тим не менш, численні залежності, які спостерігаються, можна пояснити.

Відомо, що сили, які діють між ковалентними молекулами, звичайно не є специфічними й для мало полярних молекул вони малі. Тому різні рідини, які мають ковалентний зв'язок у молекулах, необмежено розчиняються одна в одній. За цієї ж причини й молекулярні кристали дуже добре розчиняються у таких рідинах. Звідси стає зрозумілою справедливість стародавнього правила: “подібне розчиняється у подібному”.

Оскільки розчинність характеризує істинну рівновагу, для визначення впливу температури й тиску на розчинність слід користуватися принципом Ле Шательє. Розчинення газів майже завжди супроводжується виділенням теплоти, тому, відповідно до принципу Ле Шательє, підвищення температури знижує розчинність газів. Підвищення тиску сприяє збільшенню їх розчинності.

Зміна розчинності твердих речовин у рідинах під час зміни температури визначається знаком і величиною теплового ефекту процесу розчинення. Температурну залежність розчинності твердих речовин графічно подають у вигляді кривих розчинності (рис. 1.1).

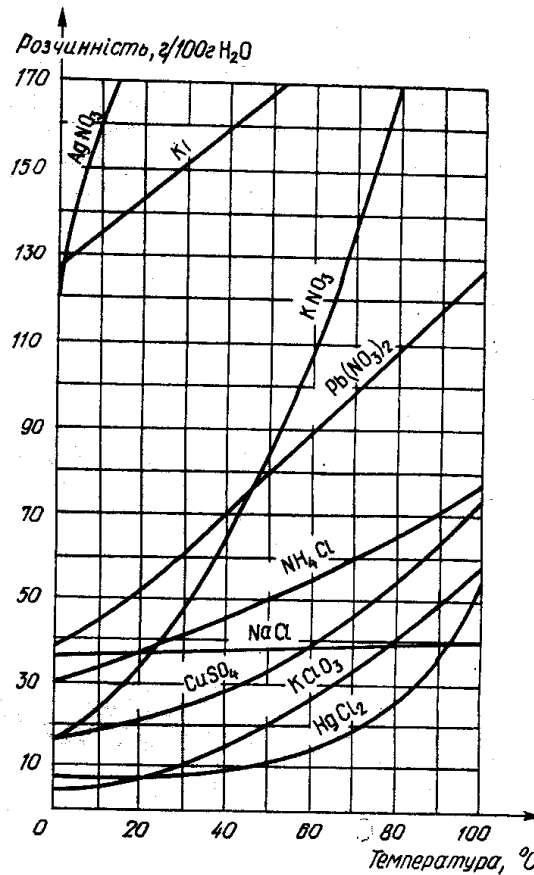


Рис. 1.1 Криві розчинності деяких речовин

Розчинність  $Pb(NO_3)_2$ ,  $KClO_3$  при нагріванні збільшується в декілька разів. Такі зміни розчинності у відповідності до принципу Ле Шательє характерні для речовин, які розчинюються з поглинанням теплоти.

Розглянемо тепер закономірності, які характеризують тиск пари над розчинами, а також наслідки, які випливають з цих закономірностей.

Відомо, що над рідиною утворюється пара. Ендотермічний процес випаровування є оборотним: одночасно з ним протікає екзотермічний процес конденсації. За певних умов встановлюється рівновага. Рівноважний стан системи рідина-пара при даній температурі характеризується тиском насиченої пари. Якщо до рівноважної системи введено нелетучу речовину, то під час утворення розчину концентрація розчинника зменшується, його мольна частка  $N_1$  стає меншою за 1. Це викликає порушення рівноваги рідина-

пара, й у відповідності до принципу Ле Шательє починає протікати процес, який послаблює вплив зовнішньої дії, тобто відбувається конденсація розчинника. Це означає зниження тиску пари над розчином у порівнянні з тиском над чистим розчинником.

Зниження тиску над розчином буде тим значнішим, чим більше речовини опинилось у розчині, оскільки тиск насиченої пари розчинника над розчином є пропорційним мольній частці розчинника

$$p_1 = k_1 N_1 \quad (1.2)$$

Французький учений Ф. Рауль (1886 р.) встановив, що відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином є пропорційним концентрації розчиненої речовини (перший закон Рауля).

У прямій залежності від тиску насиченої пари розчину нелетучої речовини знаходиться *температура кипіння* розчину. Температурою кипіння рідини є та температура, при якій тиск її пари дорівнює зовнішньому тиску. Зниження тиску пари розчинника внаслідок розчинення у ньому речовини означає необхідність підвищення температури розчину для встановлення порушеної рівноваги рідина-пара. Тоді тиск насиченої пари буде досягати первісного значення. Таким чином, *температура кипіння розчину є вищою за температуру кипіння чистого розчинника*.

Зі зниженням тиску пари над розчином пов'язане також зниження температури його твердіння в порівнянні з розчинником. *Температура твердіння* – це температура, при якій тиск пари над рідиною дорівнює тискові пари над твердою фазою.

Оскільки зниження тиску пари пропорційне концентрації розчиненої речовини, то підвищення температури кипіння та зниження температури твердіння розчинів пропорційні їхнім концентраціям

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E m \quad (1.3)$$

$$\Delta T_{\text{ме.}} = K m \quad (1.4)$$

Коефіцієнти пропорційності мають назву відповідно *ебуліоскопічної* ( $E$ ) та *криоскопічної* ( $K$ ) констант.

Оскільки  $\Delta T_{\text{кип.}}$  та  $\Delta T_{\text{ме.}}$  змінюються пропорційно  $m$  – кількості речовини в 1 кг розчинника, то ці характеристики розчину залежать тільки від кількості частинок розчиненої речовини й не залежать від її природи.

