

ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

ПЕРЕДУМОВИ ВИНИКНЕННЯ ТЕОРІЇ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

Після винаходу в 1800 р. гальванічного елемента італійцем А.Вольта (1745–1827) вчені різних країн почали поглиблено вивчати хімічну дію електричного струму. Англійці В.Нікольсон (1753–1815) і Н.Карлейль (1778–1840) здійснили електроліз води, англієць Г.Деві (1778–1829) у 1803 р. одержав лужні та лужноземельні метали (К, Na, Ba, Ca, амальгами Sr і Mg) електролізом розплавлених лугів і солей.

У 1830 р. англієць М. Фарадей (1791–1867) відкрив закони електролізу. Він ввів терміни, які і зараз широко вживаються (катод і анод, електроліт і неелектроліт, іон, катіон і аніон, електрохімічний еквівалент). Катодом, він називав негативно заряджений електрод, анодом – позитивно заряджений електрод, електролітами – речовини, які розкладаються електричним струмом на іони. Однак останнє визначення було помилковим. Катіонами та аніонами він вважав іони, які розряджаються на катоді та аноді.

Шведський вчений С.Арреніус (1859–1927) у результаті експериментальних досліджень розробив теорію електролітичної дисоціації, за що йому в 1903 р. було присуджено Нобелівську премію. Він довів, що розклад речовини в розчині на іони відбувається і без дії електричного струму. У цей же час Д.Менделєєв сформулював гідратну теорію розчинів, згідно з якою під час розчинення речовини відбувається сольватація – поєднання молекул розчиненої речовини з молекулами розчинника, внаслідок чого утворюються сольвати (у водних розчинах – гідрати). На перший погляд ці дві теорії здавалися протилежними, але в 1888–1891 р.р. вони були об'єднані в одну – сучасну теорію електролітичної дисоціації працями російських вчених І.Каблукова (1857–1942) і В.Кистяковського (1865–1952).

НАУКОВІ ФАКТИ ТА ПОНЯТТЯ, ЩО ЛЕЖАТЬ В ОСНОВІ ТЕОРІЇ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

Фактами, які передували створенню теорії електролітичної дисоціації, були проходження електричного струму через водні розчини або розплави деяких речовин, відсутність електричної провідності цих речовин у твердому або рідкому стані, а також залежність електричної провідності розчинів від концентрації розчиненої речовини.

Як відомо, провідниками електричного струму є метали в твердому і розплавленому станах. Дистильована вода, тверді солі та луги, безводні кислоти не проводять електричний струм, водні розчини цих солей, кислот і лугів, а також розплавлені солі та основи – проводять. Розведення водних розчинів цих речовин збільшує їх електричну провідність.

У чому полягає причина цих явищ? Якщо порівняти електричну провідність речовин у водному розчині, твердому, рідкому (тобто розплавленому) станах та їх внутрішню будову, можна виявити такі закономірності

Усі тверді речовини неметалічної будови не проводять електричний струм.

У рідкому, тобто розплавленому, стані електричний струм, крім металів, проводять речовини з іонним типом хімічного зв'язку – солі, луги. Рідкі речовини з ковалентним типом зв'язку (полярним і неполярним) електричний струм не проводять (неорганічні кислоти, вода, органічні речовини – вуглеводні, спирти, кислоти тощо).

Основними поняттями теорії є «електроліти», «неелектроліти», «електролітична дисоціація», «механізм електролітичної дисоціації», «ступінь електролітичної дисоціації».

Електроліти – це речовини, які під час розчинення у воді (або іншому полярному розчиннику) чи розплавлення розпадаються на іони, і тому їх розчини або розплави проводять електричний струм.

Неелектролітами називаються речовини, які під час розчинення чи розплавлення не розпадаються на іони і тому їх розчини (розплави) не проводять електричний струм.

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

Дисоціація – розпад молекул, іонів, радикалів на частки з меншою масою. Залежно від чинника є дисоціація: електролітична, термічна, фотолітична, радіолітична тощо.

ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ ТЕОРІЇ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

У результаті узагальнення наведених відомостей можна сформулювати такі положення електролітичної дисоціації.

- Під час розчинення у воді або іншому полярному розчиннику чи в процесі розплавлення електроліту відбувається електролітична дисоціація – розпад речовини на іони.
- Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини іонними або ковалентними полярними зв'язками, в розплавах – лише з іонними.
- Іони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто існують у гідратованому стані.
- Сильні електроліти у водних розчинах дисоціюють повністю, слабкі – частково.
- Дисоціація – процес оборотний. У розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул або іонних асоціатів, що розпалися на іони і знову утворилися.
- Електропровідність розчинів та розплавів електролітів зумовлена наявністю в них іонів, що утворилися внаслідок електролітичної дисоціації. Електроліти – це провідники з іонною провідністю (провідники II-го роду).

МЕХАНІЗМ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

Під час розчинення речовин у полярному розчиннику відбувається сольватація (у воді гідратація) – взаємодія речовини з полярними молекулами розчинника. Полярні молекули води, орієнтовані щодо іонів або полярних молекул, які знаходяться у вузлах кристалічних ґраток розчиненої речовини, і з певною силою, що відповідає значенню діелектричної проникності води, притягують їх до себе. Якщо сила притягання цих іонів (молекул) до молекул води перевищує сил їх міжіонного притягання або притягання атомів у полярній молекул розчиненої речовини, відбувається іонізація – розпад речовини на іони. У результаті сольватації іонна сполука (KCl, NaOH) переходить у розчин у вигляді сольватованих (гідратованих) іонів.

З кожним іоном зв'язані одна або кілька молекул розчинника (води). Звичайно молекули розчинника не беруть участі в хімічних реакціях електролітів; у цьому разі їх не враховують, складаючи хімічні рівняння.

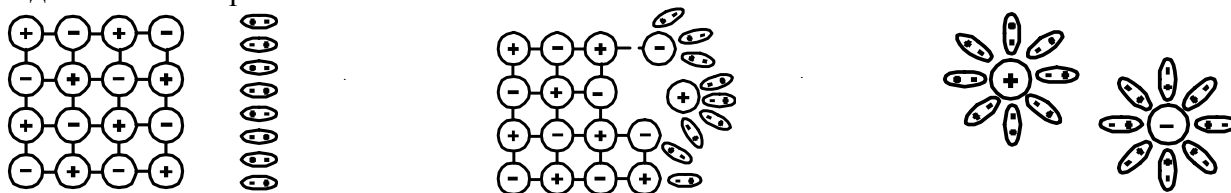


Рис. Розчинення калій хлориду у воді

Полярні молекули (H_2SO_4 , HCl) під час сольватації іонізуються і подібно до іонних сполук переходять у розчин у вигляді сольватованих іонів.

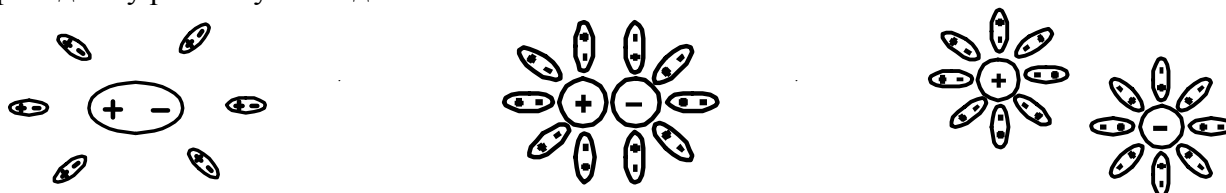
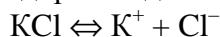


Рис. Дисоціація полярних молекул під час розчинення речовини у воді

Кожний електроліт утворює два види іонів: позитивні – катіони та негативні – аніони. Наприклад, KCl під час розчинення у воді розкладається на калій-іон K^+ і хлорид-іон Cl^- :



Отже, механізм електролітичної дисоціації – це єдність протилежних процесів: сольватації та іонізації, іонізації та асоціації. У процесі сольватації утворюються нові хімічні зв'язки. Під час іонізації хімічні зв'язки руйнуються. Сольватація є причиною іонізації. Іонізація є наслідком сольватації.

