

Досліди

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2

Тема. Електролітична дисоціація

Мета: навчитися отримувати малорозчинні речовини; визначити середовище у розчинах солей; вплив на гідроліз температури, розведення і природа солі.

План

1. Вивчення електропровідності розчинів.
2. Зміна електропровідності розчинів в залежності від концентрації.
3. Одержання малорозчинних розчинів.

Теоретична частина

Розчини електролітів – це розчини кислот, основ, солей, молекули яких утворенні йонним і ковалентним полярним зв'язком. Під впливом полярних молекул розчинника (води) полярність молекул розчиненої речовини збільшується, і вони повністю розпадаються (дисоціюють) на йони.



Розвиток території електролітичної дисоціації (ТЕД) можна розділи на окремі періоди.

I. Поділ речовин М. Фарадеєм на електроліти і неелектроліти (1830р).

II. Формулювання основних положень шведським хіміком Свантом Арреніусом (1837 р.).

1. Речовини, утворені йонним або ковалентним полярним зв'язком (електроліти) в полярних розчинниках і розплавах утворюють йони двох видів: позитивно заряджені і негативно заряджені. Чисельно заряд відповідає валентності.
2. При пропусканні постійного електричного струму через розчин чи розплав йони, що прямують до катоду-катіони, йони, що прямують до позитивного електроду (аноду) -аніони.

3. Кількісною характеристикою повноти протікання дисоціації є ступінь дисоціації (α), який дорівнює

α = число дисоційованих молекул розч. реч./ всього молекул розч. реч. у розчині.

За величиною α електроліти діляться на : сильні, ступінь дисоціації яких у 0,1 н розчині перевищує 30%, середні - α від 3% до 30%, а слабкі – менше 3%.

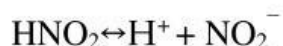
Сильні: майже всі солі (крім CdCl_2 , HgCl_2 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Fe}(\text{SCN})_3$; більшість мінеральних кислот H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 ; гідроксиди лужних і лужноземельних металів.)

Слабкі: майже всі органічні кислоти; деякі мінеральні кислоти H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HClO , H_3AsO_4 , H_3AsO_3 , гідроксиди металів (крім лужних і лужноземельних) і NH_4OH .

Середні: H_3PO_4 , HF , H_2SO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$;

4. **Дисоціація** – процес оборотний. До рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту між молекулами та йонами можна застосувати закон хімічної рівноваги і записати вираз константи рівноваги.

Наприклад, для дисоціації нітратної (азотистої) кислоти.



$$K = [\text{H}^+] [\text{NO}_2^-] / [\text{HNO}_2]$$

K – константа рівноваги між йонами і молекулами називається *константою електролітичної дисоціації*. Вона залежить від температури і природи розчинника.

Залежність між цими величинами (α і K) та концентрацією для слабких електролітів виражається законом Оствальда

$$K = C^2 \alpha^2 / C (1 - \alpha) \text{ або } K = \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

При незначному розведенні $K = Ca^2$ або $a = \sqrt{K/C}$.

За цією формулою можна розрахувати ступінь дисоціації при різних концентраціях, якщо відома константа дисоціації і навпаки.

III. З'ясування ролі розчинника в утворенні йонів російським хіміком О. І. Каблуковим. Він довів, що дисоціація залежить не тільки від природи електроліту, а й від природи розчинника, тобто здійснюється під впливом полярних молекул його.

Хімічна взаємодія молекул розчинника і розведеної речовини була відома, як сольватація, згідно з гідратною теорією Д. І. Менделєєва. Каблуков довів, що гідратації піддаються не тільки молекули, а і йони. В результаті взаємодії утворюються гідровані йони, які посилюють іонізацію молекул електроліту і дисоціацію їх.

Сильні електроліти у водних розчинах повністю дисоційовані. Сили притягання і відштовхування між ними великі. Тому стан йонів характеризуються ефективною концентрацією або активною (a), яка зв'язана з фактичною концентрацією.

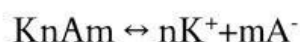
$$A = fc;$$

f – коефіцієнт активності, як правило, менш одиниці. Лише при сильному розбавленні $f \rightarrow 1$. З урахуванням коефіцієнта активності йонів і для сильних електролітів застосувати закон діяння мас.

Якщо дисоціацію подати у вигляді загального рівня:



Насичені розчини малорозчинних електролітів при сталій температурі і тиску кількісно характеризуються величиною, яка вказує здатність електроліту розчинятись - добуток розчинності (ДР). Це добуток концентрації за схемою:



Добуток розчинності виражається так:

$$ДР_{K_n A_m} = [K^+] \cdot [A^-]$$

Еталон розв'язування задач:

Приклад 1. Обчислити ступінь дисоціації оцтової (ацетатної) кислоти в 0,1 М розчині, якщо $K=1.86 \cdot 10^{-3}$

Розв'язок: Якщо не дано в умові значення K , то слід брати дані з таблиць в кінці практикумів.

За формулою: $\alpha \approx \sqrt{K/C_M} \approx \sqrt{1.86 \cdot 10^{-3}/10^{-1}} \approx 1,48 \cdot 10^{-2}$

Експериментальна частина

Дослід 1. Вивчення електропровідності розчинів

<https://youtu.be/Op8QIdxoN8Q>

Для проведення досліду користуються приладом для вивчення електропровідності.

Прилад складається з електролампи, штепсельної вилки та двох мідних електродів, вмотаних в колодку.

Підключити прилад до джерела електричного струму і послідовно опускати електроди в стакани із такими розчинами: цукор, дистильована вода, водопровідна вода, хлоридна кислота, натрію гідроксиду, натрію хлориду.

Перед кожною пробою електроди необхідно промивати водою.

Що спостерігається в кожному випадку? Дати пояснення явищам, що відбувається.

<https://youtu.be/1QzV1bM6ueA?si=-IXK1TrVvVPnjHWD>

Спостереження:

--

Рівняння реакцій:

--

Дослід 2. Зміна електропровідності розчинів в залежності від концентрації

В стакан налить 25-30 мл концентрованої оцтової кислоти. Користуючись приладом для вивчення електропровідності, визначити чи проводить струм кислота. Поступово додавати дистильовану воду, спостерігаючи за зміною електропровідності розчину по інтенсивності горіння електролампочки. Дати пояснення цьому явищу.

Спостереження:

Рівняння реакцій:

Висновок: