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

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

навчальної дисципліни «Неорганічна хімія»
обов'язкових компонент освітньої-професійної програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти бакалавр з авіаційного транспорту

Технології робіт та технологічне обладнання аеропортів

за темою 6 - Основні поняття теорії розчинів. Теорія електролітичної дисоціації.

Харків 2022

ЗАТВЕРДЖЕНО
Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 26.09.2022 № 9

СХВАЛЕНО
Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 19.09.2022 № 2

ПОГОДЖЕНО
Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 23.09.2022 № 9

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 14.09.2022 № 3

Розробник:
1. канд. хім. наук, доцент, спеціаліст вищої категорії, викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, Козловська Т. Ф.

Рецензенти:

1. канд. хім. наук, доцент, завідувач кафедри екології та біотехнологій Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського, професор Новохатько О. В.

2. канд. техн. наук, доцент, викладач циклової комісії природничих дисциплін Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, викладач-методист, спеціаліст вищої категорії Долударєва Я. С.

План лекції

1. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
2. Ступінь дисоціації. Чинники, що впливають на ступінь дисоціації.
3. Властивості основ, кислот та солей у світлі теорії електролітичної дисоціації.
4. Константа дисоціації.
5. Дисоціація води. Поняття про pH та кислотно-основні індикатори.
6. Сучасні уявлення про кислоти та основи.
7. Реакції у розчинах електролітів. Іонні рівняння.
8. Гідроліз.

Рекомендована література:

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібн. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с.
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.
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.

Додаткова

1. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с.
2. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КПІ», 2013. 332 с.
3. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Клюєва; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
5. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Текст лекції

1. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.

За здатністю проводити електричний струм у водному розчині і розплаві усі речовини поділяють на електроліти і неелектроліти.

Електроліти – речовини, водні розчини або розплави яких проводять електричний струм. Електролітами є солі, кислоти, луги. У їх молекулах є іонні або сильно полярні ковалентні зв'язки.

Неелектроліти – речовини, водні розчини або розплави яких не проводять електричний струм. Це прості речовини елементів-неметалів, багато органічних сполук (вуглеводні, вуглеводи, естери тощо).

Для пояснення електропровідності розчинів і розплавів електролітів С. Арреніус (Швеція) у 1887 р. запропонував *теорію електролітичної дисоціації*, за що у 1903 р. йому була присуджена Нобелівська премія.

О*сновні положення теорії електролітичної дисоціації.*

1. При розчиненні або плавленні електроліту, його молекули розпадаються на іони – відбувається електролітична дисоціація (іонізація).

Іон (гр. ion – той, що іде) – заряджений атом або група атомів. Іони бувають *прості* (одноатомні: H^+, Na^+, Cl^-, S^{2-} тощо) і *складні* (багатоатомні: OH^-, SO_4^{2-}, NH_4^+, $H_2PO_4^-$ тощо). Формули іонів записують вказуючи справа верхнім індексом заряд іона (в умовних одиницях відносно заряду електрона, який рівний –1). На відміну від запису ступеня окиснення, при наведенні заряду іона спочатку записують кількість одиниць заряду (число 1 зазвичай опускають), а потім – знак заряду ("+" або "–"), наприклад H^+, OH^-, NH_4^+, PO_4^{3-}.

2. У розчині або розплаві електроліту іони рухаються хаотично (неупорядковано), а *при пропусканні електричного струму позитивно заряджені іони рухаються до негативного електрода (катода), а негативно заряджені – до позитивного (анода)*.

Позитивно заряджені іони називають *катіонами* (H^+, NH_4^+, іони металів Na^+, Al^{3+} тощо).

Негативно заряджені іони називають *аніонами* (OH^-, кислотні залишки F^-, CO_3^{2-}, HSO_4^- тощо).

3. Дисоціація – процес оборотний. Паралельно з процесом дисоціації (розпадом молекул на іони) відбувається асоціація (об'єднання іонів у молекули).

Дисоціацію молекул електроліту записують схемами, у яких замість знаку рівності ставлять стрілку. Зліва у схемах записують недисоційовані молекули, а справа – утворені іони:

$$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

Отже, *кількість утворених іонів рівна сумі індексів біля атома металу та*

кислотного залишку.

Абсолютні сумарні значення зарядів катіонів та аніонів рівні і протилежні за знаком, тому *розчини електролітів є електронейтральними*.

Механізм електролітичної дисоціації пояснив у 1891 р. І. А. Каблуков, об'єднавши для цього хімічну теорію розчинів Д. І. Менделєєва та фізичну С. Арреніуса.

Згідно з фізико-хімічною теорією Каблукова, молекули розчинника взаємодіють з молекулами та іонами розчиненої речовини з утворенням нестійких сполук – сольватів (у випадку, коли розчинник вода – гідратів).