У розплавах іонних речовин причиною руйнування кристалічних ґраток та іонізації речовини є температура – певна для кожної речовини (температура плавленняй).

Сполуки з ковалентними неполярними або малополярними зв'язками під дією розчинників не іонізуються і тому їх розчини не проводять електричний струм, вони не є електролітами.

Механізм проходження електричного струму через розчин або розплав електроліту.

Електричний струм – це рух заряджених частинок. У металах – речовинах з металічним типом кристалічних ґраток є вільний електронний газ, який у разі подання на метал різниці потенціалів рухається в певному напрямку. Так метали проводять електричний струм. Метали – це речовини з електронною провідністю (провідники I-го роду).

У речовинах з іншим типом кристалічних ґраток – іонним, атомним або молекулярним – частки у вузлах ґраток коливаються біля своїх положень рівноваги і не можуть зрушити зі свого місця (навіть під дією електричного струму) доти, доки існують кристалічні ґратки. Під час руйнування кристалічних ґраток електролітів під дією розчинника або високої температури утворюються вільні (в розчинах – сольватовані) іони, які набувають здатності поступально хаотично рухатися. У разі пропускання через розчин або розплав електроліту постійного електричного струму іони рухаються в двох протилежних напрямках: катіони – до негативно зарядженого катода, аніони – до позитивно зарядженого анода.

Розчини електролітів проводять електричний струм внаслідок наявності в них іонів. Електроліти – це речовини з іонною провідністю (провідники II-го роду).

Не слід повторювати помилку М.Фарадея, стверджуючи, що електролітична дисоціація відбувається під дією електричного струму. Електролітична дисоціація, тобто розпад на іони, виникає під впливом розчинників або температури. Термічна дисоціація може відбуватися під дією температури, електричного струму, фотолітична – квантів світла тощо.

Ступінь електролітичної дисоціації. Відношення числа дисоційованих часток до вихідного числа часток розчиненої речовини за певної температури називається ступенем дисоціації. Позначення: α (альфа), визначальне рівняння:

$$\alpha = n/N,$$

де n – число дисоційованих часток, N – вихідне число часток розчиненої речовини.

Ступінь дисоціації залежить від *природи розчиненого електроліту і розчинника, концентрації розчину, температури*. Тому разом із ступенем дисоціації електроліту завжди слід вказувати його концентрацію та температуру.

Сильні електроліти. Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у відносно концентрованих розчинах велика (понад 30 %), називають сильними. Сильні електроліти практично повністю дисоціюють на іони в розчинах будь-якої концентрації. Сильними електролітами є більшість солей, кислоти $HClO_4$, HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI і луги $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

Слабкі електроліти. Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у розведених розчинах мала (менша 3 %), називаються слабкими. До них належать переважна більшість органічних і деякі неорганічні кислоти ($HClO$, H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , $HClO_2$ та ін.), нерозчинні гідроксиди металів, вода, гідроксид амонію.

Існують ще електроліти середньої сили, ступінь дисоціації яких дещо більший 3 % (H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$), але їх здебільшого відносять до слабких електролітів.

Силу кисневмісних кислот можна визначити за формулою $\text{E}(\text{OH})_m\text{O}_n$, Якщо $n < 2$ – кислота слабка, $n > 2$ – сильна.

Зв'язок сили кислоти з числом атомів Оксигену, що не входять до складу групи OH^- , можна пояснити так. Атом Оксигену (як більш негативний, ніж атом елемента) притягує до себе спільні електронні пари. У результаті електронна густина від атома Оксигену в групі OH^- зміщується до атома елемента. Зв'язок між атомами Гідрогену та Оксигену в групі стає більш полярним.