## Склад розчинів

Відповідно до рекомендації ІЮПАК *концентрацією* розчиненої речовини в розчині називають відношення її кількості або маси до об'єму розчину. Концентрацію звичайно виражають у моль/л або г/л. Концентрація є відношенням величин, що не є однотипними. Ті ж значення, що є відношенням однотипних величин, наприклад, відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, і тому формально не мають розмірності, мають назву *часток*. Таким чином, склад розчину може бути переданий як концентрацією, так і часткою розчиненої речовини.

*Масова частка розчиненої речовини* (позначення  $\omega$ ) – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

Наприклад, у 100 г води розчинено 15,6 г калій нітрату; масова частка калій нітрату в цьому розчині дорівнює

$$\omega_{\text{KNO}_3} = 15,6 \text{ (г)} / 15,6 \text{ (г)} + 100 \text{ (г)} = 0,135, \text{ або } 13,5\% \text{ (мас.)}$$

*Об'ємна частка розчиненої речовини* (позначення  $\nu$ ) – це відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину.

Наприклад, об'ємна частка спирту у 120 мл розчину, що виготовлений розведенням водою 24,5 мл спирту, дорівнює

$$\nu = 24,5 \text{ (мл)} / 120 \text{ (мл)} = 0,204, \text{ або } 20,4\% \text{ (об.)}$$

Між густиною розчину та його складом існує взаємозв'язок, який може бути виражений або в графічній, або в табличній формі (табл. 1.1). Тому склад розчину можна встановити, якщо виміряти його густину. Густину рідкого розчину вимірюють за допомогою ареометра, що виконаний у вигляді поплавця з поділами, які відповідають певним значенням густини. За глибиною занурення ареометра до розчину знаходять значення густини, а з таблиці – склад розчину.

Таблиця 1.1

**Густина (г/мл) водних розчинів деяких речовин при 20°C**

$\omega, \%$	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	NaOH	KOH	NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O
5	1,032	1,026	1,023	1,054	1,044	0,977
10	1,066	1,054	1,047	1,109	1,090	0,958
15	1,102	1,084	1,073	1,164	1,138	0,940
20	1,139	1,115	1,098	1,219	1,186	0,923
25	1,178	1,147	1,124	1,274	1,236	0,907
30	1,219	1,180	1,149	1,328	1,288	0,892
35	1,260	1,214	1,174	1,380	1,341	-
40	1,303	1,246	1,198	1,430	1,396	-
45	1,348	1,278	-	1,478	1,452	-
50	1,395	1,310	-	1,525	1,511	-
55	1,445	1,339	-	-	-	-
60	1,498	1,367	-	-	-	-
65	1,553	1,391	-	-	-	-
70	1,611	1,413	-	-	-	-
75	1,669	1,434	-	-	-	-
80	1,727	1,452	-	-	-	-
85	1,779	1,469	-	-	-	-
90	1,814	1,483	-	-	-	-
95	1,834	1,493	-	-	-	-

Склад розчину може бути вираженим за допомогою його *молярності* або *нормальності*, досить поширених у практиці методів позначення концентрації.

*Молярність* розчину – це величина, що чисельно дорівнює молярній концентрації розчиненої речовини. *Молярна концентрація*  $C_M$  визначається кількістю речовини, яка знаходиться в одиниці об'єму розчину

$$C_M = n / V_{(p)} \quad (1.5)$$

Одиниця молярної концентрації моль/м<sup>3</sup>; у хімічній практиці частіше використовують розмірність моль/л.

Молярність розчину записують числовим значенням молярної концентрації розчиненої речовини, що виражена в моль/л, і поряд з ним літерою  $M$  або словом "молярний". Наприклад,  $1 M$ , або одномолярний розчин;  $0,1 M$ , або децимолярний розчин;  $0,01 M$ , або сантимольярний розчин;  $0,001 M$ , або мілімолярний розчин.

*Нормальність* розчину – це величина, що чисельно дорівнює нормальній (еквівалентній) концентрації розчиненої речовини. *Нормальна концентрація*  $C_H$  визначається кількістю еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину

$$C_H = n_E / V_{(p)} \quad (1.6)$$

Нормальність розчину позначається символами  $N$  чи  $C_H$ . Наприклад, запис  $1N$  КОН означає одинормальний розчин КОН;  $0,1n$ .  $H_2SO_4$  – децинормальний розчин сульфатної кислоти.

Досить важливим є те, що **рівні об'єми різних розчинів, які однакові за нормальністю, містять рівну кількість еквівалентів розчиненої речовини**

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2. \quad (1.7)$$

Використовуючи це положення, можна проводити розрахунки за законом еквівалентів (див. 2.5), якщо відомі концентрації та об'єми розчинів.