Процес розпаду на іони сполук з іонним зв'язком можна представити так: будь-який іон, який перебуває на поверхні кристала, утворює навколо себе електростатичне поле (катіон – позитивне, аніон – негативне). Внаслідок сил притягання полярні молекули води (диполі) орієнтуються відносно кристала так, що позитивна сторона молекули води підходить до негативного поля аніона, а негативна – до позитивного (катіона). У результаті *іон-дипольної* взаємодії виділяється енергія, що веде до розриву іонних зв'язків у кристалі і переходу іонів у розчин, де їх утримують молекули води (гідратація).

У випадку розчинення полярної молекули HCl (диполь) у воді, орієнтація молекул розчинника (H_2O) навколо молекул HCl відбувається як в іонних сполук. У результаті *диполь-дипольної* взаємодії електронна хмара, що утворює хімічний зв'язок зміщується до атома хлору, а ковалентний зв'язок перетворюється в іонний – відбувається іонізація зв'язку (рис. 1).

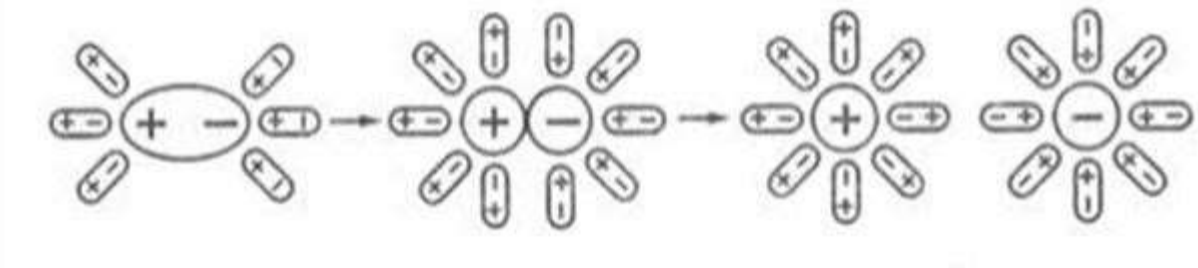
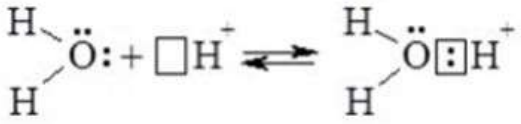


Рисунок 1 – Схема електролітичної дисоціції

Гідратовані іони H^+ записують формулою H_3O^+ (точніше $H_3O^+ * nH_2O$, де n = 0 – 4) і називають *іони гідроксонію*:



Загальна схема дисоціації електроліту складу Kt_nAn_m:

$$Kt_nAn_m + xH_2O \rightarrow nKt^+ \cdot yH_2O + mAn^- \cdot (x - y)H_2O,$$

або без урахування процесу гідратації:

$$Kt_nAn_m \rightarrow nKt^+ + mAn^-.$$

Останнє рівняння не показує ролі води в процесі дисоціації і тому не розкриває механізм процесу.

Роль розчинника у процесі електролітичної дисоціації проілюструємо прикладом. На відміну від водного розчину HCl, розчин його у бензені C_6H_6 не проводить електричний струм, оскільки полярні молекули HCl не дисоціюють у неполярному розчиннику. Отже, дисоціація відбувається лише у полярних розчинниках (вода H_2O, рідкий амоніак NH_3, ацетатна кислота CH_3COOH тощо).

Іони за фізичними та хімічними властивостями відрізняються від атомів, з яких вони утворені, що пояснюється різною будовою електронних оболонок відповідних атомів та іонів. Іони перебувають у стійкіших електронних конфігураціях, ніж атоми.

У розчинах іони *s*- і *p*-елементів зазвичай безбарвні, іони *d*-елементів забарвлені. Гідратовані і негідратовані іони одного і того ж елемента різноманітно забарвлені: тверді солі кобальту (II) – білого кольору, їх розчини – рожеві (іони $Co^{2+}\cdot nH_2O$).

2. Ступінь дисоціації. Чинники, що впливають на ступінь дисоціації.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації використовують поняття ступінь дисоціації – відношення кількості молекул, що розпались на іони (n) до вихідної кількості молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}\cdot 100\%$$

де α – безрозмірна величина, виражається у частках від одиниці або у %.

Якщо електроліт дисоціює повністю, то α = 1, або 100 %. Для неелектролітів α = 0 або 0 %.

Ступінь дисоціації ацетатної кислоти CH_3COOH у 0,01 М водному розчині при 18 ^{0}C становить $4{,}3\times10^{-2}$ або 4,3 %.

Це означає, що із 1000 розчинених молекул CH_3COOH лише 43 розпадаються на іони за схемою:

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+,$$

утворюючи при цьому 43 катіони H^+ та 43 аніони CH_3COO^-, а решта 957 молекул CH_3COOH перебувають у недисоційованому стані.

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини,

розчинника, температури розчину та його концентрації і наявності у розчині інших електролітів.

Розглянемо докладніше вплив цих чинників.

Природа розчиненої речовини суттєво впливає на ступінь дисоціації. Так, ступінь дисоціації 0,1 М водного розчину HClO (0,055 %) набагато менший ніж ступінь дисоціації 0,1 М водного розчину CH_3COOH (4,3 %) за тих же умов.