Чим більшим є число атомів Оксигену, що не входять до групи OH^- , тим полярніший зв'язок між атомами Оксигену та Гідрогену в групі OH^- і тим сильніша кислота.

Ступінь дисоціації слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів ступінь дисоціації збільшується.

Це пояснюється тим, що в розведених розчинах зворотний процес дисоціації – асоціація відбувається повільніше внаслідок меншої імовірності зіткнення іонів у розведених розчинах. Тому згідно з принципом Ле-Шательє рівновага оборотного процесу дисоціації зміщується вправо.

Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь електролітичної дисоціації визначають експериментально за величиною ізотонічного коефіцієнту або шляхом вимірювання електропровідності розчинів різної концентрації. Позначимо: C – загальна концентрація електроліту (моль/л), α – ступінь електролітичної дисоціації, n – число іонів, на які дисоціює одна молекула. Тоді $C\alpha$ – число молекул, що продисоціювали; $Cn\alpha$ – число іонів, які при цьому утворилися, тоді число молекул, які не продисоціювали, складатиме $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$.

Ізотонічний коефіцієнт – відношення числа реально існуючих в розчині часток (число непродисоційованих молекул + число іонів) до числа часток розчиненої речовини:

$$i = \frac{C(1 - \alpha) + (Cn\alpha)}{C}; \quad \text{звідки} \quad \alpha = \frac{i - 1}{n - 1}.$$

КОНСТАНТА ДИСОЦІАЦІЇ

Для порівняння сили слабких електролітів частіше, ніж ступінь дисоціації, використовують константу дисоціації, оскільки вона на відміну від ступеня дисоціації не залежить від концентрації електроліту.

У водних розчинах слабкі електроліти дисоціюють частково. Між молекулами та іонами слабого електроліту в розчині встановлюється хімічна рівновага $\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{A}^-$. Константа цієї рівноваги, тобто константа рівноваги дисоціації, або константа її дисоціації згідно з законом діючих мас описується визначальним рівнянням:

$$K(\text{дис}) = \frac{[\text{K}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{KA}]}$$

Константа дисоціації електроліту – це фізична величина, рівна відношенню добутку рівноважних концентрацій іонів, на які дисоціював електроліт, до рівноважної концентрації недисоційованих молекул електроліту. Цю константу називають ще константою іонізації.

Константа дисоціації електроліту залежить від *температури, природи електроліту та розчинника, але не залежить від їх концентрації.* Вона є кількісною характеристикою сполук. Чим більша константа дисоціації, тим сильніше електроліт дисоціює (тим сильнішою є кислота або основа і менш стійкими – комплексні сполуки).

Закон розведення Освальда. Між константою і ступенем електролітичної дисоціації існує зв'язок, відомий під назвою *закону розведення Освальда*.

Запишемо рівняння дисоціації слабкого електроліту: $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$. Нехай його концентрація – C (моль/л), ступінь дисоціації α ; тоді число продисоційованих молекул рівне $C\alpha$, а число кожного з іонів $[K^+] = [A^-] = \alpha$. Число недисоційованих молекул рівне $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$ і $K_{\text{дис.}} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1 - \alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}$. Якщо електроліт слабкий, то $\alpha \ll 1$, тоді $K_{\text{дис.}} = C\alpha^2$,

звідси $\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C}}$. З рівняння випливає висновок, що із зменшенням концентрації електроліту ступінь його дисоціації збільшується.

Властивості розчинів сильних електролітів. Розчини сильних електролітів не підлягають закону розведення, що свідчить про необоротність процесу дисоціації електролітів. Твердження, що сильні електроліти повністю дисоціюють на іони, тобто $\alpha = 1$, є основним положенням теорії розчинів сильних електролітів. Однак, експериментально встановлено, що для концентрованих розчинів електролітів значення $\alpha < 1$. Тому експериментальні значення α сильних електролітів називають *уявними*.

