

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНА МЕТАЛУРГІЙНА АКАДЕМІЯ УКРАЇНИ**

Н.А. НИКИФОРОВА, Л.Ю. КОЛОДЯЖНА, Н.Г. СТЕГНО

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

**Затверджено на засіданні Вченої ради академії
як навчальний посібник. Протокол № 1 від 27.01.2014**

Дніпропетровськ НМетАУ 2014

УДК 54-145:544.354(075.8)

Никифорова Н.А., Колодяжна Л.Ю., Стегно Н.Г. Розчини електролітів:
Навч. посібник. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2014. – 40 с.

Розглянуто основні поняття та терміни, необхідні при вивченні реакцій у розчинах електролітів у курсі загальної хімії. Докладно розібрано велику кількість прикладів та запропоновано завдання для самостійної роботи.

Призначений для студентів усіх напрямів.

Іл. 2. Табл. 7. Бібліогр.: 7 найм.

Друкується за авторською редакцією.

Відповідальна за випуск Камкіна Л.В., д-р техн. наук, проф.

Рецензенти: Голіченко О.А., канд. хім. наук, доц. (УДХТУ)
Єгоров П.О., д-р хім. наук, проф. (НГУ)

© Національна металургійна академія
України, 2014

© Никифорова Н.А.,
Колодяжна Л.Ю., Стегно Н.Г.,
2014

1 ПОНЯТТЯ ПРО РОЗЧИНИ

Розчини – це гомогенні (однорідні) дисперсні системи, склад яких може змінюватись у широких межах.

Дисперсна система – це система, в якій одна речовина (**дисперсна фаза**) у подрібненому вигляді розподіляється в іншій речовині (**дисперсійному середовищі**). Якщо розміри частинок дисперсної фази відповідають розмірам молекул або іонів, то ми маємо справу з розчином.

Розчини поділяються на **тверді, рідкі та газоподібні**. До твердих розчинів відносяться, наприклад, деякі сплави металів, в яких близькі за розмірами атоми різних металів рівномірно розподіляються по кристалічних ґратках. Газоподібними розчинами можна вважати будь-які суміші газів, які завдяки великим відстаням між молекулами газів швидко стають гомогенними в результаті дифузії. Найбільш важливими є рідкі розчини, які далі ми будемо розглядати більш докладно.

Рідкий розчин складається з **розчинника** (рідини) та **розчиненої речовини** (речовин). Речовина до розчинення може бути твердою, рідкою або газоподібною, але після розчинення й дифузії частинок розчиненої речовини система стає гомогенною й рідкою. Рідкі розчини займають проміжне місце між хімічними сполуками та механічними сумішами. Розглянемо, в чому полягають їхні подібність та відмінності.

1. Хімічні сполуки, що складаються з молекул, мають постійний склад, який відбивають їхні хімічні формули. Склад механічних сумішей може бути будь-яким. Склад розчинів може змінюватись у широких межах, але будь-яким бути не може, оскільки обмежений розчинністю речовини в даному розчиннику. Залежно від того, чи досягнута границя розчинності, розчини поділяють на **насичені, ненасичені й пересичені**. **Насичений** при даній температурі розчин містить граничну при даній температурі кількість речовини, що здатна розчинитися в даній кількості розчиннику. **Насичений розчин** знаходиться в рівновазі з речовиною, що не змогла розчинитися. У **ненасиченому** розчині дана речовина при даній температурі ще здатна розчинитися. Іноді вдається приготувати **пересичений** розчин, який містить більше речовини, ніж дозволяє його розчинність, але є дуже нестабільним.

Мірою розчинності є **коефіцієнт розчинності** – маса речовини (г), яка при даній температурі розчиняється в 100 г води з утворенням насиченого розчину. Розчинність речовин залежить від температури, а розчинність газів ще й від тиску. За розчинністю у воді **тверді речовини** поділяються на добре розчинні, малорозчинні і практично нерозчинні. Добре розчинними називають такі речовини, розчинність яких при звичайній температурі більша 10 г у 100 г розчинника. Малорозчинними називають такі речовини, розчинність яких при звичайній температурі менша 1 г, а практично нерозчинними такі, розчинність яких менша 0,01 г у 100 г розчинника. Абсолютно нерозчинних речовин немає. З підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин збільшується, причому для деяких речовин дуже різко, а для деяких – зовсім мало. Залежність розчинності твердих речовин від температури для наочності часто зображають графічно кривими розчинності (рис. 1.1).

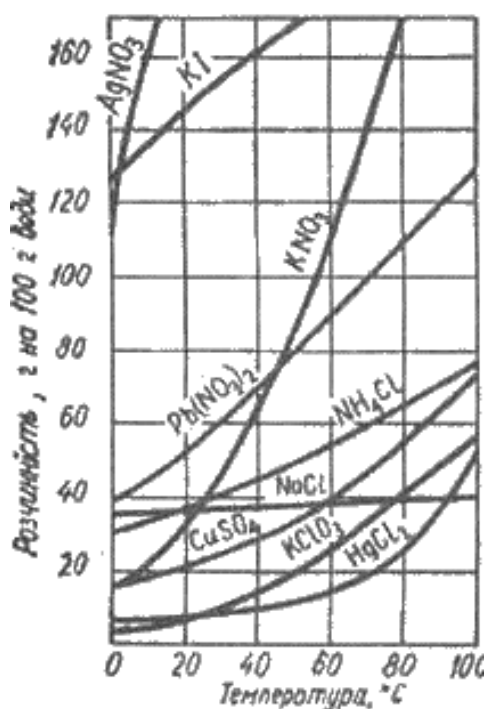


Рис. 1.1 – Криві розчинності деяких солей у воді.

Розчинність газів при нагріванні різко зменшується, а при збільшенні тиску, навпаки, збільшується.

2. У хімічних сполуках між атомами елементів існує хімічний зв'язок. Між компонентами суміші хімічна взаємодія відсутня. У розчинах відбувається хімічна взаємодія між розчиненою речовиною та розчинником. Якщо розчинником є вода, то такий процес називається **гідратація**. Але сполуки, які при цьому утворюються, мають змінний склад. Такі сполуки називаються **гідратами**. У випадку неводних розчинів процес хімічної взаємодії між розчиненою речовиною та розчинником називається **сольватацією**, сполуки змінного складу – **сольватами**. Доказом хімічної взаємодії розчиненої речовини з розчинником є насамперед тепловий ефект при розчиненні. Розчинення газів і рідин є екзотермічним процесом, тому при підвищенні температури згідно з принципом Ле Шательє їхня розчинність зменшується. Розчинення твердих речовин може бути як екзотермічним, так і ендотермічним. Зміна кольору при розчиненні деяких речовин також свідчить про хімічну взаємодію цієї речовини з розчинником. Наприклад, безводний купрум (II) сульфат CuSO_4 має білий колір, а його розчин набуває характерного синього кольору. При випарюванні води з розчину CuSO_4 випадають сині кристали. Це свідчить про те, що хімічно зв'язана вода знаходиться в кристалічних ґратках. Такі кристали називаються **кристалогідрати**. Формула синього кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Цей запис означає, що на 1 моль CuSO_4 припадають 5 моль води. Відомі й інші кристалогідрати, наприклад, $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ та багато інших.

3. Хімічні сполуки розділити фізичними методами неможливо. Механічні суміші й розчини можуть бути розділені на компоненти фізичними методами.

Таким чином, розчинення є фізико-хімічним процесом, а розчини – фізико-хімічними системами.

2. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ СКЛАДУ РОЗЧИНІВ

Масова частка ω .

Загальний вираз для масової частки має вигляд

$$\omega = \frac{m_{\text{частини}}}{m_{\text{цілого}}} \cdot 100\%, \quad (2.1)$$

де m – маса, г або кг.