Природа розчинника. У полярних розчинниках (вода, ацетатна кислота) електролітична дисоціація відбувається в різній мірі. Так. у водних розчинах ступінь дисоціації тих же речовин вищий, ніж у оцтовокислих. Інший приклад – у водному розчині ацетатна кислота дисоціює, а у бензені C_6H_6 – перебуває у недисоційованому стані.

Зі *зростанням температури* ступінь дисоціації, як правило, зростає за рахунок послаблення іонних зв'язків у молекулах електролітів.

При *зменшенні концентрації електроліту*, тобто при розведенні розчину, ступінь дисоціації зростає, оскільки зростають відстані між іонами в розчині і зменшується ймовірність об'єднання їх в молекули.

Наявність у розчині інших електролітів.

Згідно з принципом Ле-Шательє при зростанні концентрації однойменних іонів у розчині електроліту ступінь дисоціації зменшується. Так, при додаванні до водного розчину ацетатної кислоти CH_3COOH ацетату натрію CH_3COONa, рівновага зміщується у бік недисоційованих молекул кислоти:

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+.$$

Аналогічний ефект буде при підкисленні розчину, що веде до зростання концентрації катіонів H^+.

Якщо ж до вихідного розчину кислоти додати лугу (NaOH), то ступінь дисоціації зросте, оскільки з реакційного середовища виводяться іони H^+:

$$CH_3COOH + OH^- \leftrightarrow CH_3COO^- + H_2O.$$

За величиною ступеня дисоціації електроліти поділяють на сильні, слабкі та середньої сили.

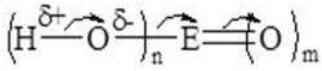
Електроліти, ступінь дисоціації яких у відносно концентрованих розчинах становить понад 30% називають сильними. Вони практично повністю дисоціюють на іони у розчинах будь-якої концентрації. До них відносять більшість солей, мінеральних кислот, лугів.

Електроліти, ступінь дисоціації яких у відносно розведених розчинах становить менше 3% називають слабкими. До них відносять більшість органічних і деякі мінеральні (HClO, H_2S, H_2CO_3) кислоти, нерозчинні основи

($Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, NH_4OH). Вода теж є слабким електролітом.

Електроліти, ступінь дисоціації яких більший ніж 3 % та менший ніж 30 % – середньої сили. Вони практично повністю дисоціюють на іони у розчинах будь-якої концентрації. Це деякі неорганічні кислоти (H_2SO_3, H_3PO_4, HNO_2) та основи ($Mg(OH)_2$).

Визначити силу мінеральної оксигеновмісної кислоти можна за формулою $E(OH)_nO_m$, де E – центральний атом. Якщо $m < 2$, кислота слабка, $m > 2$ – сильна. Це пояснюється тим, що атоми Оксигену відтягують на себе спільні електронні пари і електронна густина від ОН-груп зміщується до атома кислотоутворюючого елемента, зв'язок Н–О в ОН-групі стає полярнішим:



.

Чим більше поляризований зв'язок, тим він слабший, і тому кислота є сильнішою.

Сила кислот складу $E(OH)_nO_m$

Формула	$E(OH)_nO_m$	m	Сила кислоти
HNO_2	$N(OH)O$	1	слабка
HNO_3	$N(OH)O_2$	2	сильна
H_2SO_3	$S(OH)_2O$	1	слабка
H_2SO_4	$S(OH)_2O_2$	2	сильна
$HClO$	$Cl(OH)$	0	дуже слабка
$HClO_4$	$Cl(OH)O_3$	3	дуже сильна

3. Властивості основ, кислот і солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації.

Речовини, які належать до одного класу, мають властивості, притаманні цьому класу. Так, усі кислоти кислі на смак, однаково змінюють забарвлення індикаторів, реагують з лугами та основними оксидами тощо. Загальні властивості основ протилежні властивостям кислот – вони реагують з кислотами та кислотними оксидами. Розчинні у воді основи – луги – милкі на дотик, однаково змінюють забарвлення індикаторів, роз'їдають біологічні матеріали.

Виявлення класом сполук однакових властивостей пояснює теорія електролітичної дисоціації.

Дисоціація кислот завжди супроводжується утворенням іона H^+ (точніше H_3O^+), який зумовлює описані вище загальні властивості кислот:

$$HAn \leftrightarrow H^+ + An^- \quad \text{або} \quad HAn + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + An^-,$$

де An^- – аніон кислотного залишку.

Інших катіонів, окрім H^+ (H_3O^+) при дисоціації кислот не утворюється, тому, з точки зору теорії електролітичної дисоціації *кислоти – це електроліти, які при дисоціації у водних розчинах утворюють лише катіони H^+ (H_3O^+).*

Кількість катіонів H^+, що утворюються при дисоціації однієї молекули кислоти, визначає її *основність*.

Розрізняють *одноосновні* (HHal, HNO_3), *двоосновні* (H_2CO_3, H_2SO_4, $H_2C_2O_4$), *триосновні* (H_3PO_4) і *полі основні* (багатоосновні) кислоти ($H_4P_2O_7$, H_5IO_6).