Відхилення значення α сильних електролітів від 1 в бік менших значень пояснюють електростатичною міжіонною взаємодією в розчині. Навколо кожного іона (його називають “центральним”) утворюється “іонна атмосфера”, яка є результатом електростатичної взаємодії центрального іона з іонами протилежного знаку. Утворення іонної атмосфери є однією з причин зменшення рухливості іонів в електричному полі. Явище гальмування центрального іона такою атмосферою називається *релаксацією*. Релаксація впливає на величину електропровідності розчину, а, отже, і на величину ступеня електролітичної дисоціації, який формально стає меншим за 1.

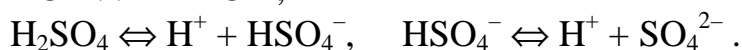
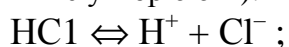
Для кількісної оцінки властивостей розчинів сильних електролітів треба враховувати не тільки електростатичну взаємодію між іонами, але й можливість утворення асоціатів. Оскільки ефективна концентрація іонів внаслідок утворення асоціатів не відповідає їх реальній концентрації, а є меншою, то для характеристики властивостей стану іонів у розчині користуються величиною, яка називається *активністю* a : $a = \gamma C$, де C – концентрація (моль/л); γ – коефіцієнт активності: коли $C = 10^{-3} - 10^{-4}$ моль/л, то $C \cong \alpha$, $\gamma = 1$. Коефіцієнти активності залежать не тільки від концентрації розчину, але і від природи електроліту, температури та іонної сили розчину. *Іонна сила розчину* μ є півсумою добутку концентрацій всіх іонів у розчині на квадрат їхнього заряду: $\mu = \frac{1}{2} (C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2)$.

ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ З ТОЧКИ ЗОРУ ТЕОРІЇ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

Як відомо, речовини, що належать до певного класу – кислоти, основи, солі та ін. мають властивості, характерні для цього класу.

Теорія електролітичної дисоціації пояснює ці явища певним характером електролітичної дисоціації – кислотним (з утворенням катіонів H^+) чи основним (з утворенням аніонів OH^-). Тому з точки зору цієї теорії можна запропонувати такі визначення кислот, основ та солей.

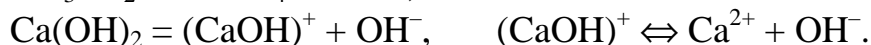
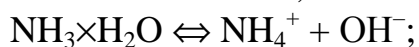
Кислоти – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони гідроген-іона H^+ (інших катіонів не утворюють):



Наголос на відсутності інших катіонів, крім H^+ , зроблено для того, щоб розмежувати поняття «кислоти» та «кислі солі». Гідроген-іони у водних розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді гідроксоній-іонів H_3O^+ . Але для спрощення їх записують як H^+ .

Загальні властивості розчинів кислот обумовлені саме катіонами водню H^+ . Концентрація цих іонів – кількісна міра кислотності середовища.

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



Наголос на відсутності інших аніонів крім OH^- зроблено для розмежування понять «основи» та «основні солі».

Загальні властивості основ, зокрема розчинів лугів, обумовлені гідроксид-іонами OH^- . Їх концентрація – кількісна міра лужності середовища.

Солі – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони залишку основи та аніони кислотного залишку:



Розчини середніх солей не мають однакових для них іонів, тому не виявляють загальних властивостей, як розчини кислот або лугів. Середні солі (прості, змішані та подвійні) як сполуки з іонним зв'язком є сильними електролітами. Вони повністю дисоціюють на іони за одним ступенем.

ІОННІ РІВНЯННЯ

Умови, за яких реакції в розчинах електролітів протікають до кінця.

У водних розчинах сильні електроліти існують звичайно у вигляді іонів. Під час зіткнення іони протилежних зарядів притягуються один до одного і утворюють іонні асоціати або молекули. Якщо ці асоціати є малодисоційованими сполуками (слабкі кислоти H_2S , CH_3COOH , вода), малорозчинними (осадки) або газоподібними речовинами (тобто іони зв'язуються і виводяться з реакційної суміші), рівновага реакції зміщується в бік утворення цієї речовини. Отже, реакція протікає до кінця.