Можна виразити масову частку розчиненої речовини

$$\omega_{\text{речовини}} = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%, \quad (2.2)$$

але іноді зручніше користуватися масовою часткою розчинника

$$\omega_{\text{розчинника}} = \frac{m_{\text{розчинника}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%. \quad (2.3)$$

При цьому треба мати на увазі, що

$$\omega_{\text{речовини}} + \omega_{\text{розчинника}} = 100\%. \quad (2.4)$$

Крім того, розчини зазвичай не зважують, а відмірюють їхній об'єм за допомогою мірного посуду різних видів. Тому

$$m_{\text{розчину}} = \rho_{\text{розчину}} \cdot V_{\text{розчину}}, \quad (2.5)$$

де $\rho_{\text{розчину}}$ – густина розчину, кг/м³, г/мл або г/л; $V_{\text{розчину}}$ – об'єм розчину відповідно м³, мл або л.

Мольна (молярна) концентрація C_M , моль/л.

Будь-яка концентрація показує вміст розчиненої речовини в одиниці об'єму розчину, а вид концентрації залежить від того, яким чином виражається вміст розчиненої речовини. Мольна концентрація визначається за формулою

$$C_M = \frac{n_{\text{речовини}}}{V_{\text{розчину}}}, \quad (2.6)$$

де $n_{\text{речовини}}$ – кількість розчиненої речовини, моль; $V_{\text{розчину}}$ – об'єм розчину, л.

Кількість розчиненої речовини визначається за придатною для конкретного випадку формулою

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{N}{N_A}; \quad n = \frac{V_0}{V_M}; \quad n = \frac{PV}{RT},$$

де n – кількість речовини, моль; m – маса речовини, г; M – мольна маса речовини, г/моль; N – кількість молекул речовини; N_A – число Авогадро ($6,023 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹); V_0 – об'єм газу за нормальних умов, л; V_M – мольний об'єм газу за нормальних умов (22,4 л/моль); P – тиск газу, Па (Н/м²); V –

об'єм газу при даних температурі й тиску, м³; R – універсальна газова стала (8,31 Дж/моль·К, 1 Дж = 1 Н·м); T – абсолютна температура, К.

З виразу (2.6) випливає ще одна формула для визначення кількості речовини

$$n = C_M \cdot V_{\text{розчину}}, \quad (2.7)$$

яку можна використовувати при розрахунках за рівняннями реакцій в розчинах.

Для зручності в текстах та на етикетках пляшок з розчинами реактивів використовують такі позначення: 1М, що означає, що $C_M = 1$ моль/л, 0,1М ($C_M = 0,1$ моль/л) тощо.

Мольна концентрація насиченого розчину також може бути **мірою розчинності речовини**.

Мольна концентрація еквівалентів (нормальна, еквівалентна)

C_N , моль_Е/л.

Визначається за формулою

$$C_N = \frac{n_{E(\text{речовини})}}{V_{\text{розчину}}}, \quad (2.8)$$

де $n_{E(\text{речовини})}$ – кількість речовини еквівалентів, моль_Е; $V_{\text{розчину}}$ – об'єм розчину, л.

Кількість речовини еквівалентів для розчиненої речовини визначається за придатною для конкретного випадку формулою

$$n_E = \frac{m}{M_E}; \quad n_E = \frac{V_0}{V_E}; \quad n_E = \frac{zPV}{RT},$$

де n_E – кількість речовини еквівалентів, моль_Е; m ; M_E – мольна маса еквівалентів речовини, г/моль_Е; V_0 – мольний об'єм еквівалентів газу за нормальних умов, л/моль_Е; V_E – мольний об'єм еквівалентів газу за нормальних умов, л/моль_Е; z – кількість утворених або розірваних зв'язків у молекулі даної речовини.

Для зручності в текстах та на етикетках пляшок з розчинами реактивів використовують такі позначення: 1N або 1н., що означає, що $C_N = 1$ моль_Е/л, 0,1N або 0,1н. ($C_N = 0,1$ моль_Е/л) тощо.

З виразу (2.8) випливає ще одна формула для визначення кількості речовини еквівалентів

$$n_E = C_N \cdot V_{\text{розчину}}, \quad (2.9)$$

яку можна використовувати при розрахунках за законом еквівалентів, базова формула для якого має вигляд

$$n_{E(1)} = n_{E(2)}, \quad (2.10)$$

де $n_{E(1)}$ – кількість речовини еквівалентів для однієї речовини в хімічній реакції; $n_{E(2)}$ – кількість речовини еквівалентів для другої речовини в цій реакції.

З використанням формули (2.9) можна отримати такі конкретні вирази закону еквівалентів для різних випадків:

- для двох речовин у хімічній реакції, якщо обидві знаходяться в розчині,

$$C_{N(1)} \cdot V_{\text{розч.}(1)} = C_{N(2)} \cdot V_{\text{розч.}(2)}. \quad (2.11)$$

Ця формула широко використовується в аналітичній хімії при визначенні концентрацій речовин методом титриметричного аналізу.

- для двох речовин у хімічній реакції, якщо для однієї відома або має бути визначена мольна концентрація еквівалентів, а для другої відома або має бути визначена маса

$$C_{N(1)} \cdot V_{\text{розч.}(1)} = \frac{m_2}{M_{E(2)}}.$$

(2.12)

- для двох речовин у хімічній реакції, якщо для однієї відома або має бути визначена мольна концентрація еквівалентів, а друга є газоподібною, і для неї відомий або має бути визначений об'єм
- за нормальних умов

$$C_{N(1)} \cdot V_{\text{розч.}(1)} = \frac{V_2}{V_{E(2)}}. \quad (2.13)$$

- за умов, які відрізняються від нормальних,

$$C_{N(1)} \cdot V_{\text{розч.}(1)} = \frac{z_2 P_2 V_2}{RT}. \quad (2.14)$$

3 РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

3.1 Поняття про електроліти

Електроліти – це речовини, розчини або розплави яких є провідниками електричного струму. Далі мова піде про **водні розчини електролітів**. Електропровідність розчинів електролітів свідчить про те, що вони містять заряджені частинки, здатні до вільного переміщення. Ці частинки називаються **іонами**. Оскільки всі речовини й їхні розчини є електрично нейтральними, то іони мають бути заряджені як позитивно, так і негативно, причому кількість позитивних зарядів має дорівнювати кількості негативних зарядів.

Позитивно заряджені іони називаються **катионами**, а негативно заряджені – **аніонами**. Заряд іона показують у верхньому правому куту формули іона. Якщо він одиничний, то це буде просто "+" або "-". Якщо абсолютна величина заряду більша за одиницю, то її вказують перед знаком заряду. Ні в якому разі не можна забувати вказувати заряди іонів, інакше запис або зовсім втрачає сенс, або має не той сенс, який ви мали на увазі.

Іони можуть бути **простими**, або **елементарними** (наприклад, Na^+ , Cl^- , Al^{3+} , S^{2-} тощо), і **складними** (наприклад, SO_4^{2-} , NH_4^+ , FeOH^{2+} тощо). Іони з'являються в результаті електролітичної дисоціації, або **іонізації**, під час розчинення електроліту в воді.

Електролітична дисоціація (іонізація) за теорією С. Арреніуса – це розпад електроліту на іони в результаті дії молекул води на іонні кристали або полярні молекули.

Молекули води мають кутову форму з атомом Оксигену у вершині, тому вони є полярними (диполями) – центри тяжіння позитивного й негативного зарядів у них не співпадають. На рис. 3.1 показано, як під час розчинення іонного кристалу диполі води, умовно зображені у вигляді еліпсів, орієнтуються своїми протилежно зарядженими полюсами навколо поверхневих іонів кристалу, розклинюють кристалічні ґрати й зменшують міцність зв'язків між іонами. Під дією диполів води відбувається розрив зв'язків, й іони в **гідратованому вигляді**, тобто, оточені притягнутими молекулами води, переходять у розчин. Ця **гідратна оболонка** дає іонам змогу самостійно існувати й вільно рухатись у розчині, не утворюючи зв'язків між про-

тилежно зарядженими іонами. Електролітична дисоціація іонних кристалів є необоротною в ненасиченому розчині й оборотною в насиченому.

