

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

навчальної дисципліни «Хімія»
обов'язкових компонент освітньої-професійної програми першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти

272 Авіаційний транспорт
(Авіаційний транспорт (Оператор безпілотних літальних апаратів))

за темою 2 – Реакції з переносом електронів.

Кременчук 2023

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 22.02.2024 № 2

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 17.01.2024 № 6

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 22.02.2024 № 2

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 12.12.2023 № 8

Розробник:

Доцент, кандидат хімічних наук, доцент, викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки Козловська Т. Ф.

Рецензенти:

- 1. Завідувач кафедри екології та біотехнологій Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського, канд. хім. наук, доцент, професор Новохатько О. В.*
- 2. Викладач циклової комісії аеронавігації Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, спеціаліст вищої категорії, викладач-методист, кандидат технічних наук, старший науковий співробітник Тягній В. Г.*

План лекції:

1. Електролітична дисоціація. Властивості кислот, основ і солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації.
2. Процес дисоціації. Константа дисоціації. Ступінь дисоціації.
3. Електроліти і неелектроліти. Йонно-молекулярні рівняння. Зміщення хімічної іонної рівноваги.
4. Гідроліз солей. Сутність протікання реакції окислення та відновлення.

Рекомендована література:

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с. URL: <http://elartu.tntu.edu.ua/handle/lib/28898> (дата звернення: 25.07.2023)
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с. URL: https://caravela.com.ua/index.php?route=product/product&product_id=174 (дата звернення: 16.11.2023)
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія : Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В.М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)

Додаткова

8. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с. URL: <https://ru.scribd.com/document/655105683/%D0%9D%D0%B5%D0%BE%D1%80%D0%B3%D0%B0%D0%BD%D1%96%D1%87%D0%BD%D0%B0-%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%8F-%D0%9F%D1%96%D0%B4%D1%80%D1%83%D1%87%D0%BD%D0%B8%D0%BA> (дата звернення: 12.11.2023)
9. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КПІ», 2013. 332 с.

10. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
11. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключова; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
12. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Інформаційні ресурси в Інтернеті

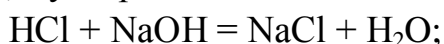
13. Віртуальна читальня освітніх матеріалів для студентів, вчителів, учнів та батьків. URL : <https://subject.com.ua/>

Текст лекції

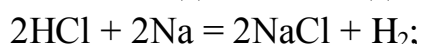
1. Електролітична дисоціація. Властивості кислот, основ і солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації.

Згідно теорії електролітичної дисоціації **кислоти** – це електроліти, що дисоціюють в розчинах з утворенням іонів водню. $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Для кислот характерні наступні загальні властивості:

- взаємодія з підставами, з утворенням солей:



- взаємодія з деякими металами з виділенням водню:



- зміна кольору індикаторів (лакмус – червоний колір);
- кислий смак.

Всі властивості кислот, характерні для водних розчинів визначаються присутністю гідратованих іонів водню. Біля сильних кислот, які дисоціюють повністю їх властивості виявляються більшою мірою. Чим краще кислота дисоціює, тобто чим більше її константа дисоціації, тим вона сильніше.

Основи – це електроліти, що дисоціюють в розчинах з відщеплюванням гідроксид - іонів.



Як і для кислот, чим більше константа дисоціації, тим воно сильніше. Для підстав характерні наступні загальні властивості:

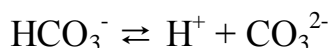
- взаємодія з кислотами з утворенням солей;
- змінювати колір індикаторів (лакмус – синій колір);
- своєрідний мильний смак.

Солі – електроліти, які при розчиненні у воді дисоціюють, з відщепленням (+) іонів, що відмінні від іонів водню і (-) іонів, що відмінні від гідроксид іонів. Іонів, які були б загальними для водних розчинів всіх солей, тому солі не володіють загальними властивостями.

2. Процес дисоціації. Константа дисоціації.

Солі добре дисоціюють, і тим краще, чим менше заряди іонів, які утворюють дані солі. При розчиненні кислих солей в розчині утворюються катіони металу, складні атоми кислотного залишку, а також іони, що є продуктами дисоціації цього складного кислотного залишку, у тому числі H^+ .

Наприклад: $\text{NaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$



При дисоціації основних солей утворюються аніони кислоти і складні катіони, що складаються з металу і гідроксогруп, які диссоціюють з утворенням OH^- і іонів металу.