## 2. Властивості розчинів електролітів

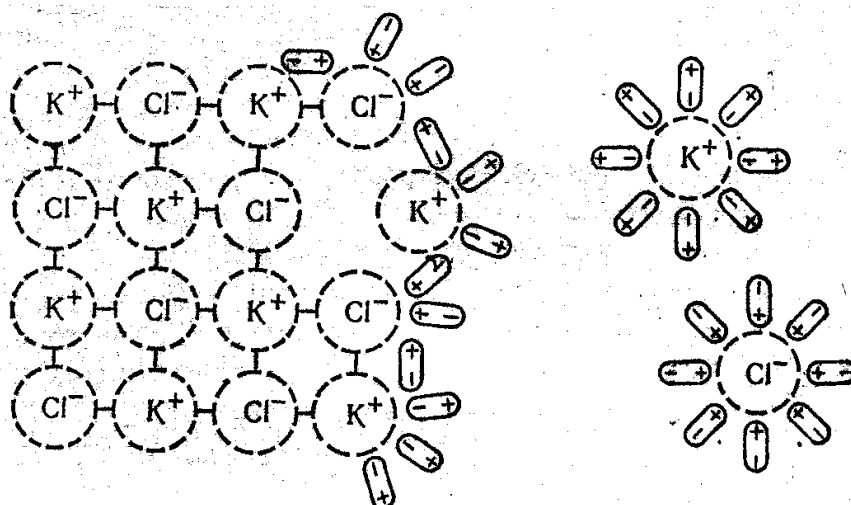
Речовини та системи, у яких електропровідність здійснюється завдяки руху макрочастинок – позитивних та негативних іонів, мають назву *електролітів*. У цьому полягає принципова відміна електролітів – провідників другого роду, від металів, які є провідниками першого роду, у яких електропровідність здійснюється електронами.

До електролітів належать такі речовини, як солі, гідроксиди, кислоти, а також оксиди, які під час розплавлення або при розчиненні у воді чи інших полярних рідинах здатні дисоціювати (розпадатися) на іони – негативні та позитивні частинки (рис. 1.2), завдяки руху яких саме й здійснюється електропровідність.

Теорія, яка описує поведінку електролітів, була розроблена С. Арреніусом (1887 р.). Відповідно до цієї теорії, яка має назву теорії електролітичної дисоціації, електроліти в момент розчинення (або



розплавлення) розпадаються на іони. Цей процес має назву *електролітичної дисоціації* (або іонізації).



**Рис.1.2** Схема електролітичної дисоціації

Розпад речовини на іони при плавленні пояснюється тепловим розривом зв'язків у структурі іонних речовин. У розчинах, зокрема, у водних розчинах, розпад речовини відбувається внаслідок послаблення міцності зв'язків, оскільки сили електричної взаємодії послабляються майже у 81 раз (при 20°С),  $\epsilon_{\text{H}_2\text{O}} = 81$ , і ця величина входить до виразу закону Кулона

$$F = \frac{q_1 q_2}{\epsilon \cdot r^2}, \quad (1.8)$$

де  $F$  – сила взаємодії електричних зарядів  $q_1$  і  $q_2$ , а  $r$  – відстань між ними,  $\epsilon$  – діелектрична проникність середовища взаємодії.

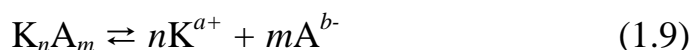
Для кількісної характеристики співвідношення дисоційованих та недисоційованих молекул електроліту за даних умов користуються поняттям ступеня електролітичної дисоціації. *Ступінь електролітичної дисоціації*  $\alpha$  дорівнює відношенню кількості молекул, що розпалися на іони, до загальної кількості молекул електроліту, яка знаходиться у розчині.

За ступенем дисоціації в не дуже розведених розчинах електроліти поділяються на *сильні, слабкі та середньої сили*. Сильними прийнято вважати ті електроліти, для котрих  $\alpha > 30\%$ , слабкими, якщо  $\alpha < 3\%$  та середньої сили, якщо  $3\% < \alpha < 30\%$ , причому всі значення  $\alpha$  відносяться до 0,1 н. розчинів.

До сильних електролітів у водних розчинах належать майже всі солі, багато неорганічних кислот ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  та ін.),

гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Електролітами середньої сили є деякі органічні та неорганічні кислоти (оксалатна  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , мурашина  $\text{HCOOH}$ , сульфїтна  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , фосфатна  $\text{H}_3\text{PO}_4$  та ін.). До слабких електролітів належать такі кислоти, як  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , гідроксиди  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  та ін.

Дисоціація є оборотним процесом. Тому для дисоціації речовин на іони справедливі загальні закони рівноваги. Так, для процесу



константа рівноваги має назву *константи іонізації* та має вигляд

$$K_u = \frac{[\text{K}^+]^n [\text{A}^-]^m}{[\text{K}_n\text{A}_m]} \quad (1.10)$$

Це рівняння є справедливим лише для розведених розчинів слабких електролітів. Воно може застосовуватися для різних типів іонних рівноваг.

Молекули кислот дисоціюють у воді на гідроген-іони та аніони кислотного залишку. Максимальна кількість іонів Гідрогену, яка утворюється з однієї молекули кислоти, визначає її основність. Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, послідовно відщеплюючи один іон Гідрогену за іншим, і кожна стадія іонізації характеризується певною константою іонізації. Перший іон Гідрогену відривається від молекули легше, наступні – все важче, оскільки зростає негативний заряд кислотного залишку. Здатність багатоосновних кислот дисоціювати ступінчасто пояснює їхню схильність до утворення кислих солей.

Гідроксиди багатозарядних катіонів також дисоціюють ступінчасто. Вони здатні внаслідок цього утворювати основні солі. Гідроксиди багатьох металів у водних розчинах можуть дисоціювати за кислотним та основним типом. Сполуки, які в залежності від умов виявляють як кислотні, так і основні властивості, мають назву *амфолітів* (амфотерних електролітів).

Солі при електролітичній дисоціації утворюють катіони металів та аніони кислотних залишків. Солі бувають середні (нейтральні), кислі та основні.

Слід зауважити, що вода, хоча й дуже малою мірою, але теж дисоціює на іони

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- \quad (1.11)$$

Отже, вода є типовим амфолітом, тобто вона може рівною мірою діяти як кислота й як гідроксид.