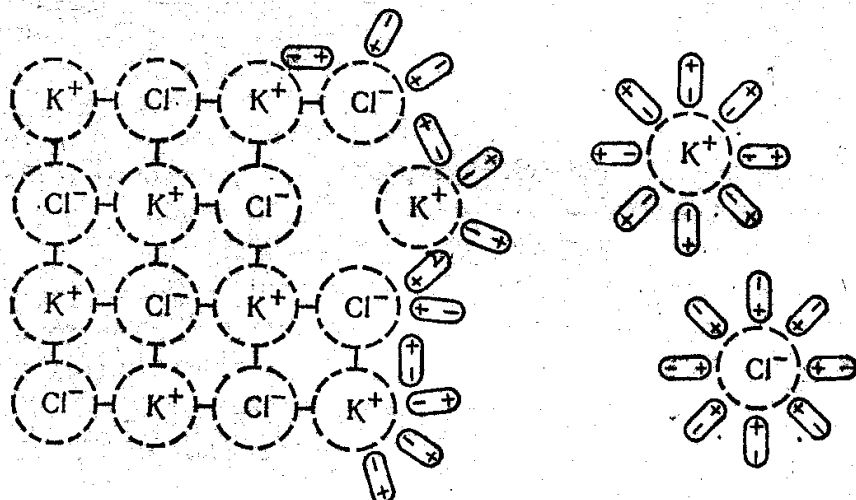


Рис. 3.1 – Схема електролітичної дисоціації іонного кристалу під дією молекул води

Якщо речовина, що розчиняється, складається з полярних молекул, то спочатку під дією диполів води ковалентний полярний зв'язок перетворюється на іонний, а далі під дією молекул води послабляється, розривається, і в розчин переходять іони в гідратованому вигляді.

До електролітів у водних розчинах належать **кислоти, гідроксиди, солі**. Дисоціація різних електролітів відбувається неоднаково, і кількісно її можна охарактеризувати за допомогою **ступеня електролітичної дисоціації**

$$\alpha = \frac{N_{\text{розп.}}}{N_0}, \quad (3.1)$$

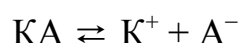
де $N_{\text{розп.}}$ – кількість молекул, що розпалися на іони; N_0 – початкова кількість молекул даного електроліту в розчині.

Ступінь дисоціації можна виразити у відсотках. Для цього α слід помножити на 100%.

Залежно від величини ступеня електролітичної дисоціації електроліти поділяються на **сильні** ($\alpha > 30\%$), **слабкі** ($\alpha < 3\%$) та електроліти **середньої сили** ($3\% < \alpha < 30\%$). Відзначимо, що сила електроліту характеризує тільки його здатність до розпаду на іони, тобто здатність до дисоціації. Розглядаючи хімічні реакції в розчинах електролітів, зазвичай говорять тільки про сильні

та слабкі електроліти, і тоді електроліти середньої сили відносять до слабких. Той факт, що та чи інша речовина є електролітом середньої сили, як правило, відзначають при розгляді індивідуальних властивостей конкретних речовин. **Вода** теж здатна до дисоціації, але вона є **дуже слабким електролітом**.

Електролітична дисоціація слабких електролітів та сильних електролітів у насичених розчинах є оборотним процесом. Тому для неї справедливі загальні закони хімічної рівноваги. Константу рівноваги процесу електролітичної дисоціації називають **константою дисоціації**, або **константою іонізації**. Для умовного електроліту KA , який дисоціює на катіон та аніон,



вираз для константи дисоціації має вигляд

$$K_{\partial} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}, \quad (3.2)$$

де $[K^+]$, $[A^-]$, $[KA]$ – рівноважні концентрації відповідно катіонів, аніонів та недисоційованих молекул.

Константа дисоціації характеризує силу електроліту в цілому і не залежить від концентрації електроліту в розчині, але, як будь-яка константа рівноваги, залежить від температури. Ступінь дисоціації характеризує конкретний стан рівноваги і тому залежить від концентрації електроліту в розчині. Цю залежність легко встановити, якщо вважати, що c – початкова концентрація електроліту KA , α – ступінь дисоціації згідно з виразом (3.1).

Тоді відповідні рівноважні концентрації $[K^+] = \alpha c$, $[A^-] = \alpha c$, $[KA] = c - \alpha c = c(1 - \alpha)$. Підставимо ці значення рівноважних концентрацій

до виразу (3.2) і отримаємо $K_{\partial} = \frac{\alpha c \times \alpha c}{c(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 c^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 c}{(1 - \alpha)}$.

Вираз

$$K_{\partial} = \frac{\alpha^2 c}{(1 - \alpha)} \quad (3.3)$$

встановлює зв'язок між константою дисоціації та ступенем дисоціації при заданій концентрації електроліту. Якщо електроліт є дуже слабким (α значно менша за 1), то $(1 - \alpha) \approx 1$. Тоді

$$K_{\partial} \approx \alpha^2 c, \quad (3.4)$$

звідки

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_{\partial}}{c}}. \quad (3.5)$$

Формули (3.4), (3.5) є виразами **закону розведення Оствальда**.

Для складання рівнянь реакцій за участю електролітів дуже важливо вміти розрізняти сильні та слабкі електроліти. Розглянемо формальні правила визначення сили електроліту.

3.2 Сильні й слабкі кислоти

Формула будь-якої кислоти починається з атома Гідрогену. Підхід до визначення сили кислоти відрізняється для **безоксигенових** (молекули кислот не містять атомів Оксигену) та **оксигеновмісних** (до складу молекул входять атоми Оксигену) кислот. Для визначення сили кислот будемо користуватися таблицею 3.1.

У лівому стовпці таблиці для елементів, які утворюють безоксигенові кислоти, наведено загальні формули кислот (E – елемент) та їхню силу.

Наприклад, HCl, HBr, HI – кислоти, утворені елементами VII A гр., але не Флуором. Це сильні кислоти, найбільш сильною з яких є HI. HF – слабка кислота. H₂S, H₂Se, H₂Te – це кислоти, утворені елементами VI A гр., це слабкі кислоти, сильнішою (найменш слабкою) з яких є H₂Te.

У стовпці оксигеновмісних кислот ($n_O - n_H$) – це різниця між кількістю атомів Оксигену й кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти, яка визначає кількість атомів Оксигену, зв'язаних подвійним зв'язком з елементом, що утворює кислоту, оскільки кількість атомів Оксигену, що входять до складу гідроксогруп, як правило, дорівнює кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти. Саме від цієї різниці залежить сила оксигеновмісних кислот. В залежності від величини ($n_O - n_H$) оксигеновмісні кислоти можна поділити на 4 групи, як це показано в таблиці. Винятками з цього формального правила є кислоти H₃PO₃ та H₃PO₂, які містять кожна по одному атому Оксигену, зв'язаному з Фосфором подвійним зв'язком, та

атоми Гідрогену, зв'язані безпосередньо з елементом, що утворює кислоту, тобто з Фосфором (1 у молекулі H_3PO_3 та 2 у молекулі H_3PO_2).

Таблиця 3.1

Визначення сили кислот

Кислоти	
<p style="text-align: center;">безоксигенові, утворені елементами</p> <p>VI А гр. (S, Se, Te) VII А гр. H_2E HE</p> <p>слабкі сильні, крім HF</p> <p>для кислот, утворених елементами обох підгруп,</p> <div style="text-align: center;"> $r_a \curvearrowright$ \downarrow міцність зв'язку H-E ↓ $Z \downarrow$ сила кислот ↑ </div> <p>HCN – слабка кислота HCNS – сильна кислота</p>	<p style="text-align: center;">оксигеновмісні</p> <div style="text-align: center; border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $n_O - n_H = 0$ </div> <p style="text-align: center;">дуже слабкі</p> <div style="text-align: center; border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $n_O - n_H = 1$ </div> <p style="text-align: center;">слабкі</p> <div style="text-align: center; border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $n_O - n_H = 2$ </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 5px;"> <div style="text-align: center;"> \swarrow утворені елементами головних підгруп сильні </div> <div style="text-align: center;"> \searrow утворені елементами побічних підгруп слабкі </div> </div> <div style="text-align: center; border: 1px solid black; padding: 2px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> $n_O - n_H = 3$ </div> <p style="text-align: center;">сильні</p> <p>При однаковій різниці $(n_O - n_H)$ 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. 3.1.

