

Лекція 2.5

Реакції, що протікають без передачі електронів

План

1. Кислотно-основні рівноваги
2. Реакції іонного обміну в розчинах
3. Вправи

1. Кислотно-основні рівноваги

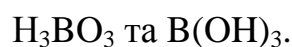
У процесі класичного вивчення хімії поняття «кислота» і «основа» вводяться поступово на декількох рівнях.

На першому етапі навчання учні за хімічними формулами повинні дізнаватися, які речовини можна віднести до кислот, а які - до основ. Існують відповідні даному етапу визначення.

Кислота - це сполука, що складається з одного або декількох атомів водню і кислотного залишку.

Підстава - це сполука, що складається з атома металу і однієї або декількох гідроксильних груп.

Користуючись даними визначеннями, за зовнішнім виглядом формули молекули її можна віднести або до кислот, або до основ. Недолік такого підходу полягає в тому, що є речовини, в яких немає гідроксильних груп, але в розчинах вони дають основне середовище (NH_3). Не завжди за формулою сполуки вдається визначити - кислота це або основа. Наприклад, формулу борної кислоти записують двома способами:



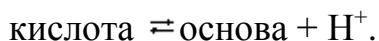
С точки зору хімічної будови немає принципової відмінності між оксигенвмісними кислотами й основами - всі ці сполуки цілком обґрунтовано можна назвати гідроксидами. І в тих, і в інших існує один і той же порядок зв'язків: водень-кисень-елемент (наприклад, H-O-Cl - кислота, H-O-Na - основа). Відмінність полягає в тому, що одні у водних розчинах відщеплюють протон H , а інші - гідроксид-іон HO^- .

Відповідь на питання, чому виникають такі відмінності, дає аналіз електронегативності атомів, що утворюють сполуки. Так, електронегативності атомів елементів, що утворюють гідроксиди ($\text{H} - 1,0$; $\text{O} - 3,5$; $\text{Cl} - 3,0$; $\text{Na} - 0,9$), показують, що у разі хлорноватистої кислоти (HOCl) полярні молекули води будуть найбільш сильно гідротувати протони, а в разі

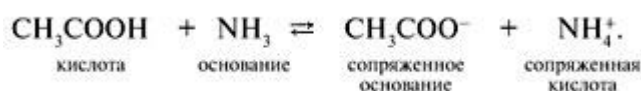
гідроксиду натрію (NaOH) - катіони натрію ($\text{H}_2\text{O}\dots\text{H}^+\dots\text{OH}_2$ і $\text{H}_2\text{O}\dots\text{Na}^+\dots\text{OH}_2$). Цей факт пояснюється тим, що на цих атомах знаходяться найбільші позитивні заряди в сполуках.

Згідно **протонної теорії кислот і основ**, висунутої **Й.Н.Бренстедом і Т.М.Лоурі**, кислотою є сполука, що відщеплює в реакції протони, а основою - сполука, здатна приймати протони.

Будь-яка реакція відщеплення протону виражається рівнянням:

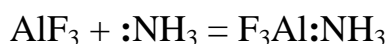


Насправді вільні протони не можуть існувати в розчині непов'язаними і переходять від кислоти до основи, утворюючи поєднану основу і поєднану кислоту. Наприклад:



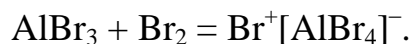
Оцтова кислота, віддавши протон, перетворюється на основу (що отримало назву «поєднану»). Аміак, прийнявши протон, з основи перетворюється на поєднану кислоту.

Найбільш загальною вважається **теорія кислот і основ Г.Н.Льюїса**. Згідно Льюїсу, кислотою є сполука, що приймає електронну пару, а основою - надає електронну пару. Так в реакції



атом алюмінію приймає неподілену електронну пару атому азоту на свою вакантну електронну орбіталь.

Цікавий приклад з органічної хімії, що демонструє механізм дії кислоти Льюїса (AlBr_3) в реакції бензолу з бромом. Поляризуюча здатність молекули бензолу по відношенню до молекули бромоводню виявляється недостатньою для успішного протікання реакції. На допомогу приходить молекула алюмінію броміду, яка по відношенню до молекули бромоводню володіє більш сильною поляризуючою здатністю:

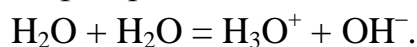


У даному прикладі неподілена електронна пара одного з атомів бромоводню переміщується на вакантну електронну орбіталь атому алюмінію в броміді алюмінію.

2. Реакції іонного обміну в розчинах

Найбільш великою групою реакцій, в яких не відбувається переходу електронів між атомами, є реакції іонного обміну в розчинах. Реакції іонного

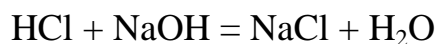
обміну протікають в тих випадках, коли може утворитися слабодисоціуюча речовина (вода), нерозчинна у воді сіль або погано розчинний газ, більш слабка кислота або більш слабка основа. Нерідко ці реакції протікають за участі самої води, яка має амфотерні властивості і здатна до автопротолізу:



З рівняння реакції видно, що $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$. При 25 ° С концентрація іонів водню дорівнює 10^{-7} моль/л. На практиці нерідко використовують не саме значення концентрації іонів водню, а її показник - негативний десятковий логарифм, що має позначення рН ($-\lg[\text{H}^+] = \text{pH}$).