Установлено, що константа іонізації води дорівнює

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (1.12)$$

Виходячи зі значення константи, вода є дуже слабким електролітом. Оскільки її ступінь дисоціації є дуже малим, то зневажливо малою є концентрація молекул, які розпалися, у порівнянні з концентрацією недисоційованих молекул, тому останню можна вважати сталою й такою, що дорівнює 55,56 моль/л (кількість  $\text{H}_2\text{O}$  в 1 л води).

Підставляючи це значення до виразу константи дисоціації  $\text{H}_2\text{O}$  для  $25^\circ\text{C}$ , отримуємо

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,008 \cdot 10^{-14} \approx 10^{-14} \quad (1.13)$$

Добуток концентрацій гідроген-іонів та гідроксид-іонів, який є сталою величиною при даній температурі, має назву *іонного добутку води*. Збільшення концентрації гідроген-іонів викликає відповідне зменшення концентрації гідроксид-іонів і навпаки (кисотно-лужний баланс).

Рівновага між іонами  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$  існує не тільки у воді, але й в усіх водних розчинах. Тому співвідношення (1.13) може характеризувати кислотність й основність різних середовищ. Оскільки  $K_{\text{H}_2\text{O}} \neq 0$ , то не може бути водного розчину, в якому концентрація  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  дорівнювала б нулю. Тому в будь-якому водному середовищі завжди присутні сумісно іони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ .

Для нейтрального середовища  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$  моль/л. У кислому середовищі  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  і  $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$ , у лужному середовищі навпаки,  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  і  $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ . Для оцінки характеру середовища зручно користуватися водневим показником рН. Він дорівнює десятковому логарифму концентрації гідроген-іонів, який береться зі зворотним знаком,

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] \quad (1.14)$$

Орієнтовне визначити рН можна за допомогою спеціальних реактивів-індикаторів, забарвлення яких змінюється в залежності від концентрації відповідних іонів (див. табл. 1.2).

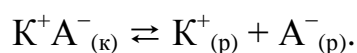
Дуже розведені розчини кислот або лугів з постійним значенням рН не можна добути шляхом розведення розчинів сильних кислот чи гідроксидів, оскільки незначні кількості  $\text{CO}_2$  з повітря або лугів зі скла посуду або забруднень у дистильованій воді можуть помітно змінити рН таких розчинів.

## Властивості деяких індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу рН	Забарвлення	
		У кислому середовищі	У лужному середовищі
Метилловий оранжевий	0 – 3	Червоне	Жовте
Лакмус	5 – 8	Червоне	Синє
Фенолфталеїн	8,3 – 10,0	Безбарвне	Червоне
Індигокармін	12 – 14	Блакитне	Жовте

У лабораторній практиці часто потрібно мати розчин з досить певним і постійним значенням рН. Такі розчини готують змішуванням розчинів слабких кислот або слабких основ з їхніми солями (*буферні розчини*).

У системі, яка складається з кристалів малорозчинної речовини та її іонів у насиченому розчині, також встановлюється рівновага



При цьому за одиницю часу до розчину переходить стільки ж іонів, скільки їх знову повертається до твердої фази. Константа рівноваги для даної системи буде дорівнювати

$$K_p = [K^+][A^-] \quad (1.15)$$

Отже, в насиченому розчині малорозчинного електроліту добуток концентрацій його іонів у степенях стехіометричних коефіцієнтів при даній температурі є сталою величиною. Вона має назву *добутку розчинності*.

## ЛІТЕРАТУРА

1. Коровін Н.В. Общая химия.–М.: Высшая школа. 1998. – 541с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие [для вузов] / под ред. А.И. Ермакова. – [30-е изд., исправл.] – М.: Интеграл-Пресс. 2009. – 752с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія.–Київ.: Висща школа. 2005. – 639с.
4. Рейтер А.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ: 2003. – 350с.
5. Корчинський Г.А. Хімія. Вінниця, 2002 . – 525с.
6. Клімашевський Л.М., Грибанова Т.О., Лев І.Ю., Герасименко Л.Г., Никифорова Н.А., Ісаєва Л.Є. Хімія для металургів. – Дніпропетровськ. НМетАУ, 2009 – 172 с.
7. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. – Санкт-Петербург. Химия. 1997. – 597 с.

## РОЗЧИНИ

### Лекція 2 – Реакції в розчинах електролітів. (4 години)

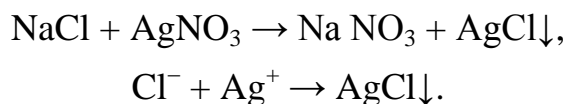
#### План лекції

1. Реакції в розчинах електролітів. Правила складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів.
2. Приклади складань рівнянь реакцій іонного обміну.

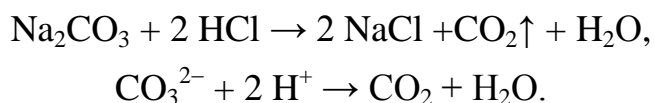
#### **1. Реакції в розчинах електролітів. Правила складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів.**

У розчинах електролітів реакції обміну між іонами протікають звичайно з великою швидкістю. Практично необоротно й до кінця ці реакції відбуваються у тих випадках, коли утворюються малорозчинні речовини (осади), гази або сполуки, що мало дисоціюють.

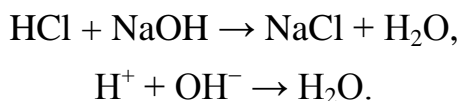
Наприклад, реакція між солями NaCl та AgNO<sub>3</sub> буде необоротною, тому що під час її проходження утворюється малорозчинна речовина



Також необоротною буде взаємодія між Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> та HCl, оскільки при цьому утворюється газ, який вилучається з реакційного середовища,



Під час проходження реакції нейтралізації між HCl і NaOH утворюється слабкий електроліт – вода



Для виявлення сутності реакцій у розчинах електролітів їх рівняння записують не тільки в молекулярній, але й в іонно-молекулярній формі. Щоб робити це правильно, слід запам'ятати просте правило.

