**Лекція 5. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ.**

Хімічно чиста вода є надзвичайно слабким електролітом, але дуже незначною мірою вона може піддаватися електролітичній дисоціації (точніше – іонізації):

Н2О → Н+ + ОН–.

Завдяки малим розмірам йонів Н+ вони миттєво гідратуються з утворенням йонів гідроксонію Н3О+ за схемою: Н+ + Н2О à H3O+ + OH–, або H2O + H2O Û H3O+ + OH–.

Доведено, що гідратація йонів Н+ – це необоротний процес з константою рівноваги приблизно 10146, тобто йони Н+ гідратуються практично повністю.

*Реакція, що відповідає рівнянню 2Н2О →Н3О++ОН–, називається* ***автопротоліз води,****під час якого одна молекула води відщеплює йон Н+ (протон) і відіграє роль кислоти, а друга, яка приєднує протон з утворенням Н3О+, – роль основи*

 *Схема автопротолізу води*

Однак для зручності при запису дисоціації води користуються скороченим рівнянням:

 Н2О → Н+ + ОН–.

На основі експериментальних досліджень встановлено, що при температурі 220С ступінь дисоціації води дуже малий: aН2О=1,8×10–9, тобто на йони розпадається тільки одна молекула із приблизно 1800000000. Зрозуміло, що вода належить до надзвичайно слабких електролітів і підлягає закону діючих мас. Тому для неї можна записати вираз константи дисоціації:

 

 Або [H+]×[OH–] = Kдис×[H2O].

Невелике значення ступеня дисоціації води (aН2О=1,8×10–9) свідчить про сильне зміщення рівноваги дисоціації вліво, тому концентрацію H2O при постійній температурі можна вважати постійною. Отже, добуток постійних величин у правій частини рівняння – теж величина стала (К×[H2O]=const). Тоді сталим є і добуток концентрацій йонів Н+ і ОН– в лівій частині рівняння. Цей добуток ([H+]×[OH–]) одержав назву ***іонний добуток води*:**

 ****

де КН2О – іонний добуток води, для якого прийняті й інші позначення: Кв, або Кw.

Константа дисоціації води, визначена експериментально, при 22оС дорівнює: Кдис=1,8∙10–16, а концентрацію недисоційованих молекул води [H2O] практично можна вважати рівною її загальній концентрації. З рівняння дисоціації води (Н2О→Н++ОН–) видно, що концентрації катіонів Гідрогену і гідроксильних аніонів однакові і в той же час дорівнюють концентрації тієї частини води, яка продисоціювала і яка визначається добутком a·[H2O]: [H+] = [OH–] = a[H2O].

*Молярна концентрація води обчислюється відношенням кількості речовини (n=m/M) до об’єму V***:**

 

Беручи до уваги, що 1 л води при 220С має масу приблизно 1000 г, одержимо молярну концентрацію води: [H2O] = m **/**М×V = 1000 **/**18×1= 55,56 моль/л.

Тоді концентрації йонів гідрогену і гідроксид-іонів складають

[H+] = [OH–] = a·[H2O] = 1,8 × 10–9 × 55,56 = 1 × 10–7 моль/л,

звідки ***іонний добуток води*** дорівнює: 

Іонний добуток води є сталою величиною за умов постійної температури. При підвищенні температури КН2О збільшується. Це зумовлено тим, що дисоціація води є ендотермічним процесом, який згідно з принципом Ле-Шательє посилюється із зростанням температури і послаблюється під час охолодження.

*Для води і розведених водних розчинів за умов постійної температури добуток концентрацій йонів гідрогену і гідроксид-іонів є величиною сталою:* KH2O = [H+] × [OH–] = 10–14 (220C).

Таке саме значення КН2О при 220С мають і розведені водні розчини кислот і основ. Тому, якою б великою не була концентрація йонів Н+, концентрація йонів ОН– не буде дорівнювати нулю або навпаки. На основі рівняння можна обчислити концентрацію [Н+] чи [OH–] , якщо одна з цих величин відома:

 

Проте, вести розрахунки концентрацій [H+] i [OH–] через від¢ємний ступінь не зовсім зручно, тому за пропозицією Серенсена використовується інша величина – *водневий показник*, який позначається символом рН.