Якщо під час змішування розчинів електролітів не виконується жодна з перелічених умов зміщення рівноваги, реакція не протікає до кінця, вона є оборотною.

Складання іонних рівнянь. Під час складання іонних рівнянь

слід дотримуватися такої послідовності:

а) скласти молекулярне рівняння реакції;

б) представити його у вигляді повного іонного рівняння, зображаючи нерозчинні, малодисоційовані або газоподібні сполуки в молекулярній формі, а дисоційовані – в іонній;

в) виключити іони, що не беруть участі в реакції.

Розглянемо приклади складання цих рівнянь.

1. Утворення малорозчинної сполуки.

Візьмемо розчини калій хлориду та аргентум нітрату.

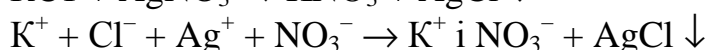
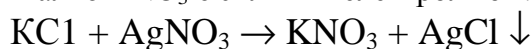


Ці речовини як сильні електроліти у водних розчинах існують у вигляді іонів:

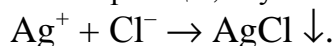


Під час змішування цих розчинів катіони аргентуму зустрічаються з аніонами хлору і утворюють нерозчинну сіль — аргентум хлорид $AgCl$, яка випадає в осад.

Катіони калію та нітрат-іони також зустрічаються, але зв'язок між ними не виникає, тому що нітрат калію KNO_3 є сильним електролітом. Іони K^+ і NO_3^- не беруть участі в реакції.



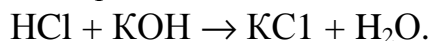
Таким чином, під час змішування водних розчинів KCl і $AgNO_3$ між іонами Ag^+ і Cl^- , відбувається реакція, яку можна описати таким скороченим іонним рівнянням:



Скорочене іонне рівняння показує, що при змішуванні розчину будь-якої речовини, яка містить іони срібла Ag^+ , з розчином, що містить хлорид-іони Cl^- , рівновага зміщується в бік утворення аргентум хлориду $AgCl$, нерозчинного у воді.

2. Утворення малодисоційованої сполуки.

Розглянемо реакцію між сильною кислотою та лугом (реакція нейтралізації):

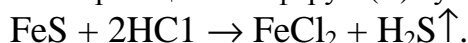


Хлороводнева кислота та гідроксид калію – сильні електроліти. У розчині вони існують у вигляді іонів H^+ і Cl^- , K^+ і OH^- . Під час змішування цих розчинів іони H^+ і OH^- утворюють малодисоційовані молекули H_2O , а іони K^+ і Cl^- не зазнають змін, оскільки KCl є сильним електролітом. Іонне рівняння реакції нейтралізації має такий вигляд:

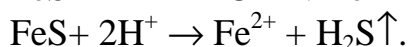
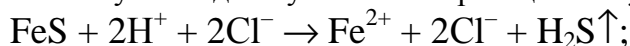


3. Утворення, газоподібної сполуки.

Розглянемо реакцію між ферум (II) сульфідом і хлороводновою кислотою:

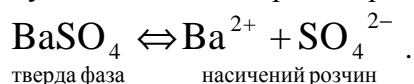


Ферум (II) сульфід нерозчинний у воді, в рівнянні реакції його записують у молекулярній формі. Хлороводнева, кислота та ферум (II) хлорид – сильні електроліти, вони існують у розчинах у вигляді іонів. Сірководень є малодисоційованою сполукою. Крім того, він виділяється у вигляді газу. Рівновага реакції зміщується вправо:



ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

Якщо кристали малорозчинного електроліту побудовані з іонів, то в розчин переходять іони, причому між іонами і твердою кристалічною фазою встановлюється динамічна рівновага:



Для такої рівноваги $K_{\text{дис.}} = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]}$, де $[Ba^{2+}]$, $[SO_4^{2-}]$ – концентрації іонів в розчині;

$[BaSO_4]$ – концентрація твердої фази, яку можна прийняти за сталу величину, оскільки $BaSO_4$ малорозчинний у воді. Тоді $K_{\text{дис.}} \cdot [BaSO_4] = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$.