**Правило запису рівнянь реакцій в іонно-молекулярній формі:** у вигляді **іонів** записують тільки **розчинні сильні** електроліти. Всі інші речовини (неелектроліти, розчинні слабкі електроліти, нерозчинні електроліти – як слабкі, так і сильні) записують у вигляді молекул.

Таким чином, у вигляді іонів записують тільки ті електроліти, які дають високу концентрацію іонів у розчині. Якщо концентрація іонів у розчині є малою, то електроліт записують у вигляді молекул незалежно від його розчинності.

Велика кількість реакцій у розчинах електролітів є **реакціями іонного обміну**, в результаті яких вихідні речовини обмінюються своїми іонами. Ці реакції слід уміти розпізнавати.

### Схеми реакцій іонного обміну

1. Основа + кислота  $\rightarrow$  сіль + вода (реакція нейтралізації).
2. Основа<sub>1</sub> + сіль<sub>1</sub>  $\rightarrow$  основа<sub>2</sub> + сіль<sub>2</sub>.
3. Кислота<sub>1</sub> + сіль<sub>1</sub>  $\rightarrow$  кислота<sub>2</sub> + сіль<sub>2</sub>.
4. Сіль<sub>1</sub> + сіль<sub>2</sub>  $\rightarrow$  сіль<sub>3</sub> + сіль<sub>4</sub> (реакція між солями відбувається за такою схемою тільки в тому випадку, коли хоча б одна з солей-продуктів реакції є нерозчинною. Якщо проти солі-продукту реакції в таблиці розчинності стоїть прочерк, то реакція ускладнюється повним гідролізом цієї солі).

Рівняння всіх реакцій іонного обміну складаються за одним правилом.

**Правило складання рівнянь реакцій іонного обміну:** для визначення формул продуктів реакції катіон першої речовини об'єднують з аніоном другої речовини, а катіон другої речовини - з аніоном першої речовини. Індеси катіонів й аніонів у формулах продуктів реакції мають бути такими, щоб кількість позитивних зарядів дорівнювала кількості негативних зарядів. Коефіцієнти в рівнянні реакції визначають, виходячи з формули найбільш складної речовини.

Для всіх реакцій іонного обміну існує одна універсальна умова протікання.

**Умова протікання реакцій іонного обміну:** реакції іонного обміну можливі тільки в тому випадку, якщо в їх результаті відбувається зв'язування якихось іонів.

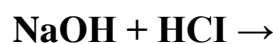
Зв'язування іонів відбувається при утворенні

- нерозчинного електроліту;
- розчинного слабкого електроліту;
- речовини в газоподібному стані;
- комплексного іона або молекули.

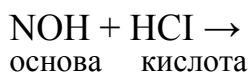
Якщо зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку, а також у всіх випадках утворення газу або комплексної речовини реакція іонного обміну є **практично необоротною**.

Якщо зв'язування іонів відбувається одночасно в двох протилежних напрямках за винятком випадків утворення газу або комплексної сполуки, реакція іонного обміну є **оборотною**.

## 2. Приклади складань рівнянь реакцій іонного обміну.



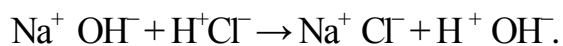
1. Перш за все підпишемо під кожною речовиною, до якого класу сполук вона відноситься. NaOH - це гідроксид металу I А групи, тобто основа. Формула HCl починається з Гідрогену, тому HCl - це кислота.



Реакція має відбуватися за схемою реакції нейтралізації, тобто утворюватимуться сіль і вода. Це реакція іонного обміну.

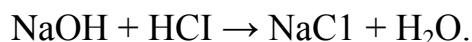
2. Складаємо формули продуктів реакції за загальним правилом. Для цього визначаємо заряди іонів у вихідних речовинах. Такими самими вони будуть і в продуктах реакції. Не забуваємо, що гідроксид-іон завжди має заряд (-), а іон Гідрогену - заряд (+), а кількість позитивних зарядів у сполучі дорівнює кількості негативних зарядів.



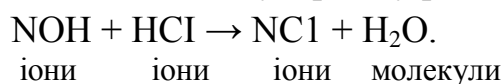


основа кислота сіль  
 НОН - це вода  $\text{H}_2\text{O}$ .

3. У даній реакції кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частині рівняння однакова. Рівняння реакції

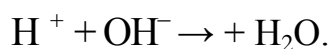


4. Щоб записати рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначимо розчинність та силу кожного електроліту. Na – метал I А групи, він утворює луг, тобто NaOH – розчинна сильна основа, записується у вигляді іонів. Силу кислоти визначаємо за допомогою таблиці 2.1. HCl не відноситься до нерозчинних кислот. Це безоксигенова кислота (лівий стовпець таблиці 2.1), утворена елементом VII А групи, але не Флуором. Тому HCl - розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів. Сіль NaCl є розчинною (див. додаток 3) й утворює іонні кристали, тобто є сильним електролітом, записується у вигляді іонів.  $\text{H}_2\text{O}$  - дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



Заряди іонів ми вже визначили. Повне іонно-молекулярне рівняння має вигляд

$\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ . Бачимо, що іони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$  не зв'язуються з жодними іонами, тобто не беруть участь у реакції. Вилучаємо їх з рівняння реакції й отримуємо скорочене іонно-молекулярне рівняння, в якому катіони зазвичай записують першими:



Це рівняння відбиває сутність реакції - зв'язування іонів  $\text{H}^+$  й  $\text{OH}^-$  у молекули води. Оскільки зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), то реакція є необоротною. Відзначимо, що це скорочене іонно-молекулярне рівняння відбиває сутність будь-якої реакції нейтралізації, в якій беруть участь сильна розчинна основа й сильна розчинна кислота. Зверніть увагу й на те, що **один іон  $\text{H}^+$  й один іон  $\text{OH}^-$  утворюють одну молекулу води**. Це допомагає легко визначати коефіцієнт перед водою в

більш складних рівняннях реакцій.