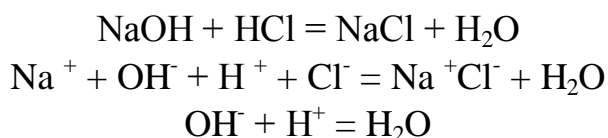
Таким чином, теорія електродисоціації пояснює загальні властивості кислот присутністю в їх розчинах іонів водню, а загальні властивості основ – гідроксид-іонів. Проте, це пояснення не є загальним. Зокрема, кислоти і підстави можуть реагувати один з одним, без дисоціації на іони (безводні властивості), а також, деякі речовини, що не мають в своєму складі групи OH^- , але проявляючи властивості основ NH_3 :



Вивчення такого роду реакцій привело до створення протонної теорії (1923 р.), згідно з якою **кислотою** є донор протона, тобто частинка, яка здатна віддавати іон – водню, а **основою** – акцептор протона, т.е частинка, здатна приєднувати протон. Співвідношення між кислотою і основою визначається схемою:

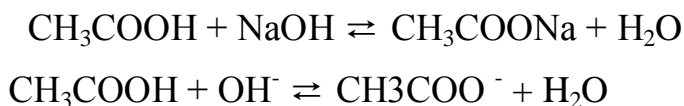


йонно-молекулярні рівняння розглянемо на прикладі нейтралізації сильної кислоти основами:

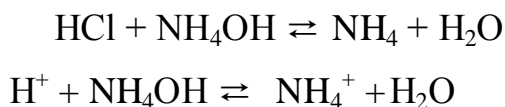


Таким чином, реакції нейтралізації сильних основ сильною кислотою зводяться до одного процесу – до утворення молекул води.

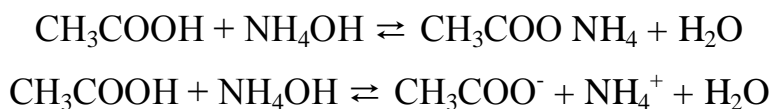
Нейтралізація слабкої кислоти сильною основою:



Нейтралізація сильної кислоти слабкою основою:



Нейтралізація слабкої кислоти слабкою основою:

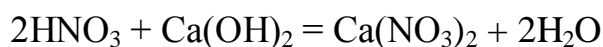


Реакції нейтралізації сильних кислот сильними підставами протікають практично до кінця. Реакції ж нейтралізації, в яких хоча б одна з початкових речовин слабкий електроліт і при яких молекули мало диссоціюючих речовин є не тільки в правій, але і в лівій частині рівнянь, протікають не до кінця. Вони доходять до полягання рівноваги, тому дані рівняння і записуються, як оборотні.

3. Електроліти і неелектроліти. Йонно-молекулярні рівняння. Зміщення хімічної іонної рівноваги.

У обмінних реакціях, що протікають в розчинах електролітів, разом з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами беруть участь також, іони, що знаходяться в розчині. Тому, єство протікаючих процесів якнайповніше виражається при записі їх у формі іонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні з'єднання і газу записуються в молекулярній формі, а аніони, що знаходяться в розчині, електроліти – у вигляді становлячих їх іонів.

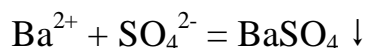
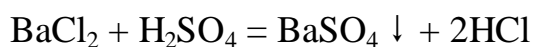
Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами:



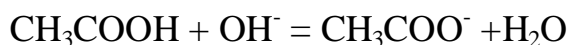
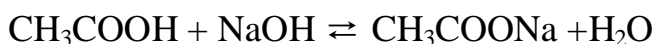
виражається одним і тим же іонно-молекулярним рівнянням:



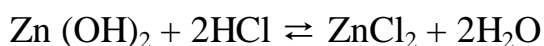
Обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямі сполучення іонів, що приводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів:

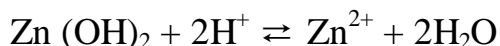


У випадках, коли малорозчинні речовини є як серед початкових речовин, так і серед продуктів реакції, рівновага зміщується у бік утворення якнайменше диссоціюючих речовин. Приклад: нейтралізація слабкої кислоти сильною основою:



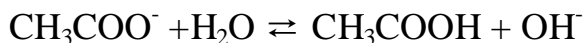
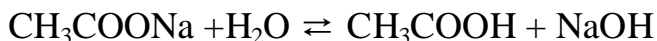
Рівновага зміщується управо, у бік утворення більш слабого електроліту – води. Нейтралізація слабкої основи сильною кислотою:



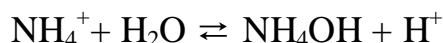
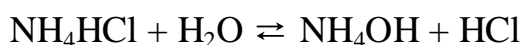


4. Гідроліз солей. Сутність протікання реакції окислення та відновлення.