1. Якщо $n_O - n_H = 0$ (дуже слабкі кислоти), у молекулі кислоти немає атомів Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади: HClO , H_3BO_3 , всі амфотерні гідроксиди. Порівняємо силу кислот HClO та H_3BO_3 . 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 (додаток 1). $E_{\text{Cl}} > E_{\text{B}}$, тому HClO є більш сильною кислотою, ніж H_3BO_3 .

2. Якщо $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 1$ (слабкі кислоти), у молекулі кислоти є один атом Оксигену, зв'язаний з елементом, що утворює кислоту, подвійним зв'язком. Приклади: HNO_2 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , а також винятки – H_3PO_3 й H_3PO_2 .

3. Якщо $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 2$, молекула кислоти містить два атоми Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади сильних кислот (утворених елементами головних підгруп): H_2SO_4 , HClO_3 , HNO_3 та ін. Приклади слабких кислот (утворених елементами побічних підгруп): H_2CrO_4 , HVO_3 .

4. Якщо $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 3$ (сильні кислоти), молекула кислоти містить три атоми Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади: HClO_4 , HMnO_4 .

3.3 Електролітична дисоціація кислот

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це електроліти, при дисоціації яких утворюється тільки один вид катіонів – гідроген іони H^+ . Саме іони H^+ створюють кисле середовище в розчині. Аніонами при електролітичній дисоціації є кислотні залишки. Більша частина кислот у воді розчинна. До **нерозчинних** у воді належать кислоти H_2SiO_3 , H_2TeO_3 , H_6TeO_6 , H_2MoO_4 , H_2WO_4 , HNbO_3 , HTaO_3 . Сильні розчинні кислоти (див. табл. 3.1) дисоціюють практично повністю і дають високу концентрацію іонів у розчині. Наприклад,



Слабкі кислоти (див. табл. 3.1) дисоціюють оборотно й дуже малою мірою, тобто дають дуже малу концентрацію іонів у розчині. При цьому багатоосновні кислоти дисоціюють **ступінчасто** – на кожній стадії дисоціації відщеплюється лише один гідроген іон, і спочатку утворюються аніони **кислих кислотних залишків**. Кількість стадій дисоціації дорівнює кількості

атомів Гідрогену в молекулі, що входять до складу гідроксогруп. Наприклад, слабка розчинна кислота HNO_2 піддається дисоціації в одну стадію



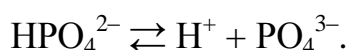
У додатку 2 наведено константи дисоціації деяких слабких кислот. Чим меншим є значення константи дисоціації, тим меншою є здатність кислоти до дисоціації, й тим слабкішою є кислота.

Слабка розчинна кислота H_2S піддається дисоціації в дві стадії:



Дисоціація відбувається переважно за першою стадією, оскільки згідно з законом Кулона від нейтральної молекули значно легше відірвати позитивно заряджений іон, ніж від негативно зарядженого іона. Константа дисоціації H_2S за першою стадією є приблизно у 10^7 разів більшою за константу дисоціації за другою стадією (додаток 2). Тому сумарне рівняння дисоціації складати не можна.

Слабка розчинна кислота H_3PO_4 дисоціює в три стадії:



Дисоціація також відбувається переважно за першою стадією (див. дод. 2).

Кислота H_3PO_3 є двохосновною та дисоціює в дві стадії:



Відзначимо, що залишок HPO_3^{2-} не є кислим, оскільки атом Гідрогену зв'язаний безпосередньо з Фосфором. Ступінчаста дисоціація кислот дає можливість утворення кислих солей, в яких аніони кислих кислотних залишків містять атоми Гідрогену.

Завдання 3.1. Користуючись таблицею 3.1, визначити силу кислот HBr , HF , HClO_4 , H_3BO_3 , H_2CO_3 , HClO й скласти для них рівняння електролітичної дисоціації, не забуваючи про те, що дисоціація може бути ступінчастою.

Завдання 3.2. Розташувати кислоти HBr , H_2S , HI , H_2Se , HCl , H_2Te в ряд за збільшенням їхньої сили.

Завдання 3.3. Розташувати кислоти H_3PO_4 , H_2SO_3 , HIO , H_2SeO_4 , HClO_3 , HMnO_4 в ряд за зменшенням їхньої сили.

3.4 Сильні й слабкі гідроксиди металів

Гідроксиди металів мають загальну формулу $\text{Me}(\text{OH})_n$ і за своїм характером можуть бути основними (основами) або амфотерними. У таблиці 3.2 показано, як, знаючи характер гідроксиду металу, визначити, яким він є електролітом – сильним чи слабким. Під час електролітичної дисоціації основи утворюють катіони залишків основ та аніони OH^- .

Таблиця 3.2

Визначення сили гідроксидів металів

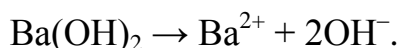
Гідроксиди металів		
Основи		Амфотерні гідроксиди
розчинні (луги), тобто утворені Me I A гр.; Me II A гр., починаючи з Ca; TiOH	нерозчинні	нерозчинні слабкі
сильні	слабкі	
$r_a \text{ (} \curvearrowright \text{)}$ міцність зв'язку O–Me ↓ сила основ ↑ (при однаковій Z ↓ валентності Me) BMe ↑ – сила основи ↓		

Існують також основи, які замість одного атома металу містять групу атомів неметалів. Таким є, зокрема, **амоній гідроксид** NH_4OH , константа дисоціації якого наведена в дод.2.

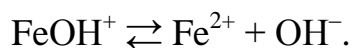
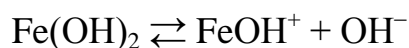
NH_4OH – розчинна слабка основа

3.5 Електролітична дисоціація основ

З точки зору теорії електролітичної дисоціації основи – це електроліти, при дисоціації яких утворюється тільки один вид аніонів – гідроксид іони OH^- . Саме гідроксид іони створюють лужне середовище в розчині. Катіонами при електролітичній дисоціації є залишки основ. Сильні основи, тобто луги, (див. табл. 3.2) дисоціюють практично повністю, є розчинними й дають високу концентрацію іонів у розчині. Наприклад,

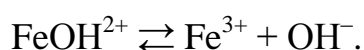
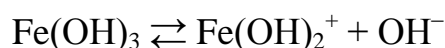


Слабкі основи (див. табл. 3.2) дисоціюють оборотно й дуже малою мірою, тобто дають дуже малу концентрацію іонів у розчині. При цьому багатокислотні основи дисоціюють **ступінчасто** – на кожній стадії дисоціації відщеплюється лише один гідроксид іон, і спочатку утворюються катіони **основних залишків**. Кількість стадій дисоціації дорівнює кількості гідроксогруп у молекулі основи. Наприклад, Fe(OH)_2 піддається дисоціації в дві стадії:



Дисоціація відбувається переважно за першою стадією, оскільки згідно з законом Кулона від нейтральної молекули значно легше відірвати негативно заряджений іон, ніж від позитивно зарядженого іона. Тому сумарне рівняння дисоціації складати не можна.

Гідроксид Fe(OH)_3 у водних розчинах виявляє основні властивості й піддається дисоціації в три стадії:



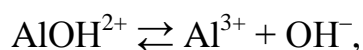
Дисоціація також відбувається переважно за першою стадією.

Ступінчаста дисоціація багатокислотних основ дає можливість утворення основних солей, в яких катіони основних залишків основ містять гідроксогрупи.

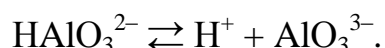
Завдання 3.4. Користуючись таблицею 3.2, визначити силу основ NaOH, Sr(OH)₂, Cd(OH)₂, Tl(OH)₃, Ti(OH)₃ й скласти для них рівняння електролітичної дисоціації, не забуваючи про те, що дисоціація може бути ступінчастою.