Таблиця 2.1.

**Визначення сили кислот**

<b>Кислоти</b>	
<p><b>безоксигенові,</b> утворені елементами VI А гр. (S, Se, Te)      VII А гр. H<sub>2</sub>E                              HE <b>слабкі</b>                              <b>сильні,</b>    <b>крім HF</b></p>	<p><b>оксигеновмісні</b></p> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"><math>n_o - n_n = 0</math></div> <p><b>дуже слабкі</b></p> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"><math>n_o - n_n = 1</math></div> <p><b>слабкі</b></p> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"><math>n_o - n_n = 2</math></div> <p style="text-align: center;">/                              \</p> <p>утворені елементами      утворені елементами головних підгруп              побічних підгруп <b>сильні</b>                              <b>слабкі</b></p> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"><math>n_o - n_n = 3</math></div> <p><b>сильні</b></p>
<p>для кислот, утворених елементами обох підгруп,  <math>Z \downarrow</math>, міцність зв'язку H-E <math>\downarrow</math>  , сила кислот <math>\uparrow</math></p>	
<p><b>HCN</b> - слабка кислота <b>HCNS</b> - сильна кислота</p>	<p>При однаковій різниці (<math>n_o - n_n</math>)  більш сильною є та кислота, в якій  електронегативність елемента, що  утворює кислоту, є більшою.</p>

Наведемо приклади оксигеновмісних кислот, що відносяться до кожної з чотирьох груп, наведених у табл. 2.1.

1. Якщо  $n_o - n_n = 0$  (дуже слабкі кислоти), у молекулі кислоти немає атомів Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади: HCO, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, всі амфотерні гідроксиди. Порівняємо силу кислот HClO та H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>. Для цього може бути достатньо знати загальну тенденцію зміни електронегативностей елементів у періодичній системі: у періодах зліва направо електронегативність елементів зростає, а в групах зверху вниз зменшується. Можна також скористатися таблицею відносної електронегативності елементів.  $E_{HCl} > E_{H_3B}$ , тому HClO є більш сильною кислотою, ніж H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>.

2. Якщо  $n_0 - n_H = 1$  (слабкі кислоти), у молекулі кислоти є один атом Оксигену, зв'язаний з елементом, що утворює кислоту, подвійним зв'язком. Приклади:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , а також винятки -  $\text{H}_3\text{PO}_3$  й  $\text{H}_3\text{PO}_2$ .

3. Якщо  $n_0 - n_H = 2$ , молекула кислоти містить два атоми Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади сильних кислот (утворених елементами головних підгруп):  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$  та ін. Приклади слабких кислот (утворених елементами побічних підгруп):  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{HVO}_3$ .

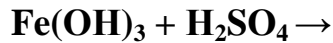
4. Якщо  $n_0 - n_H = 3$  (сильні кислоти), молекула кислоти містить три атоми Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ .

Таблиця 2.2

### Визначення сили гідроксидів металів

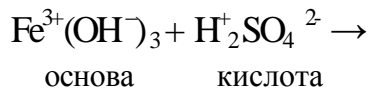
Гідроксиди металів		
Основи	Амфотерні гідроксиди	
розчинні (луги), тобто утворені Me I A гр.; Me II A гр., по- чинаючи з Ca; TiOH	нерозчинні  слабкі	
сильні		нерозчинні
слабкі		слабкі
z ↓	$r_a(E) \uparrow$ міцність зв'язку O-Me ↓ сила основ ↑ (при однаковій валентності Me) VMe ↑ - сила основи ↓	

Існують також основи, які замість одного атома металу містять групу атомів неметалів. Таким є, зокрема, **амоній гідроксид**  $\text{NH}_4\text{OH}$ , константа дисоціації якого наведена в дод.1.

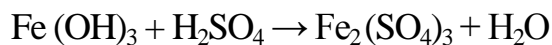


1. В гідроксиді металу  $\text{Fe(OH)}_3$  валентність Fe дорівнює трьом. Йому відповідає оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , який виявляє амфотерні властивості в безводному середовищі при нагріванні, а в водному розчині є основним.  $\text{Fe(OH)}_3$  - це основа.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - це кислота. Реакція має відбуватися за схемою реакції нейтралізації, тобто утворюватимуться сіль і вода.

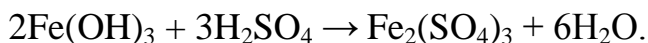
2. Визначаємо заряди іонів у вихідних речовинах (гідроксид-іон має заряд (-), іон Гідрогену - заряд (+), кількість позитивних зарядів у сполучі дорівнює кількості негативних зарядів).



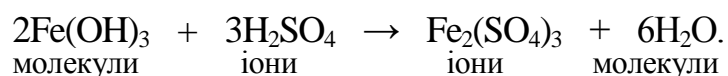
За зарядами іонів складаємо формулу солі. При зарядах іонів  $\text{Fe}^{3+}$   $\text{SO}_4^{2-}$  алгебраїчна сума зарядів дорівнює нулю, якщо індекси дорівнюють  $3 \times 2 : 3 = 2$  для  $\text{Fe}^{3+}$  та  $3 \times 2 : 2 = 3$  для  $\text{SO}_4^{2-}$ . Формула солі  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Допишуємо воду.