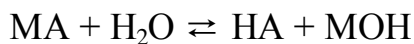
Гідроліз солі, освіченою слабкою кислотою і сильною основою:



Таким чином, розчини солей, утворених слабкою кислотою і сильною основою, мають лужну реакцію. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою:



Розчини солей, утворених слабкою основою і сильною кислотою, мають кислу реакцію. У розглянутих випадках гідролізу піддається не вся кількість знаходиться в розчині солі, а тільки частина його. Частка речовини, що піддається гідролізу, - ступінь гідролізу – залежить від константи цієї рівноваги, а також від температури і від концентрації солі. У загальному вигляді HA – кислота; MOH – основа, MA – сіль. Тоді, рівняння реакції гідролізу:



$$K = [\text{HA}][\text{MOH}]/[\text{MA}][\text{H}_2\text{O}],$$

позначаючи $K[\text{H}_2\text{O}] = K_2$, отримаємо,

$$K_2 = [\text{HA}][\text{MOH}]/[\text{MA}],$$

де K_2 – константа гідролізу.

Її значення характеризує здатність солі піддаватися гідролізу, чим більше K_2 , тим більшою мірою протікає гідроліз. Для випадку солі, освіченою слабкою кислотою і сильною основою, константа гідролізу пов'язана з константою дисоціації кислоти $K_{\text{кисл.}}$ залежністю:

$$K_2 = K_{\text{H}_2\text{O}}/K_{\text{кисл.}},$$

де $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – іонний добуток води.

Чим слабше кислота, тим більшою мірою піддаються гідролізу її солі. Для солей, утворених слабкою основою і сильною кислотою одержуємо:

$$K_{\text{Г}} = K_{\text{H}_2\text{O}}/K_{\text{осн.}}$$

Чим слабше основа, тим більшою мірою піддаються гідролізу освічені ними солі. Для солей, утворених слабкою кислотою і слабкою основою, константа

гідролізу має вигляд:

$$K_{\Gamma} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{кисл.}} \cdot K_{\text{осн.}}$$

Ступенем гідролізу h називається частка електроліту, що піддалася гідролізу. Вона пов'язана з константою гідролізу K_{Γ} рівнянням

$$K_{\Gamma} = h^2 C_m (1 - h).$$

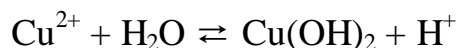
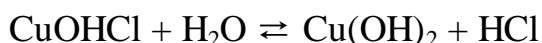
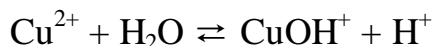
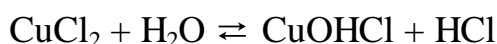
Оскільки частина солі, що гідролізована дуже мала, а концентрація продуктів гідролізу незначна, то $h \ll 1$ і одержуємо $K_2 = h C_m$ або $h = \sqrt{K_2 / C_m}$. Таким чином, ступінь гідролізу тим більше, чим менше її концентрація.

При гідролізі солей, утворених слабкою багатоосновною кислотою константа гідролізу по першому ступеню $K_{\Gamma,1}$ пов'язана з другою константою дисоціації кислоти, а константа гідролізу по другому ступеню $K_{\Gamma,2}$ – з першою константою дисоціації кислоти.

$$K_{\Gamma,1} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{2, \text{кисл.}}; \quad K_{\Gamma,2} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{1, \text{кисл.}}$$

$$K_{\Gamma,1} > K_{\Gamma,2}.$$

З цієї причини гідроліз по першому ступеню завжди протікає більшою мірою, ніж по другій. Аналогічно протікає гідроліз солі, утвореної слабкою основою багатовалентного металу:



Гідроліз по другому ступеню протікає в нікчемно малому ступені. Особливо глибоко протікає гідроліз солей, утворених слабкою кислотою і слабкою основою. Якщо в розчин солі, що гідролізується ввести реактив, що зв'яже іони H^+ або OH^- , що утворюються при гідролізі, то відповідно до принципу Ле Шательє рівновага зміщується у бік посилення гідролізу; в результаті гідроліз може протікати повністю – до утворення кінцевих продуктів.

Ступенем окиснення або окисним числом називається заряд атома або іона елемента в сполученні, визначений як число електронів, зміщених від одного атома до інших (при (+) окисненні) або до одного атома від інших (при (–) окисненні).

