

## 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 ( $\alpha$ ), який дорівнює

$\alpha$  = число дисоційованих молекул розч. реч./ всього молекул розч. реч. у розчині.

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

**Сильні:** майже всі солі (крім  $\text{CdCl}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ ; більшість мінеральних кислот  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$ ; гідроксиди лужних і лужноземельних металів.)

**Слабкі:** майже всі органічні кислоти; деякі мінеральні кислоти  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ , гідроксиди металів (крім лужних і лужноземельних) і  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

**Середні:**  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;

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 ( $\alpha$  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.

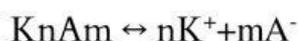
$$A = fc;$$

$f$  – 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 розчинні, 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:**