Кислоти, основність яких більша від одиниці, дисоціюють ступінчасто, кількість ступенів дисоціації дорівнює основності кислоти. Наприклад, оксалатна кислота $H_2C_2O_4$ дисоціює за двома ступенями:

$H_2C_2O_4 \leftrightarrow H^+ + HC_2O_4^-$	I ступінь
$HC_2O_4^- \leftrightarrow H^+ + C_2O_4^-$	II ступінь
$H_2C_2O_4 \leftrightarrow 2H^+ + C_2O_4^-$	сумарно

Дисоціація за першим ступенем відбувається максимально, а за кожним наступним – зменшується.

Дисоціація основ супроводжується утворенням аніонів лише одного типу – гідроксид-іонів OH^-, які обумовлюють раніше окреслені загальні властивості даного класу:

$$KtOH \leftrightarrow Kt^+ + OH^-$$

де Kt^+ – катіон металу або амоніаку NH_4^+.

Тому *основи – електроліти, при дисоціації яких у водних розчинах аніонами є лише гідроксид-іони OH^-*.

Кількість гідроксид-іонів OH^-, що утворюються при дисоціації однієї молекули основи, визначає її *кислотність*. Розрізняють *однокислотні* (NaOH, NH_4OH), *двокислотні* ($Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$), *трикислотні* ($Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$) і *полікислотні* (багатокислотні) ($Pb(OH)_4$) основи.

Основи, кислотність яких більша від одиниці, дисоціюють ступінчато, кількість ступенів дисоціації дорівнює кислотності основи. Наприклад, барій гідроксид $Ba(OH)_2$ дисоціює за двома ступенями:

$Ba(OH)_2 \leftrightarrow Ba(OH)^+ + OH^-$	I ступінь
$Ba(OH)^+ \leftrightarrow Ba^{2+} + OH^-$	II ступінь
$Ba(OH)_2 \leftrightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$	сумарно

Як і у випадку кислот, дисоціація основ за першим ступенем відбувається максимально, а за кожним наступним зменшується.

Основи та оксигеновмісні кислоти можна розглядати як гідроксиди – сполуки загальної формули R–OH, де R – деяка частинка, наприклад Na-OH – натрій гідроксид , H_2SO_4 або $SO_2(OH)_2$ – сульфатна кислота або сульфур (VI) дигідроксидіоксид.

Залежно від природи частинки R, гідроксиди можуть дисоціювати за типом кислоти або основи:

$R–OH \leftrightarrow RO^- + H^+$ – дисоціація за типом кислоти

$R–OH \leftrightarrow R^+ + OH^-$ – дисоціація за типом основи

Напрям дисоціації визначається положенням елемента, що входить до складу R у Періодичній системі. Посилення дисоціації за типом кислоти і послаблення за типом основи в періодах відбувається зліва направо, а в групах – знизу вверх.

Характер зміни кислотно-основних властивостей елементів VA підгрупи

Період	2	3	4	5	6
Гідроксид	HNO_3	H_3PO_4	H_3AsO_4	$Sb(OH)_3$	$Bi(OH)_3$
Властивості	сильна кислота	кислота середньої сили	слабка кислота	амфоліт	слабка основа

Речовини, які залежно від умов здатні дисоціювати за типом кислоти (з утворенням катіонів H^+) *або основи* (з утворенням аніонів OH^-) *називають амфолітами*.

Найпростіший амфоліт – вода:

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

Розглянемо дисоціацію типового амфоліту алюміній гідроксду $Al(OH)_3$.

За типом основи $Al(OH)_3$:

$Al(OH)_3 \leftrightarrow Al(OH)_2^+ + OH^-$	I ступінь
$Al(OH)_2^- \leftrightarrow Al(OH)^{2+} + OH^-$	II ступінь
$Al(OH)^{2+} \leftrightarrow Al^{3+} + OH^-$	III ступінь

$Al(OH)_3 \leftrightarrow Al^{3+} + 3OH^-$	сумарно

За типом кислоти H_3AlO_3:

$H_3AlO_3 \leftrightarrow H_2AlO_3^- + H^+$	I ступінь
$H_2AlO_3^- \leftrightarrow HAlO_3^{2-} + H^+$ $HAlO_3^{2+} \leftrightarrow AlO_3^{3-} + H^+$	II ступінь III ступінь
$H_3AlO_3 \leftrightarrow AlO_3^{3-} + 3H^+$	сумарно

Дисоціація солей. Залежно від продуктів дисоціації, розрізняють середні (нормальні), кислі, основні, змішані, подвійні та комплексні солі.

