

Лекція № 4

Тема: Ступінь дисоціації. Сильні й слабкі електроліти.

Дисоціація електролітів у водних розчинах.

Ступінь дисоціації - кількісна характеристика, яку використовують для оцінювання здатності електролітів дисоціювати у водних розчинах на йони. Вивчаючи електролітичну дисоціацію, ми з'ясували, що це оборотний процес. Тобто поряд із розпадом кристалів або молекул на йони може відбуватися асоціація йонів. Адже гідратовані йони, які хаотично рухаються в розчині, можуть стикатися й знов сполучатися між собою. Наразі розглянемо це питання докладніше. Солі та луги - йонні речовини, тому у водних розчинах вони дисоціюють повністю. У розчинах кислот поряд з йонами є й недисоційовані молекули.

Ступінь електролітичної дисоціації - це відношення числа молекул формульних одиниць), які розпалися на йони, до загального числа молекул (формульних одиниць) розчиненої речовини.

Ступінь дисоціації позначають літерою грецького алфавіту α (вимовляємо «альфа»). Її виражають у частках одиниці або у відсотках:

або

$$\alpha(X) = \frac{n(X)_{\text{дис.}}}{n(X)_{\text{заг.}}},$$
$$\alpha(X) = \frac{n(X)_{\text{дис.}}}{n(X)_{\text{заг.}}} \cdot 100\%,$$

де $n(X)$ дис. - число формульних одиниць електроліту, які розпалися на йони, а $n(X)$ заг. - загальне число формульних одиниць електроліту.

Наприклад, якщо ступінь дисоціації фторидної кислоти дорівнює 30 %, або 0,3, це означає, що у водному розчині з кожних ста молекул кислоти тридцять розпалися на йони. Або з кожних десяти молекул кислоти три дисоціювали (мал. 11.1):

Ступінь дисоціації електролітів визначають експериментально. Він залежить від природи розчинника, природи розчинюваної речовини та її частки у розчині, температури тощо. Чим більша полярність розчинника, тим більший ступінь дисоціації електроліту в ньому. Підвищення температури, як правило, збільшує дисоціацію, тож за нагрівання ступінь дисоціації зростає. У разі зменшення частки електроліту у розчині, тобто під час його розбавлення, ступінь дисоціації збільшується. Тож, зазначаючи ступінь дисоціації, слід зазначати й концентрацію розчину.

Сильні й слабкі електроліти різняться здатністю дисоціювати у водних розчинах.

Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у відносно концентрованих розчинах

високий (близький до 1), називають сильними, а електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у розведених розчинах невеликий, - слабкими.

Сильними електролітами є луги та чи не всі солі. У розведених розчинах сульфатна, нітратна, хлоридна, бромідна, йодидна кислоти також дисоціюють практично повністю. З класифікацією кислот на сильні і слабкі ви ознайомилися минулого року (див. схему).



Тепер вам зрозуміло, що критерієм цієї класифікації є ступінь електролітичної дисоціації кислот, тобто їхня приналежність до сильних чи слабких електролітів.

Пригадаймо, слабка карбонатна кислота міститься у газованих напоях (існує у вигляді гідрату $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Добре відомі вам з повсякденного життя кислоти - молочна, оцтова, аскорбінова (вітамін С) й ацетил-саліцилова (аспірин) кислоти - слабкі електроліти.

Сульфідна, сульфідна, силікатна кислоти (пригадайте їхні хімічні формули, за потреби зверніться до таблиці «Розчинність кислот, основ і солей у воді») також слабкі електроліти. Слабкими електролітами є й гідроксиди металічних елементів (за винятком лугів). Ступінь дисоціації слабких електролітів зазвичай не перевищує 3 %.

Вода - дуже слабкий електроліт. Ступінь її дисоціації наближається до 0. Адже з кожного мільярда (1 000 000 000) молекул води на йони розпадаються лише дві. Вочевидь такої кількості йонів замало, аби забезпечити бодай трохи помітну електропровідність дистильованої води.