3. За формулою найбільш складної сполуки  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  визначаємо, що перед  $\text{Fe(OH)}_3$  необхідно поставити коефіцієнт 2, а перед  $\text{H}_2\text{SO}_4$  коефіцієнт 3. Тоді 6  $\text{H}^+$  і 6  $\text{OH}^-$  утворять 6  $\text{H}_2\text{O}$ . Рівняння реакції

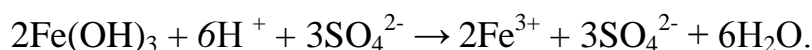


5. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. Fe - метал VIII В групи, він не утворює луг, тобто  $\text{Fe(OH)}_3$  - нерозчинна основа (див. табл. 2.2), записується у вигляді молекул.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  не відноситься до нерозчинних кислот. Це оксигеновмісна кислота (правий стовпець таблиці 2.1), в якій  $n_0 - n_n = 2$ . Сульфур знаходиться в головній підгрупі Періодичної системи, тому кислота є сильною. Розчинна сильна кислота записується у вигляді іонів. Сіль  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  є розчинною (див. додаток 3), не відноситься до слабких електролітів, записується у вигляді іонів.  $\text{H}_2\text{O}$  - дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.

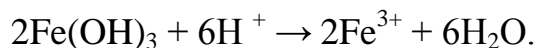


Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння. Пам'ятаємо, що коефіцієнт перед іоном дорівнює коефіцієнту перед формулою речовини, помноже-

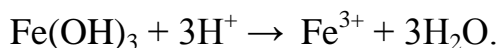
ному на індекс цього іона в формулі.



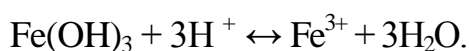
Бачимо, що іони  $\text{SO}_4^{2-}$  не зв'язуються з жодними іонами, тобто не беруть участь у реакції. Вилучивши їх, отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



Після вилучення іонів  $\text{SO}_4^{2-}$  всі коефіцієнти стали парними, їх слід скоротити на 2:



Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення  $\text{H}_2\text{O}$  та  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівнянні реакції

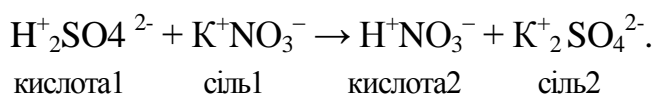


Знак оборотності слід показати в усіх рівняннях цієї реакції.

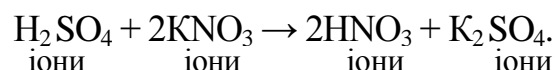


1.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - кислота, оскільки формула починається з Гідрогену.  $\text{KNO}_3$  - сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція є реакцією іонного обміну.

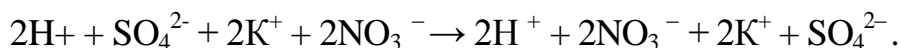
2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди іонів у вихідних речовинах,



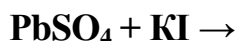
3. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів.  $\text{KNO}_3$  - розчинна сіль (див. дод. 3), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів.  $\text{HNO}_3$  - розчинна сильна кислота (див. табл. 2.1), записується у вигляді іонів.  $\text{K}_2\text{SO}_4$  - розчинна сіль (див. дод. 4), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, одночасно розставляючи коефіцієнти.



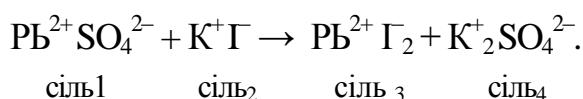
4. Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



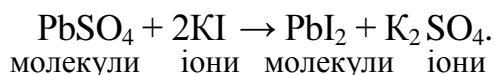
Як бачимо, зв'язування іонів не відбувається, тому ця реакція в водному розчині неможлива.



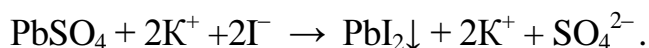
1.  $\text{PbSO}_4$  та  $\text{KI}$  - солі. Реакція може бути реакцією іонного обміну.
2. Спочатку складаємо формули можливих продуктів реакції за загальною схемою



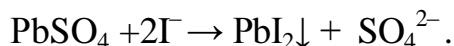
3. У таблиці розчинності знаходимо, що  $\text{PbI}_2$  - нерозчинна сіль, а сіль  $\text{K}_2\text{SO}_4$  є розчинною. Реакція відбувається за схемою реакції обміну. Запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі.  $\text{KI}$  та  $\text{K}_2\text{SO}_4$  - розчинні солі, які належать до сильних електролітів, записуються у вигляді іонів.  $\text{PbSO}_4$  та  $\text{PbI}_2$  - нерозчинні солі, записуються у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, одночасно розставляючи коефіцієнти.



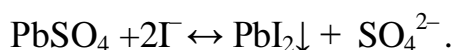
4. Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



5. З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити  $2\text{K}^+$ . Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення  $\text{PbI}_2$  та  $\text{PbSO}_4$ ), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівнянні реакції за допомогою знаку оборотності



## РОЗЧИНИ

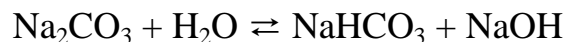
### Лекція 3 – Гідроліз (2 години)

#### Гідроліз солей.

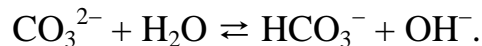
*Гідроліз* – це обмінна реакція речовин з водою. Гідролізу можуть піддаватися хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводні, білки, ефіри, жири та ін. Серед неорганічних сполук частіше за все відбувається гідроліз солей, тобто обмінна взаємодія іонів солі з молекулами води, внаслідок якої зсувається рівновага електролітичної дисоціації води.