Середні солі дисоціюють з утворенням *катіонів металу або* NH_4^+ *та аніонів кислотного залишку*:

$$Na_3PO_4 \leftrightarrow Na^+ + PO_4^{3-}$$

$$Fe_2(SO_4)_3 \leftrightarrow 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

Кислі солі дисоціюють з утворенням *катіонів металу або* NH_4^+, H^+ *та аніонів кислотного залишку*. Дисоціація відбувається ступінчато, на першій стадії відщеплюється катіон металу (або NH_4^+), на другій – катіон H^+:

$NaHCO_3 \leftrightarrow Na^+ + HCO_3^-$	I ступінь
$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$	II ступінь
$Na_2HPO_4 \leftrightarrow 2Na^+ + H^+ + PO_4^{3-}$	сумарно

Основні солі дисоціюють з утворенням *катіонів металу та аніонів кислотного залишку і гідроксид-іонів.* Дисоціація відбувається ступінчато, на першій стадії відщеплюється аніон кислотного залишку, на другій – аніон OH^-:

$Ca(OH)Cl \leftrightarrow Ca(OH)^+ + Cl^-$	I ступінь
$Ca(OH)^+ \leftrightarrow Ca^{2+} + OH^-$	II ступінь
$Ca(OH)Cl \leftrightarrow Ca^{2+} + Cl^- + OH^-$	сумарно

Змішані солі дисоціюють з утворенням *катіонів металу та різних аніонів*

кислотних залишків. Відщеплення аніонів відбувається одночасно:

$$Ca(OCl)Cl \leftrightarrow Ca^{2+} + Cl^{-} + OCl^{-}$$

Подвійні солі дисоціюють з утворенням *катіонів різних металів (або металу та NH_4^+) та аніона кислотного залишку.* Відщеплення катіонів відбувається одночасно:

$$KAl(SO_4)_2 \leftrightarrow K^{+} + Al^{3+} + SO_4^{2-}$$

Комплексні солі – електроліти, дисоціація яких супроводжується утворенням комплексних іонів.

4. Константа дисоціації.

Поділ електролітів на сильні та слабкі в залежності від ступеня дисоціації є умовним, оскільки величина а залежить від багатьох факторів (див. ступінь дисоціації) і може змінюватись у широких межах. Тому з цією метою використовують константу іонізації (дисоціації).

Запишемо схему дисоціації електроліту загальної формули KtAn:

$$KtAn \leftrightarrow Kt^{+} + An^{-}$$

Константа рівноваги цього процесу, згідно із законом дії мас, описується рівнянням:

$$K = \frac{[Kt^+][An^-]}{[KtAn]}$$

Константа іонізації (дисоціації) К – константа рівноваги процесу дисоціації електроліту.

Константа дисоціації слабких електролітів залежить від температури, природи електроліту, розчинника і не залежить від концентрації.

Чим більше значення К, тим сильніше дисоціює електроліт, і тим сильнішою є відповідна кислота або основа.

Якщо електроліт дисоціює ступінчато, то K_i визначають для кожного ступеня, а загальне значення *К* дорівнює добутку ступінчатих K_i:

$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$; $K_1 = \frac{[H^-][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7{,}6 \cdot 10^{-3}$

$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$; $K_2 = \frac{[H^-][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 5{,}9 \cdot 10^{-8}$

$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$; $K_3 = \frac{[H^-][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 3{,}5 \cdot 10^{-13}$

$H_3PO_4 \leftrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$; $K = \frac{[H^-]^3[PO_4^{3-}]}{[H_3PO_4]} = 1{,}6 \cdot 10^{-22}$

Отже, H_3PO_4 максимально дисоціює за першим ступенем, і у цьому випадку є сильною кислотою. На кожній наступній стадії дисоціація відбувається у меншій мірі, і тому у розчинах фосфатної кислоти містяться молекули H_3PO_4, катіони H^+ та аніони $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}. Кількість кожного наступного компонента поступово зменшується.

Для зручності запису, використовують не абсолютні значення K, а їх десяткові логарифми зі знаком "–":

$$-lg\ K = pK$$

pK – показник сили електроліту. Якщо ввести індекси *a* – кислота (англ. *acid* – кислота), а *b* – основа (англ. *basis* – основа), то *pK_a – показник кислотності, pK_b – показник основності* (табл. 4).

Значення K_x та pK_x деяких слабких кислот та основ

Електроліт	**Формула**	K_x	pK_x
Кислоти			
Карбонатна	H_2CO_3	$K_{a1} = 4{,}5 \cdot 10^{-7}$ $K_{a2} = 4{,}7 \cdot 10^{-11}$	$pK_{a1} = 6{,}35$ $pK_{a2} = 10{,}33$
Нітритна	HNO_2	$K_{a1} = 4{,}0 \cdot 10^{-4}$	$pK_{a1} = 3{,}40$
Сульфітна	H_2SO_3	$K_{a1} = 1{,}6 \cdot 10^{-2}$ $K_{a2} = 1{,}6 \cdot 10^{-8}$	$pK_{a1} = 1{,}80$ $pK_{a2} = 7{,}21$
Сульфідна	H_2S	$K_{a1} = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ $K_{a2} = 2{,}5 \cdot 10^{-13}$	$pK_{a1} = 6{,}99$ $pK_{a2} = 12{,}60$
Мурашина	$HCOOH$	$K_{a1} = 1{,}8 \cdot 10^{-4}$	$pK_{a1} = 3{,}74$
Оцтова	CH_3COOH	$K_{a1} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$pK_{a1} = 4{,}75$
Основи			
Амоніак (водн. розчин)	$NH_3 \cdot H_2O$	$K_{b1} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$pK_{b1} = 4{,}75$

Алюміній гідроксид	$Al(OH)_3$	$K_{b3} = 1{,}4 \cdot 10^{-9}$	$pK_{b3} = 8{,}86$
Ферум (II) гідроксид	$Fe(OH)_2$	$K_{b2} = 1{,}3 \cdot 10^{-4}$	$pK_{b2} = 3{,}89$
Ферум (III) гідроксид	$Fe(OH)_3$	$K_{b2} = 1{,}8 \cdot 10^{-11}$ $K_{b3} = 1{,}4 \cdot 10^{-12}$	$pK_{b2} = 10{,}74$ $pK_{b2} = 11{,}87$

Порівнюючи значення pK_a, наприклад, для нітритної HNO_2 та сульфітної H_2SO_3 кислот, бачимо, що H_2SO_3 за першим ступенем дисоціації сильніша, ніж HNO_2, а за другим – слабкіша. Аналогічно алюміній гідроксид $Al(OH)_3$ сильніша основа, ніж ферум (III) гідроксид $Fe(OH)_3$.

За наявності у розчині одночасно кількох кислот або основ різної сили, у реакцію, наприклад, нейтралізації, спочатку буде вступати електроліт з найменшим значенням pK_x, і далі у порядку зростання pK_x.

Так, коли у розчині одночасно присутні H_2SO_3 і HNO_2, при додаванні NaOH, спочатку реагує H_2SO_3 за першим ступенем, потім HNO_2, і, нарешті, H_2SO_3 за другим ступенем:

$$H_2SO_3 + NaOH = NaHSO_3 + H_2O;$$
$$HNO_2 + NaOH = NaNO_2 + H_2O;$$
$$NaHSO_3 + NaOH = Na_2SO_3 + H_2O.$$

Легко показати зв’язок між K та α для слабкого електроліту, наприклад мурашиної кислоти HCOOH, яка дисоціює за схемою:

$HCOOH + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + HCOO^-$

Запишемо K_a цього процесу:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

Зі схеми дисоціації видно, що $[H_3O^+] = [HCOO^-] = \alpha_{HCOOH} C_{HCOOH}$, а $[HCOOH] = C_{HCOOH} - \alpha_{HCOOH} C_{HCOOH} = (1 - \alpha_{HCOOH}) C_{HCOOH}$.

Підставивши одержані значення в рівняння для K_a, одержимо:

$$K_a = \frac{\alpha_{HCOOH} \cdot C_{HCOOH} \cdot \alpha_{HCOOH} \cdot C_{HCOOH}}{(1-\alpha) C_{HCOOH}} = \frac{\alpha^2 C_{HCOOH}}{1-\alpha}$$

Оскільки у розчинах слабких електролітів значення α дуже мале, то 1 - α » 1, тому $K_a = \alpha^2 C_{HCOOH}$ і $\alpha = \sqrt{K_a / C_{HCOOH}}$.

Наведена формула – математичний вираз *закону розведення Оствальда*, і показує, що *зі зростанням концентрації С електроліту, ступінь дисоціації α зменшується*.

Використовуючи дану формулу можна обчислити $[H^+]$ і $[OH^-]$ в розчинах слабких одноосновних кислот та однокислотних основ відповідно. Для прикладу, виведемо формулу для розрахунку $[H^+]$ у розчині мурашиної кислоти HCOOH. Враховуючи, що $[H^+] = [HCOO^-]$, і оскільки HCOOH – слабка кислота, то вона у розчині дисоціює незначною мірою, а тому часткою дисоційованих молекул HCOOH можна знехтувати, і $[HCOOH] = C_{HCOOH}$:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_a}, \quad [H^+]^2 = K_a C_a \text{ або } [H^+] = \sqrt{K_a / C_a}.$$

Аналогічно можна довести, що для слабкої основи $[OH^-] = \sqrt{K_b / C_b}$.

5. Дисоціація води. Поняття про pH та кислотно-основні індикатори.

Чиста вода дуже погано проводить електричний струм, але все ж електропровідність води можна зафіксувати, що пояснюється незначною самодисоціацією води на іони H^+ та OH^- (автопротоліз):

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

Експериментально встановлено, що при 25 ^{0}C $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Запишемо вираз для визначення K_{H2O} води:

$$K_{H_2O} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]}, \text{ звідки } K_{H2O}[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

Оскільки ступінь дисоціації води дуже незначний, то $[H_2O] = C_{H2O}$, тобто $C_{H2O} =$ 55,56 моль/л* і можна прийняти, що в розбавлених розчинах C_{H2O} така ж.

Введемо позначення $K_w = K_{H2O}[H_2O]^2$.

Одержимо:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Величину $\boldsymbol{K_w}$ називають ***іонний добуток води*** і при незмінній температурі він сталий.

При зростанні температури K_w зростає (при 100 ^{0}C $K_w = 5{,}5 \cdot 10^{-13}$).