3.6 Електролітична дисоціація амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди металів, які в залежності від того, з чим вони реагують, виявляють властивості як основ, так і кислот. Електролітична дисоціація амфотерних гідроксидів у розчині, хоча й дуже малою мірою (**всі амфотерні гідроксиди є нерозчинними й слабкими**, див. табл. 3.2), відбувається водночас як за основним типом, наприклад,



так і за кислотним типом



Дисоціація за обома типами відбувається переважно за першою стадією.

3.7 Дія електролітів на індикатори

Індикаторами називаються речовини, які змінюють колір у залежності від середовища у водному розчині. **Середовище є кислим** завдяки наявності іонів H⁺ і **лужним** у присутності іонів OH⁻. Інтенсивність забарвлення індикатора тим більша, чим більшою є концентрація іонів H⁺ або іонів OH⁻ у розчині. У таблиці 3.3 показано забарвлення найбільш поширених індикаторів у різних середовищах. Найкращим індикатором на лужне середовище, тобто на іони OH⁻, є фенолфталеїн, тому що в безбарвному розчині легко

помітити появу навіть слабкого рожевого кольору, тобто помітити присутність дуже малої концентрації іонів OH^- . Для того, щоб помітити перехід оранжевого кольору в жовтий або фіолетового в синій, потрібна більша концентрація іонів OH^- .

Таблиця 3.3.

Забарвлення індикаторів у різних середовищах

Індикатор	Забарвлення		
	Нейтральне середовище	Кисле середовище	Лужне середовище
метилоранж	оранжеве	червоне	жовте
лакмус	фіолетове	червоне	синє
фенолфталеїн	безбарвне	безбарвне	малинове

3.8 Водневий показник

Вище ми відзначали, що вода здатна до дисоціації, хоча вона є дуже слабким електролітом. Електролітична дисоціація води описується рівнянням $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Вода є амфотерним електролітом. Константа рівноваги для цього процесу

$$K_{\text{рівн.}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (3.6)$$

При температурі 25°C мольна концентрація чистої води складає 55 моль/л, константа рівноваги, визначена на підставі електропровідності чистої води, дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$. Добуток цих двох величин є сталою величиною й при 25°C дорівнює 10^{-14} . Цей добуток називається **іонний добуток води** й позначається K_W .

$$K_W = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (3.7)$$

У **нейтральному розчині** концентрація іонів Гідрогену H^+ дорівнює концентрації гідроксид-іонів OH^- , обидві ці величини дорівнюють 10^{-7} моль/л. У **кислому розчині** $C_M(\text{H}^+) > 10^{-7}$ моль/л, $C_M(\text{OH}^-) < 10^{-7}$ моль/л. У **лужному розчині** $C_M(\text{H}^+) < 10^{-7}$ моль/л, $C_M(\text{OH}^-) > 10^{-7}$ моль/л. Але користуватися такими числами незручно, тому для кількісної характеристики середовища в розчині використовується **водневий показник**

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

(3.8)

з яким пов'язаний гідроксидний показник

$$pOH = -\lg[OH^-]. \quad (3.9)$$

$$pH + pOH = 14. \quad (3.10)$$

У нейтральному розчині $pH = pOH = 7$. У кислому розчині $pH < 7$, $pOH > 7$. У лужному розчині $pH > 7$, $pOH < 7$.

Наприклад, для 0,01 М розчину HCl $pH = -\lg 10^{-2} = 2$. Для визначення pH 0,001 М розчину NaOH слід спочатку визначити $pOH = -\lg 10^{-2} = 2$. Тоді $pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$.

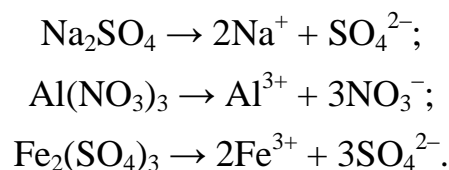
3.9 Солі – сильні й слабкі електроліти

Солі складаються з катіонів залишків основ та аніонів кислотних залишків. Для реакцій у розчинах за участю солей велике значення має їхня розчинність. Слід відзначити, що абсолютно нерозчинних електролітів не існує, і ті електроліти, які ми вважаємо нерозчинними, насправді є важко розчинними. Якісно розчинність солей визначається за допомогою таблиці розчинності (див. додаток 4). Більшість солей утворює іонні кристали, для яких ступінь дисоціації $\alpha = 100\%$, оскільки в розчинах таких солей немає недисоційованих молекул. Це означає, що солі, які утворюють іонні кристали, є сильними електролітами навіть у тому випадку, коли вони є важко розчинними (нерозчинними). Тільки концентрація іонів у розчинах нерозчинних солей буде дуже малою. Існують і такі солі, які є розчинними, але слабкими електролітами. Наприклад, $HgCl_2$, $Fe(CNS)_3$. Але таких солей небагато.

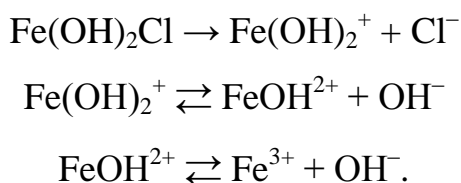
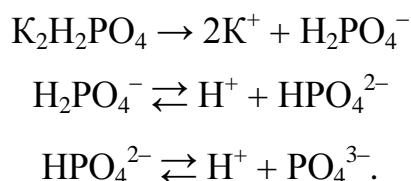
3.10 Електролітична дисоціація солей

З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі – це електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони залишків основ та аніони кислотних залишків.

Середні розчинні солі (за винятком слабких) дисоціюють необоротно в одну стадію. Наприклад,



Кислі й основні розчинні солі дисоціюють необоротно на катіони залишків основ та аніони кислотних залишків, а далі може відбуватися ступінчаста оборотна дисоціація кислого або основного іона. Наприклад,



3.11 Добуток розчинності

Тверді важко розчинні (нерозчинні) електроліти утворюють насичений розчин при мізерній концентрації іонів, при цьому тверда речовина знаходиться у рівновазі з іонами в розчині. Наприклад,



Оскільки концентрація твердої фази (тобто PbSO_4) не входить у вираз для константи рівноваги, то константа цієї рівноваги буде дорівнювати добутку концентрацій іонів. Її називають **добутком розчинності** й позначають ДР. Тобто $\text{ДР}(\text{PbSO}_4) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$. Якщо індекси залишків у формулі нерозчинного електроліту не є одиничними, то вони стають показниками степеня для концентрацій відповідних іонів. Наприклад, $\text{ДР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$, $\text{ДР}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$. Добутки розчинності деяких електролітів наведені в додатку 3. Чим меншим є значення ДР, тим менш розчинним є електроліт. Таким чином, добуток розчинності поряд з коефіцієнтом розчинності та моль-

ною концентрацією насиченого розчину є кількісною характеристикою розчинності електроліту.

3.12 Правила складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів

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. Основа₁ + сіль₁ \rightarrow основа₂ + сіль₂.
3. Кислота₁ + сіль₁ \rightarrow кислота₂ + сіль₂.
4. Сіль₁ + сіль₂ \rightarrow сіль₃ + сіль₄ (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. Індокси 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.

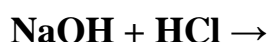
Зв'язування іонів відбувається при утворенні

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

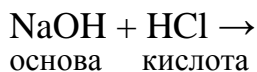
Якщо зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку, а також у всіх випадках утворення газу або комплексної речовини реакція іонного обміну є **практично необоротною**.

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

4 ПРИКЛАДИ СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ РЕАКЦІЙ ІОННОГО ОБМІНУ

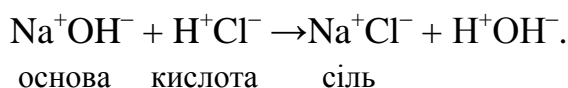


1. Перш за все підпишемо під кожною речовиною, до якого класу сполук вона відноситься. NaOH – це гідроксид металу I А групи, тобто основа (див. табл. 3.2). Формула HCl починається з Гідрогену, тому HCl – це кислота.