Процес гідролізу має ступінчастий та оборотний характер. Відрізняють три типи дії води на сіль:

а) гідроліз за аніоном (якщо сіль утворена катіоном сильної основи та аніоном слабкої кислоти). Наприклад, таким є гідроліз солі  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

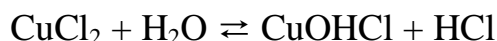


або

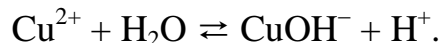


Концентрація гідроген-іонів буде меншою, ніж  $\text{OH}^-$  а тому  $\text{pH} > 7$ ;

б) гідроліз за катіоном (якщо сіль утворена катіоном слабкої основи та аніоном сильної кислоти). Наприклад,



або



У цьому випадку більшою буде концентрація гідроген-іонів, і середовище стане кислим ( $\text{pH} < 7$ );

в) гідроліз за катіоном та аніоном (якщо сіль утворена катіоном слабкої основи та аніоном слабкої кислоти). Може мати місце один з трьох випадків. Середовище може бути кислим, лужним або нейтральним. У залежності від співвідношення констант іонізації кислот та основ, які утворюються внаслідок гідролізу, розчини солей останнього типу можуть мати слабо кислу або слабо лужну реакцію.

## Константи дисоціації деяких слабких електролітів при 25°C

Формула електроліту	Константа дисоціації	Формула електроліту	Константа дисоціації
HNO <sub>2</sub>	4·10 <sup>-4</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	(I) 4,5·10 <sup>-7</sup>
NH <sub>4</sub> OH	1,8·10 <sup>-5</sup>		(II) 4,7·10 <sup>-11</sup>
HClO	5,0·10 <sup>-8</sup>	H <sub>2</sub> S	(I) 6,0·10 <sup>-8</sup>
HBrO	2,1·10 <sup>-9</sup>		(II) 1,0·10 <sup>-14</sup>
HIO	2,3·10 <sup>-11</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	(I) 1,6·10 <sup>-3</sup>
HF	6,6·10 <sup>-4</sup>		(II) 6,3·10 <sup>-7</sup>
HCN	7,9·10 <sup>-10</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	(I) 7,1·10 <sup>-3</sup>
CH <sub>3</sub> COOH	1,8·10 <sup>-5</sup>		(II) 6,3·10 <sup>-8</sup>
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	(I) 4,5·10 <sup>-7</sup>		(III) 1,3·10 <sup>-12</sup>

## Добутки розчинності деяких важко розчинних електролітів при 25°C

Формула електроліту	ДР	Формула електроліту	ДР
AgBr	5,0·10 <sup>-13</sup>	Cu(OH) <sub>2</sub>	5,6·10 <sup>-20</sup>
AgCl	1,8·10 <sup>-10</sup>	CuS	1,4·10 <sup>-36</sup>
AgI	2,3·10 <sup>-16</sup>	Fe(OH) <sub>2</sub>	7,9·10 <sup>-16</sup>
Ag <sub>2</sub> S	7,2·10 <sup>-50</sup>	Fe(OH) <sub>3</sub>	6,3·10 <sup>-38</sup>
BaCO <sub>3</sub>	4,9·10 <sup>-III</sup>	FeS	3,4·10 <sup>-17</sup>
BaSO <sub>4</sub>	1,8·10 <sup>-III</sup>	MnS	1,1·10 <sup>-13</sup>
BaCrO <sub>4</sub>	1·10 <sup>-III</sup>	PbCl <sub>2</sub>	1,7·10 <sup>-5</sup>
CaCO <sub>3</sub>	4,4·10 <sup>-y</sup>	PbI <sub>2</sub>	8,7·10 <sup>-9</sup>
CaSO <sub>4</sub>	3,7·10 <sup>-5</sup>	PbS	8,7·10 <sup>-29</sup>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1,0·10 <sup>-25</sup>	PBSO <sub>4</sub>	1,7·10 <sup>-8</sup>
Cd(OH) <sub>2</sub>	4,3·10 <sup>-15</sup>	Zn(OH) <sub>2</sub>	3,0·10 <sup>-16</sup>
CdS	6,5·10 <sup>-28</sup>	ZnS	1,6·10 <sup>-24</sup>



### Розчинність солей та гідроксидів у воді

Аніон	Катіон													
	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	P	P	—	—	BP	BP	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S <sup>2-</sup>	P	P	—	BP	P	P	P	BP	BP	BP	BP	—	—	BP
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	BP	P	BP	BP	P	P	P	BP	P	P	P
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	—	—	—
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	—	—	—

## ЛІТЕРАТУРА

1. Коровін Н.В. Общая химия.–М.: Высшая школа. 1998. – 541с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие [для вузов] / под ред. А.И. Ермакова. – [30-е изд., исправл.] – М.: Интеграл-Пресс. 2009. – 752с.
3. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. – Санкт-Петербург. Химия. 1997. – 597 с.
4. Кириченко В.І. Загальна хімія.–Київ.: Вища школа. 2005. – 639с.
5. Рейтер А.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ: 2003. – 350с.
6. Корчинський Г.А. Хімія. Вінниця, 2002 . – 525с.
7. Клімашевський Л.М., Грибанова Т.О., Лев І.Ю., Герасименко Л.Г., Никифорова Н.А., Ісаєва Л.Є. Хімія для металургів. – Дніпропетровськ. НМетАУ, 2009 – 172 с.