Ступінь окиснення елемента в з'єднанні визначається виходячи з таких положень:

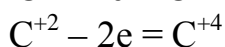
- ступінь окиснення елементів в простих речовинах дорівнює нулю;
- в нейтральних молекулах сума ступенів окиснення атомів дорівнює нулю;

- ступінь окислення лужних металів дорівнює (+1), металів головної підгрупи II групи, цинк і кадмій (+2);
- водень має ступінь окислення (+1), окрім гідридів металів NaH, CaH₂.
- ступінь окиснення кисню в з'єднаннях рівний (-2), за винятком пероксидів (-1) і фторид кисню (+2).

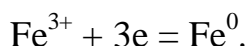
Ступінь окислення часто не співпадає з валентністю (N⁻³ IV H₄).

Окисно-відновними називаються такі реакції, в результаті яких змінюється ступінь окислення одного або декількох елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Процес віддачі атомом, молекулою або іоном, електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окислення, називається **окисленням**



Атоми, молекули або іони, що віддають електрони називаються відновниками. **Процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном, що супроводжується підвищенням ступеня окислення, називається відновленням, а частинки – окисниками.**



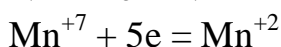
Окислювально-відновні реакції діляться на міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні і реакції самоокислення–самовідновлення (диспропорціювання).

Міжмолекулярні властиві елементам, які можуть мати, як вищий, так і низький ступінь окислення в з'єднаннях, де даний елемент проявляє проміжний ступінь окислення і здатністю вступати в реакції, як з окисниками, так і з відновниками.

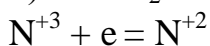
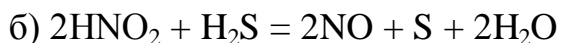
Приклад:



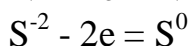
5 - відновник



2 – окисник



2 - окисник

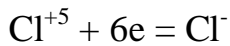
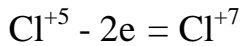


1 – відновник

Внутрішньомолекулярні реакції – це реакції, коли в одному з'єднанні відбувається зміна ступеня окиснення біля різних атомів.



Реакції диспропорціювання – реакції, коли відбувається зміна ступеня окислення біля одного елементу, що має проміжний ступінь окислення в ході реакції, частина окислюється, а друга частина відновлюється.



3 - відновник

1 – окисник Найважливіші окисники.

1. Типові неметали (F₂, Cl₂, Br₂, I₂, O₂) в елементарному стані, відновлюючись до ступеня окислення (-1), кисень до (-2).

2. Оксигеновмісні кислоти і їх солі (H₂SO₄конц, HNO₃конц.), K₂Mn⁺⁶O₄, K₂Mn⁺⁷O₄, K₂Cr⁺⁶O₄, K₂Cr⁺⁶O₇ і оксид Mn⁺⁴O₂

3. Оксигеновмісні кислоти галогенів і їх солі (H⁺¹ O⁻²Cl⁺¹, H⁺Cl⁺⁵O⁻²₃, HBr⁺⁵O₃⁻²).

4. Елементом – окисником в соляній кислоті і розбавленій сірчаній служить гідроген, в азотній – нітроген, в концентрованій сульфатній – сульфур.

Найважливіші відновники.

1. Серед елементарних речовин – активні метали (лужні, лужноземельні, Zn, Al, Fe і ін.), водень, вуглець, фосфор, кремній.

2. У безкисневих кислотах (HCl, HBr, HI, H₂S) і їх солях носіями відновної функції є аніони.

3. Гідриди лужних і лужноземельних металів.

4. Метали в низькому ступені окислення (іони Sn²⁺, Fe²⁺, Cu⁺¹ і ін.).

Складання рівнянь окислювально-відновних реакцій методом електронного балансу засновано на порівнянні ступенів окислення атомів в початкових і кінцевих речовинах. Основна вимога – число електронів, відданих відновником, повинне дорівнювати числу електронів, приєднаних окислювачем. Якщо необхідно, то для зрівнювання числа відданих і прийнятих електронів, вводяться додаткові множники, які є коефіцієнтами в рівнянні реакції.

При складанні рівнянь дотримуються наступної послідовності:

1. Записують формули початкових і кінцевих речовин з вказівкою ступенів окислення частинок, що змінили ступінь окислення.

2. Знаходять окисник і відновник.

3. Складають рівняння електронного балансу.

4. З рівняння електронного балансу знаходять коефіцієнти для відновника і окисника.

5. Зрівнюють метали.

6. Зрівнюють неметали (кислотні залишки), окрім водню і кисню.

7. Зрівнюють гідроген.

8. Зрівнюють кисень.

Правильність складеного рівняння перевіряють підрахунком числа атомів кожного елементу в лівій і правій частинах, яке повинне бути однаковим.