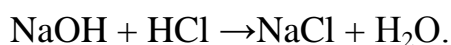
Реакція має відбуватися за схемою реакції нейтралізації, тобто утворюватимуться сіль і вода. Це реакція іонного обміну

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 сполученні дорівнює кількості негативних зарядів.

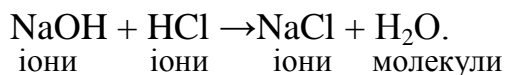


НОН – це вода H_2O .

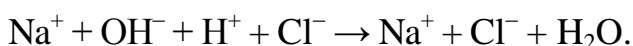
3. У даній реакції кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частині рівняння однакова. Рівняння реакції



4. Щоб записати рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначимо розчинність та силу кожного електроліту. Na – метал І А групи, він утворює луг, тобто NaOH – розчинна сильна основа (див. табл. 3.2), записується у вигляді іонів. Силу кислоти визначаємо за допомогою таблиці 3.1. HCl не відноситься до нерозчинних кислот (перелік нерозчинних кислот див. у підрозділі 3.3). Це безоксигенова кислота (лівий стовпець таблиці 3.1), утворена елементом VII А групи, але не Флуором. Тому HCl – розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів. Сіль NaCl є розчинною (див. додаток 4) й утворює іонні кристали, тобто є сильним електролітом, записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



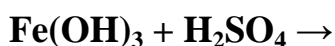
Заряди іонів ми вже визначили. Повне іонно-молекулярне рівняння має вигляд



Бачимо, що іони Na^+ і 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:

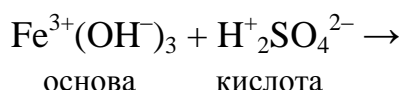


Це рівняння відбиває сутність реакції – зв’язування іонів H^+ й OH^- у молекули води. Оскільки зв’язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), то реакція є необоротною. Відзначимо, що це скорочене іонно-молекулярне рівняння відбиває сутність будь-якої реакції нейтралізації, в якій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

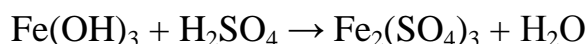


1. В гідроксиді металу $\text{Fe}(\text{OH})_3$ валентність Fe дорівнює трьом. Йому відповідає оксид Fe_2O_3 , який виявляє амфотерні властивості в безводному середовищі при нагріванні, а в водному розчині є основним. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – це основа. H_2SO_4 – це кислота. Реакція має відбуватися за схемою реакції нейтралізації, тобто утворюватимуться сіль і вода.

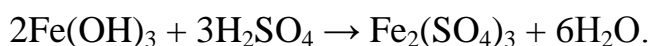
2. Визначаємо заряди іонів у вихідних речовинах (гідроксид-іон має заряд $(-)$, іон Гідрогену – заряд $(+)$, кількість позитивних зарядів у сполуці дорівнює кількості негативних зарядів).



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 Fe^{3+} та $3 \times 2 : 2 = 3$ для SO_4^{2-} . Формула солі $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Дописуємо воду.

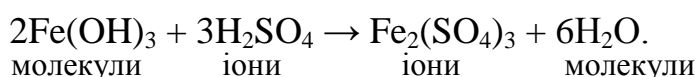


3. За формулою найбільш складної сполуки $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ визначаємо, що перед $\text{Fe}(\text{OH})_3$ необхідно поставити коефіцієнт 2, а перед H_2SO_4 коефіцієнт 3. Тоді 6 H^+ і 6 OH^- утворять 6 H_2O . Рівняння реакції

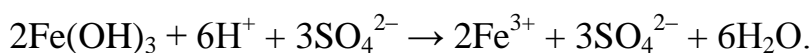


5. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. Fe – метал VIII В групи, він не утворює луг, тобто $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – нерозчинна основа (див. табл. 3.2), записується у вигляді молекул. H_2SO_4 не відноситься до нерозчинних кислот (див. підрозділ 3.3). Це оксигеновмісна кислота (правий стовпець таблиці 3.1), в

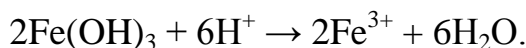
якій $n_O - n_H = 2$. Сульфур знаходиться в головній підгрупі Періодичної системи, тому кислота є сильною. Розчинна сильна кислота записується у вигляді іонів. Сіль $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ є розчинною (див. додаток 4), не відноситься до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



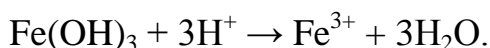
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння. Пам'ятаємо, що коефіцієнт перед іоном дорівнює коефіцієнту перед формулою речовини, помноженому на індекс цього іона в формулі.



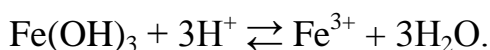
Бачимо, що іони SO_4^{2-} не зв'язуються з жодними іонами, тобто не беруть участь у реакції. Вилучивши їх, отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



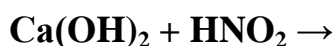
Після вилучення іонів SO_4^{2-} всі коефіцієнти стали парними, їх слід скоротити на 2:



Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення H_2O та $\text{Fe}(\text{OH})_3$), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівнянні реакції

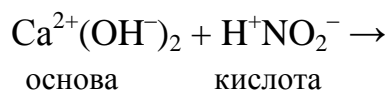


Знак оборотності слід показати в усіх рівняннях цієї реакції.

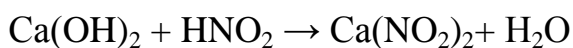


1. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – це гідроксид металу II А групи, основа (див. табл. 3.2). HNO_2 – це кислота. Маємо справу з реакцією нейтралізації.

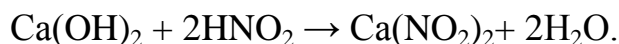
2. Визначаємо заряди іонів у вихідних речовинах:



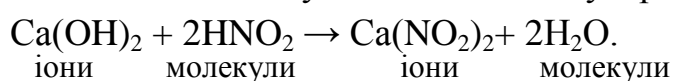
Складаємо формулу солі за зарядами іонів. При зарядах іонів $\text{Ca}^{2+}\text{NO}_2^-$ алгебраїчна сума зарядів дорівнює нулю, якщо індекси дорівнюють 1 для Ca^{2+} та 2 для NO_2^- . Формула солі $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$. Допишемо воду.



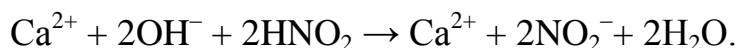
3. За формулою солі визначаємо, що перед Ca(OH)_2 необхідно поставити коефіцієнт 1, а перед HNO_2 коефіцієнт 2. Тоді 2H^+ і 2OH^- утворять $2 \text{H}_2\text{O}$. Рівняння реакції



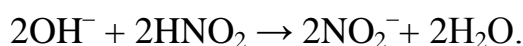
4. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. Ca – метал II A групи, який утворює луг. У таблиці розчинності відзначено, що Ca(OH)_2 є малорозчинною речовиною, але це сильна основа (див. табл. 3.2), яка дає високу концентрацію іонів у розчині, тому запишемо її в вигляді іонів. HNO_2 не відноситься до нерозчинних кислот (див. підрозділ 3.3). Це оксигеновмісна кислота (правий стовпець таблиці 3.1), в якій $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 1$. Кислота є слабкою, тому запишемо її в вигляді молекул. Сіль $\text{Ca(NO}_2)_2$ є розчинною, не відноситься до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



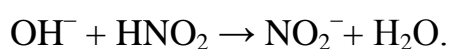
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



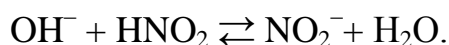
З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони Ca^{2+} . Отримаємо



Скорочуємо коефіцієнти на 2

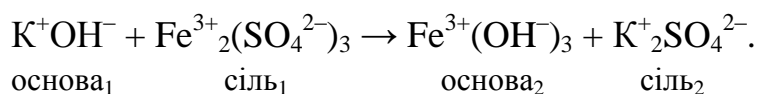


Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення H_2O та HNO_2), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в усіх рівняннях цієї реакції за допомогою знаку оборотності

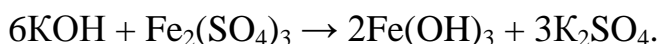


1. KOH – це основа, оскільки це гідроксид металу I A групи (див. табл. 3.2). $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція є реакцією іонного обміну.