Якщо $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, то розчин нейтральний;

$[H_3O^+] > [OH^-] > 10^{-7}$ моль/л, розчин кислий;

$[H_3O^+] < [OH^-] < 10^{-7}$ моль/л – лужний.

Незалежно від значень $[H_3O^+]$ та $[OH^-]$, завжди $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$.

Для зручності, використовують значення десяткових логарифмів $[H_3O^+]$, взяті зі знаком "–": $-\lg[H_3O^+] = pH$.

Концентрація іонів H_3O^+ та pH деяких розчинів

$[H_3O^+]$	pH	Середовище
10^{-7}	7	нейтральне
10^{-3}	3	кисле
10^{-12}	12	лужне

Зв’язок між $[H_3O^+]$ і pH наведено у таблиці.

$[H_3O^+]$	10	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
середо-вище	кислотність зростає								лужність зростає						
							нейтральне								

Аналогічно з pH (водневий показник), введено pOH^- (гідроксильний показник):

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

pH^+ та pOH^- пов’язані відношенням:

$$pH^+ + pOH^- = 14$$

Значення pH розчинів експериментально можна визначити, використовуючи кислотно-основні індикатори – речовини, що змінюють забарвлення, залежно від $[H_3O^+]$.

Залежність забарвлення деяких кислотно-основних індикаторів від pH середовища

Індикатор	Середовище, забарвлення		
	кисле	нейтральне	лужне
Метиловий оранжевий	червоний (pH > 3,1)	оранжевий (3,1 < pH < 4,4)	жовтий (pH > 4,4)
Метиловий червоний	червоний (pH > 4,2)	оранжевий (4,2 < pH < 6,3)	жовтий (pH > 6,3)
Фенолфталеїн	безбарвний (pH > 8,0)	блідо-малиновий (8,0 < pH < 9,8)	малиновий (pH > 9,8)
Лакмус	червоний (pH > 5,0)	фіолетовий (5,0 < pH < 8,0)	синій (pH > 8,0)

Існують універсальні індикатори, використовуючи які можна визначити pH будь-якого розчину з точністю до одиниці.

Найточніше значення pH визначають приладами – pH-метрами.

Багато процесів відбуваються лише при певних значеннях pH. Так, pH

шлункового соку людини – 1,7, відхилення від цього значення ведуть до порушення процесів травлення.

Рослини нормально ростуть на грунтах з відповідним для даного виду значенням pH.

Сутєєве значення має pH у перебігу окисно-відновних процесів.

Маса 1000 мл води – 1000 г (густина чистої води 1 г/мл), і ν_{H2O} = 1000 г / 18 г/моль = 55,56 моль.

6. Сучасні уявлення про кислоти та основи.

Теорія електролітичної дисоціації зробила вагомий внесок у розвиток уявлень про кислоти та основи. Однак, сьогодні назріла потреба розширити уявлення про кислоти та основи для пояснення фактів, які не вкладаються у рамки раніше розглянутої теорії. Вона не пояснює реакцій між кислотами та основами, які не дисоціюють на іони. Зокрема, газоподібний безводний хлороводень HCl реагує з твердими лугами (NaOH, KOH). Відомі речовини, які не маючи OH-груп, виявляють властивості основ:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

Вивчення цих реакцій та процесів у неводних розчинах призвело до створення загальних теорій кислот та основ.

У 1926 р. І. Бренстед (Данія) і Т. Лоурі (Великобританія) запропонували протолітичну (протонну) теорію кислот та основ.

Згідно з цією теорією, *кислота – речовина або частинка, здатна віддавати катіон H^+ (протон) – донор*, а *основа – речовина або частинка, здатна приєднати протон – акцептор:*

$$\begin{array}{ccccc} B & + & H^+ & \leftrightarrow & A \\ \text{основа} & & \text{протон} & & \text{кислота} \end{array}$$

$$HSO_4^- + H^+ \leftrightarrow H_2SO_4$$

Пов’язані цим співвідношенням кислоту та основу називають *кон’югованими*. *Кислоти та основи у загальному називають протолітами*.

Якщо в розчині наявні кислота та основа, що не є кон’югованими, то відбуваються процеси:

$$A_1 \leftrightarrow H^+ + B_1,$$

$$B_2 + H^+ \leftrightarrow A_2,$$

або сумарно $A_1 + B_2 \leftrightarrow B_1 + A_2$.

З позиції протолітичної теорії кислот та основ розглянемо взаємодію сухого амоніаку NH_3 з безводним гідроген хлоридом HCl:

$$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$$
$$A_1 \leftrightarrow H^+ + B_1$$
$$NH_3 + H^+ \leftrightarrow NH_4^+$$
$$B_2 + H^+ \leftrightarrow A_2$$
$$HCl + NH_3 \leftrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

Деякі речовини, залежно від умов можуть виявляти властивості кислоти або основи (бути амфотерними):

$$HS^- + NH_3 \leftrightarrow NH_4^+ + S^{2-}$$
$$A_1 + B_2 \leftrightarrow A_2 + B_1$$
$$HS^- + HF \leftrightarrow H_2S + F^-$$
$$A_1 + B_2 \leftrightarrow A_2 + B_1$$