З рівняння випливає, що у насиченому розчині при певній температурі добуток концентрації іонів малорозчинного електроліту є сталою величиною. Його називають *добутком розчинності* (ДР).

$$ДР_{BaSO_4} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-10}.$$

Введення однойменних іонів в розчин малорозчинного електроліту знижує його розчинність.

ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК

Вода – слабкий електроліт. Ступінь дисоціації води при $22^\circ C$ $\alpha_{H_2O} = 1,8 \times 10^{-9}$. Це означає, що у воді об'ємом 1 л (містить 55 моль води) при $22^\circ C$ тільки 10^{-7} моль дисоціює на іони:



Внаслідок цього утворюється 10^{-7} моль гідроген-іонів і 10^{-7} моль гідроксид-іонів:

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

Добуток концентрацій гідроген- і гідроксид-іонів називають іонним добутком води (I_{H_2O}). При 22 °С ця величина становить

$$I_{H_2O} = [H^+] \times [OH^-] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Іонний добуток води залежить від *температури*: з її підвищенням він збільшується, із зниженням – зменшується. Будь-який розчин кислоти, лугу або солі містить гідроген- та гідроксид-іони. Концентрація гідроген-іонів визначає кислотність розчину (середовища), а концентрація гідроксид-іонів – лужність.

Розчин, в якому концентрації гідроген- та гідроксид-іонів однакові і дорівнюють 10^{-7} моль/л, називають нейтральними.

Якщо до нейтрального розчину додати кислоту ($HA \Leftrightarrow H^+ + A^-$), концентрація гідроген-іонів у розчині збільшиться. Внаслідок цього рівновага $H_2O \Leftrightarrow H^+ + OH^-$ зміститься вліво, а, значить, концентрація гідроксид-іонів зменшиться в стільки разів, у скільки зросте концентрація гідроген-іонів

Розчини, в яких концентрація водень-іонів перевищує концентрацію гідроксид-іонів $[H^+] > [OH^-]$, називають кислотними. Розчини, де концентрація водень-іонів менша, ніж гідроксид-іонів $[H^+] < [OH^-]$, є лужними.

У кислотних і лужних розчинах добуток концентрацій іонів $[H^+]$ та $[OH^-]$ – стала величина за сталої температури, $[H^+] \times [OH^-] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$. Тому, знаючи концентрацію одного з цих іонів, можна легко визначити концентрацію іншого.

Кислотність розчину виражають через концентрацію гідроген-іонів. Для зручності замість концентрації гідроген-іонів у 1909 р. С.Саренсен запропонував використовувати *водневий показник рН*.

Водневий показник рН – це від'ємний десятковий логарифм концентрації гідроген-іонів:

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

Знаючи концентрацію гідроген-іонів, можна визначити рН розчину і навпаки.

У нейтральних розчинах $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, рН = 7.

У кислотних розчинах $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, рН < 7.

У лужних розчинах $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л, рН > 7.

Кислотність розчину можна визначити за допомогою *індикаторів* – речовин, які змінюють свій колір залежно від рН. Зміна кольору індикатора відсувається в певному інтервалі значень рН. Кожний індикатор характеризується своїм інтервалом переходу.

Існують універсальні індикатори, за допомогою яких можна визначити будь-яке значення рН з точністю до одиниці.

Багато промислових, хімічних і біологічних процесів відбуваються лише за певних значень рН розчину.

Індикатор	рН	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Лакмус		Червоний						Інт. переходу	Синій							
Фенолфталеїн		Безбарвний									Інт. переходу	Пурпурний				
Метилловий оранжевий		Червоний			Інт. переходу			Жовтий								