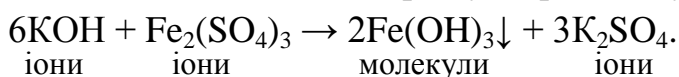
2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди іонів у вихідних речовинах,



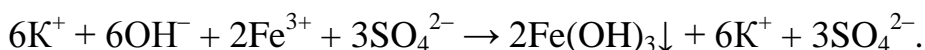
3. За формулою найбільш складної сполуки $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ визначаємо коефіцієнти перед $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (2) і перед K_2SO_4 (3). Щоб зрівняти кількість атомів К та гідроксогруп, перед KOH потрібно поставити коефіцієнт 6. Рівняння реакції



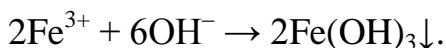
4. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. KOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – розчинна сіть, яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – основа, причому Fe – це метал побічної підгрупи, який луг не утворює (див. табл. 3.2), тому $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – нерозчинна основа, записується у вигляді молекул. K_2SO_4 – розчинна сіть (див. додаток 4), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні. Поруч з нерозчинним електролітом $\text{Fe}(\text{OH})_3$ поставимо стрілку, спрямовану вниз.



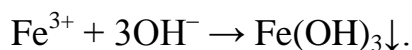
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



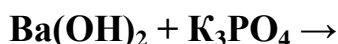
З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони K^+ та SO_4^{2-} . Отримаємо



Скорочуємо коефіцієнти на 2

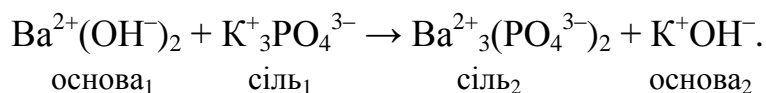


Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.

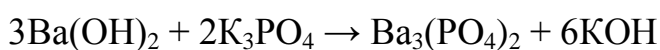


1. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – основа, оскільки це гідроксид металу II А групи (див. табл. 3.2), K_3PO_4 – сіть, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція є реакцією іонного обміну.

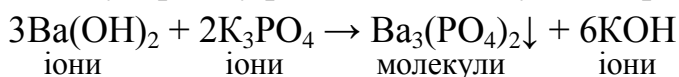
2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди іонів у вихідних речовинах. Маємо на увазі, що аніон у формулі вихідної солі є залишком кислоти H_3PO_4 , тому його валентність дорівнює 3, а заряд відповідно (3-). Те ж саме можна отримати з таблиці розчинності, яка містить аніон PO_4^{3-} .



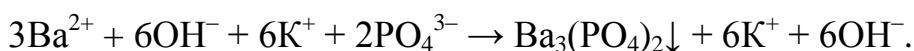
3. За формулою найбільш складної сполуки $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ визначаємо коефіцієнти перед $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (3) і перед K_3PO_4 (2). Щоб зрівняти кількість атомів К та гідроксогруп, перед КОН потрібно поставити коефіцієнт 6. Рівняння реакції



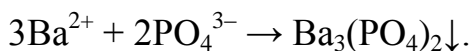
4. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. Ва – метал II А групи, розташований у Періодичній системі під Кальцієм, тому $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів (див. табл. 3.2). K_3PO_4 – розчинна сіль (див. додаток 4), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ – нерозчинна сіль (див. додаток 4), записується у вигляді молекул. КОН – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні. Не забудемо про стрілку поруч з $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.



5. Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



6. З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити 6K^+ та 6OH^- . Отримаємо скорочене іонне рівняння

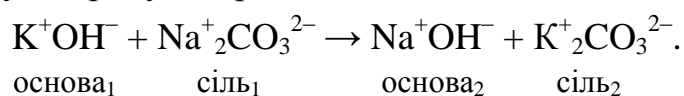


Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.

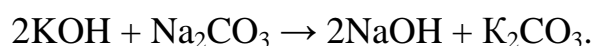


1. КОН – основа, Na_2CO_3 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція є реакцією іонного обміну.

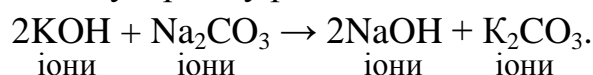
2. Визначаємо заряди іонів у вихідних речовинах. Заряд аніона в формулі солі можна знайти в таблиці розчинності солей (дод. 4) – CO_3^{2-} . Складаємо формули продуктів реакції:



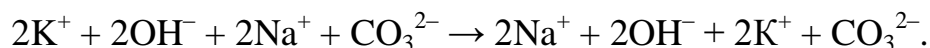
3. Визначаємо коефіцієнти:



4. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. KOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. Na_2CO_3 – розчинна сіть (див. дод. 4), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. NaOH – це луг, тобто розчинна основа, записується у вигляді іонів. K_2CO_3 – розчинна сіть (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.



Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння

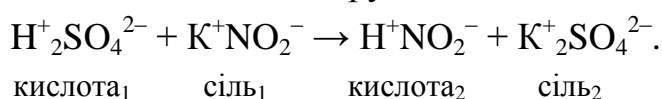


Як бачимо, зв'язування іонів не відбувається, тому ця реакція в водному розчині неможлива. Однак при випарюванні розчину утворюються кристали всіх чотирьох речовин.



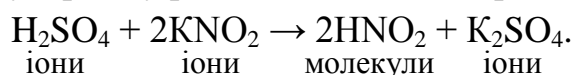
1. H_2SO_4 – кислота, оскільки формула починається з Гідрогену. KNO_2 – сіть, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція є реакцією іонного обміну.

2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди іонів у вихідних речовинах. Маємо на увазі, що Калій у всіх своїх сполуках має заряд (+), оскільки це метал I А групи.

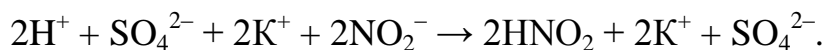


3. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. H_2SO_4 – розчинна сильна кислота (див.

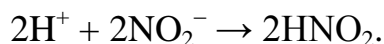
табл. 3.1 та підрозділ 3.3), записується у вигляді іонів. KNO_2 – розчинна сіль (майже всі солі Калію є розчинними у воді), не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. HNO_2 – розчинна оксигеновмісна кислота (правий стовпець таблиці 3.1), в якій $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 1$. Кислота є слабкою, тому запишемо її в вигляді молекул. K_2SO_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.



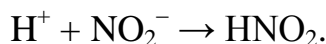
4. Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



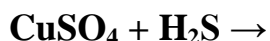
5. З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони K^+ та SO_4^{2-} . Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



Скорочуємо коефіцієнти:

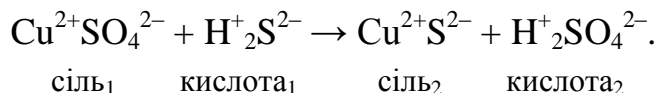


Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.



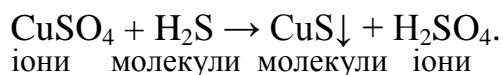
1. CuSO_4 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. H_2S – кислота, оскільки формула починається з Гідрогену. Реакція є реакцією іонного обміну.

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

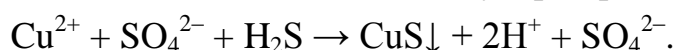


3. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. CuSO_4 – розчинна сіль (див. дод. 4), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. H_2S – безоксигенова кислота, утворена елементом VI А групи. Це розчинна слабка кислота (див. табл. 3.1), записується у вигляді молекул. CuS – нерозчин-

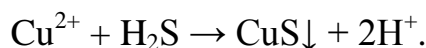
на сіль, випадає в осад (покажемо це за допомогою стрілки, спрямованої вниз), записується у вигляді молекул. H_2SO_4 – розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, звертаючи увагу на те, що всі коефіцієнти в рівнянні реакції дорівнюють одиниці.