Так, рН чистої води при 25 °С дорівнює 7. Іноді користуються значенням негативного логарифму концентрації гідроксид-іонів ($-\lg[\text{OH}^-] = \text{pOH}$). Незалежно від чистоти води при 25 ° С для розбавлених розчинів будь-яких речовин $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

Вода в реакціях іонного обміну може утворитися в результаті взаємодії кислоти з основою. наприклад:

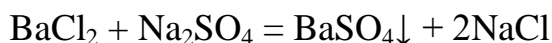


або в іонному вигляді:

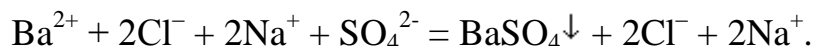


Зовнішньою ознакою для реакцій даного типу є виділення теплоти, яку можна легко виявити при використанні досить концентрованих розчинів. Можна також проконтролювати кислотність розчину за допомогою кислотно-основних індикаторів.

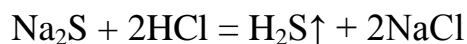
Осад може з'явитися, якщо можливе об'єднання іонів з утворенням нерозчинної солі. наприклад:



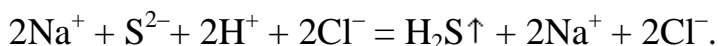
або в іонному вигляді:



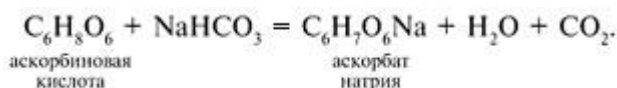
Газ утворюється при можливості об'єднання іонів у слабодисоціуюче летке з'єднання. Наприклад:



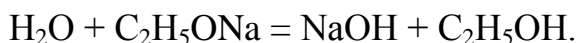
або в іонному вигляді:



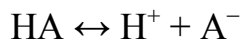
Більш сильна кислота завжди витісняє слабшу з її солей, тому що слабка кислота здатна до дисоціації в меншій мірі в порівнянні з сильною кислотою. Типовий приклад такої реакції наведено в попередньому абзаці. Можна навести й інші приклади:



Навіть вода по відношенню до деяких кислот виступає в ролі більш сильної кислоти:

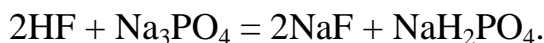


При визначенні можливості взаємодії речовин необхідно керуватися значеннями константи дисоціації. Для реакції

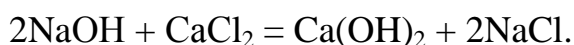


маємо $K_d = [\text{H}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$.

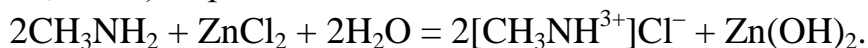
Чим вище значення константи дисоціації, тим сильніше кислота. Якщо в реакції бере участь багатоосновна кислота або її сіль, необхідно враховувати константи дисоціації на кожній із ступенів. У результаті реакції надлишку плавикової кислоти ($K_d = 6,7 \cdot 10^{-4}$) з ортофосфатом натрію (для ортофосфорної кислоти $K_1 = 7,2 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 4,6 \cdot 10^{-13}$) утворюється тільки дигідрофосфат натрію, а не фосфорна кислота:



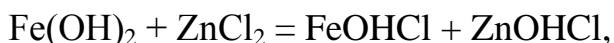
Більш сильну основу витісняє більш слабка з його солі. В якості типового прикладу такої реакції можна навести взаємодію натрій гідроксиду з кальцій хлоридом:



Про силу основ говорять відповідні константи дисоціації. Наприклад, метиламін ($K_d = 4,2 \cdot 10^{-4}$) реагує у водному розчині з цинк хлоридом ($K_1 = 1,3 \cdot 10^{-5}$, $K_2 = 4,9 \cdot 10^{-7}$) за рівнянням:



Результатом реакції ферум (II) гідроксиду ($K_1 = 1,2 \cdot 10^{-5}$, $K_2 = 5,5 \cdot 10^{-8}$) з цинк хлоридом буде утворення солей:



незалежно від співвідношення реагентів.

Реакція сильної кислоти з сіллю більш слабкої кислоти або сильної основи з сіллю слабшої основи не завжди супроводжується яскраво вираженими зовнішніми ознаками (утворення осаду, виділення газу).

3. Вправи

1. Які способи класифікації хімічних реакцій ви знаєте? На яких ознаках вони засновані?
2. Що називається кислотою, а що основою? Які є теорії кислот і основ? Наведіть приклади кислот і основ по Бренстеду і Льюїсу.
3. Чому для водних розчинів йдеться про кислотно-основних рівноваги? Наведіть приклади поєднаної кислоти і поєднаної основи.

4. Доведіть, що етиламін є основою. Яка реакція сприяє створенню лужного середовища в його водному розчині?

5. У яких випадках можливе протікання іонних реакцій у водних розчинах? Наведіть відповідні приклади таких реакцій.