***Водневий показник рН****– це величина, що характеризує кислотність середовища і дорівнює від¢ємному десятковому логарифму концентрації йонів гідрогену [H+]:*

 рН = –lg[H+].

По аналогії з ним було введено і ***гідроксильний показник рОН*:**

 pОН = – lg[OH–]. (6.14)

Логарифмуючи рівняння (6.11): [H+] × [OH–] = 10–14), одержимо:

 lg [H+] + lg [OH–] = –14.

Якщо перемножити усі члени в останньому рівнянні на –1, то:

або з урахуванням рівнянь: 

Ці рівняння – це ***іонний добуток води*** у ***логарифмічному вигляді.*** Розглянемо можливі межі змінення водневого (pH) і гідроксильного (pOH) показників залежно від реакції середовища у розчині.

* У *нейтральному середовищі* концентрації йонів гідрогену і гідроксил-іонів однакові: [H+] = [OH–] = 10–7, тому водневий показник: рН = –lg[H+] = –lg10–7 = 7.
* У *кислому середовищі* концентрація йонів гідрогену завжди вища, ніж концентрація гідроксильних йонів: [H+] > [OH–], тому [H+] > 7, pН < 7.
* У *лужному середовищі,* навпаки, переважає концентрація гідроксильних йонів: [H+]<[OH–] i тому [H+]<10–7, pH > 7.

Розчини, значення рН яких змінюється від 0 до 3, вважаються *сильнокислими*, а при рН=4-6 – *слабкокислими*. *Слабколужні* розчини мають рН=8-10, а *сильнолужні* – рН=11-14. Якщо [H+]>1моль/л, то рН набуває від¢ємних значень (рис.6.10). Так, при [H+]=2моль/л водневий показник рН= –lg2 = –0,3. Якщо [H+]<10–14моль/л, рН>14, наприклад, при концентрації йонів гідрогену [H+] = 0,5×10–14моль/л, водневий показник рН = 14,3.



 Зв'язок між кислотністю середовища и величиною рН

Точне значення рН розчинів можна розрахувати або експериментально визначити за допомогою спеціальних електрохімічних методів. Однак для наближеного знаходження величини рН користуються *індикаторами* (від лат.слова *indicator –* той, хто вказує).

**Індикатор** *– це хімічна сполука, яка дозволяє візуалізувати досягнення системою певного стану з відповідною величиною рН середовища, що виявляється у виникненні помітної ознаки (змінення забарвлення, випадіння осаду, поява люмінісценції тощо).*

Існує декілька груп індикаторів, кожна з яких має своє призначення. Так, для визначення рН розчину використовують здебільшого кислотно-осн*о*вні індикатори – найчастіше це складні органічні кислоти чи основи, які змінюють своє забарвлення залежно від реакції середовища. Інтервал значень pH (інтервал переходу), в якому спостерігається змінення забарвлення, пов'язаний з константою диссоціації індикатору (pK) співвідношенням pH=pK±1. Для проведення аналізу індикатор вибирають таким чином, щоб інтервал переходу кольору включав те значення pH, яке розчин має у точці еквівалентності.

 Кислотно-осн*о*вні індикатори

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Назва*  | Інтервал переходу рН  | Забарвлення  |
| у кислому середовищі  | у лужному середовищі  |  |
| *Фенолфталеїн*  | 8,2-10,0  | Безбарвне  | Малинове  |
| *Метиловий оранжевий*  | 3,1-4,4  | Рожеве  | Жовте  |
| *Метиловий червоний*  | 4,2-6,3  | Червоне  | Жовте  |
| *Лакмус*  | 6,0-8,0  | Червоне  | Синє  |

 

 Змінення забарвлення деяких індикаторів залежно від рН середовища