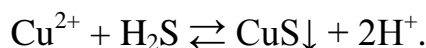
4. Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



5. З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони SO_4^{2-} . Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння

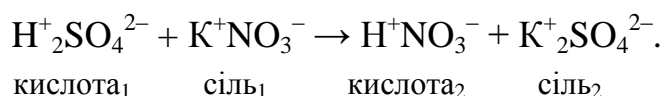


Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення CuS та H_2S), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівнянні реакції за допомогою знаку оборотності



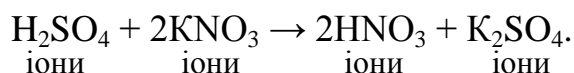
1. H_2SO_4 – кислота, оскільки формула починається з Гідрогену. KNO_3 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція є реакцією іонного обміну.

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

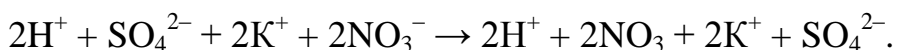


3. Для запису рівняння реакції в іонно-молекулярній формі визначаємо розчинність і силу кожного електроліту. H_2SO_4 – розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів. KNO_3 – розчинна сіль (див. дод. 4), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. HNO_3 – розчинна сильна кислота (див. табл. 3.1), записується у вигляді іонів. K_2SO_4 – розчинна сіль (див. дод. 4), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони

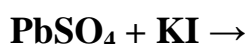
матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, одночасно розставляючи коефіцієнти.



4. Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння

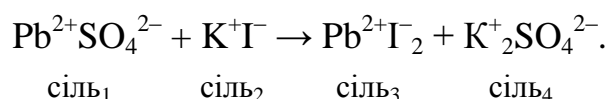


Як бачимо, зв'язування іонів не відбувається, тому ця реакція в водному розчині неможлива.

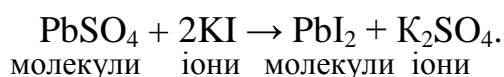


1. PbSO₄ та KI – солі. Реакція може бути реакцією іонного обміну.

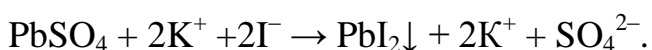
2. Спочатку складаємо формули можливих продуктів реакції за загальною схемою



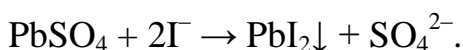
3. У таблиці розчинності знаходимо, що PbI₂ – нерозчинна сіль, а сіль K₂SO₄ є розчинною. Реакція відбувається за схемою реакції обміну. Запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі. KI та K₂SO₄ – розчинні солі, які належать до сильних електролітів, записуються у вигляді іонів. PbSO₄ та PbI₂ – нерозчинні солі, записуються у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, одночасно розставляючи коефіцієнти.



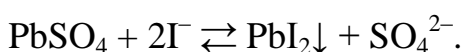
4. Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



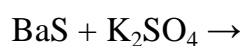
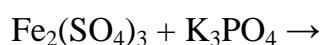
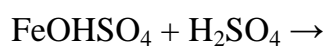
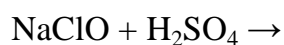
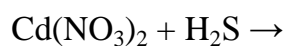
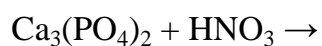
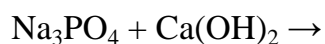
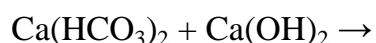
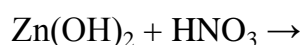
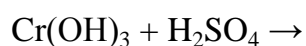
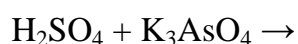
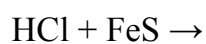
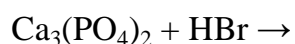
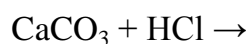
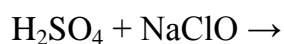
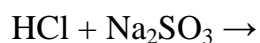
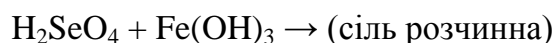
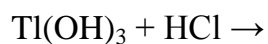
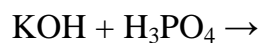
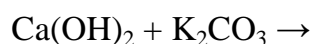
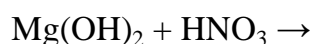
5. З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити 2K⁺. Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення PbI₂ та PbSO₄), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівнянні реакції за допомогою знаку оборотності



Завдання 4.1. Скласти рівняння реакцій та записати їх в молекулярній та в повній і скороченій іонно-молекулярній формі.



РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебн. [для студ. хим.-техн. спец. вузов] / Наиль Сибгатович Ахметов. – М.: Высшая школа, 1988. – 640 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: Учебн. [для студ. высш. уч. завед., обучающихся по техн. направлениям и спец.] / Николай Васильевич Коровин. – М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
3. Суворов А.В. Общая химия: учебн. [для студ. высш. уч. завед.] / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – Санкт-Петербург: Химия, 1997. – 624 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учебн. пособие [для вузов] / под ред. А.И. Ермакова. – [30-е изд., исправл.] / Николай Леонидович Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2007. – 728 с.
5. Корчинський Г.А. Хімія: Підручник [для студентів нехімічних спеціальностей вищих технічних закладів] / Георгій Антонович Корчинський. – Вінниця: «Поділля-2000», 2002. – 525 с.
6. Карапетьянц М.Х. Неорганическая химия: учебн. [для студ. хим.-техн. спец. вузов] / М.Х. Карапетьянц, С.Д. Дракин. – М.: Химия, 1981 – 632с.
7. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии: учеб. пособие [для нехимич. спец. вузов] / Наталья Борисовна Любимова. – М.: Высш. шк., 1990. – 351 с.

Таблиця відносної електронегативності елементів

Періоди	Групи										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,20	-	-	-	-	-	-	-	-	-	He
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	-	-	-	Ne
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	-	-	-	Ar
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,80	Co 1,88	Ni 1,91	
	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	-	-	Kr	
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,60	Mo 2,16	Tc 1,90	Ru 2,28	Rh 2,20	Pd 2,20	
	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66	-	-	Xe	
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,30	Ta 1,50	W 2,36	Re 1,90	Os 2,20	Ir 2,20	Pt 2,28	
	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20	-	-	Rn	

Додаток 2

Константи дисоціації деяких слабких електролітів при 25⁰С

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

Додаток 3

Добутки розчинності деяких важко розчинних електролітів при 25⁰С

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

Розчинність солей та гідроксидів у воді

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

P – речовина розчиняється

BP – речовина важко розчиняється

- - речовина в розчині не існує

Зміст

1	Поняття про розчини	3
2	Способи вираження складу розчинів	5
3	Розчини електролітів	9
3.1	Поняття про електроліти	9
3.2	Сильні й слабкі кислоти	12
3.3	Електролітична дисоціація кислот	14
3.4	Сильні й слабкі гідроксиди металів	16
3.5	Електролітична дисоціація основ	17
3.6	Електролітична дисоціація амфотерних гідроксидів	18
3.7	Дія електролітів на індикатори	18
3.8	Водневий показник	19
3.9	Солі – сильні й слабкі електроліти	20
3.10	Електролітична дисоціація солей	20
3.11	Добуток розчинності	21
3.12	Правила складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів	22
4	Приклади складання рівнянь реакцій іонного обміну	23
	Рекомендована література	35
	Додатки	36

Навчальне видання

Никифорова Ніна Анатоліївна
Колодяжна Лариса Юріївна
Стегно Наталія Геннадіївна

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Навчальний посібник

Тем. план 2014, поз. 12

Підписано до друку 24.03.2014. Формат 60x84 1/16. Папір друк. Друк плоский.
Облік.-вид. арк. 2,35. Умов. друк. арк. 2,32. Тираж 100 пр. Замовлення № 234.

Національна металургійна академія України
49600, м. Дніпропетровськ-5, пр. Гагаріна,4

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