Як поведе себе речовина – як кислота чи як основа – визначається енергією зв'язку з протоном. У ряду NH_3 – H_2O – HF вона максимальна у амоніаку NH_3, мінімальна для гідроген фториду HF а у води H_2O має проміжне значення. Тому в сумішах з NH_3, H_2O поводить себе як кислота, а з HF – як основа:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$
$$HF + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + F^-$$

Загальніше визначення кислот та основ запропонував Г. Льюїс (США), припустивши, що кислотно-основні властивості не обов'язково супроводжуються переносом протона. Згідно з його уявленнями, *кислота – (кислота Льюїса) – частинка-акцептор електронної пари*, а *основа (основа Льюїса) – частинка-донор електронної пари.* У результаті їх взаємодії утворюються солі:

$$:Cl^- + PCl_5 = [PCl_6]^-$$
основа кислота сіль

Розвиток уявлень про кислоти та основи

Клас речовин	Визначення		
	Арреніус	Бренстед-Лоурі	Льюїс
Кислоти	донори H^+	донори H^+	акцептори електронних пар
Основи	акцептори H^+	акцептори H^+	донори електронних пар

7. Реакції у розчинах електролітів. Іонні рівняння.

Згідно з теорією електролітичної дисоціації усі реакції в розчинах електролітів зводяться до міжіонних взаємодій. *Якщо при взаємодії*

різнойменно заряджених іонів утворюються малодисоційовані сполуки, або один чи декілька продуктів виходять з реакційного середовища (утворюється вода, виділяється газ, випадає осад), то реакція відбувається практично повністю, у протилежному випадку встановлюється динамічна рівновага між реагентами і продуктами реакції. При зливанні розчинів натрій хлориду NaCl і калій нітрату KNO_3 і наступному випаровуванні, утворюється суміш чотирьох солей (NaCl, KNO_3, $NaNO_3$ та KCl):

$$NaCl + KNO_3 \leftrightarrow NaNO_3 + KCl$$

Реакції у розчинах електролітів записують у формі іонних рівнянь. При записі цих рівнянь сильні електроліти наводять в іонній формі, а малодисоційовані сполуки (гази, нерозчинні у воді речовини і воду) – у молекулярній формі:

Форма запису деяких речовин у розчинах

В іонній формі	Сильні кислоти (перхлоратну $HClO_4$, сульфатну H_2SO_4, нітратну HNO_3, хлоридну HCl). Луги (NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$). Розчинні у воді солі (див. таблицю розчинності).
У молекулярній формі	Воду H_2O. Слабкі кислоти (оцтову CH_3COOH, нітритну HNO_2, ціанідну HCN, сульфітну H_2SO_3, силікатну H_2SiO_3). Слабкі основи (NH_4OH, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$). Амфотерні гідроксиди ($Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$). Малорозчинні солі (див. таблицю розчинності).

При складанні іонних рівнянь слід додержуватись алгоритму:

1. Записати схему реакції у молекулярній формі і розставити коефіцієнти.

2. Записати повне іонне рівняння з урахуванням електролітичної дисоціації (табл. 12.8).

3. Скоротити однакові члени у лівій і правій частинах рівняння.

4. Записати скорочене іонне рівняння, що відображає суть хімічного процесу в розчині.

5. Перевірити алгебраїчну суму зарядів у лівій і правій частинах рівняння. Якщо вона дорівнює нулю, рівняння складене правильно.

Приклад 1. Реакція нейтралізації сильної кислоти лугом.

1. $HCl + KOH = H_2O + KCl$.

2. $H^+ + Cl^- + K^+ + OH^- = H_2O + K^+ + Cl^-$.

3. $H^+ + OH^- = H_2O$.

4. + 1 + (– 1) = 0, скорочене іонне рівняння складене правильно.

Отже, реакція нейтралізації сильної кислоти лугом фактично зводиться до взаємодії іонів H^+ та OH^- з утворенням молекули H_2O. У випадку будь-якої іншої сильної кислоти або лугу, скорочене іонне рівняння буде мати такий же вигляд. Якщо ж узяти слабку кислоту і луг, одержимо:

$$CH_3COOH + KOH = CH_3COOK + H_2O$$

$$CH_3COOH + OH^- = CH_3COO^- + H_2O$$

У випадку сильної кислоти і слабкої основи:

$$HCl + NH_4OH = NH_4Cl + H_2O$$

$$H + NH_4OH = NH_4^+ + H_2O$$

Приклад 2. Реакції з утворенням осаду і/або виділенням газу.

а) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$$

б) $CaCl_2 + 2AgNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2AgCl\downarrow$

$$Cl^- + Ag^+ = AgCl\downarrow$$

в) $BaCO_3 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$

$$BaCO_3 + 2H^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + CO_2\uparrow$$

Приклад 3. Оборотні іонні реакції.

$$NaNO_3 + KBr \leftrightarrow KNO_3 + NaBr$$

Записати скорочене іонне рівняння у цьому випадку неможливо, тому вважають, що ця реакція не відбувається.

8. Гідроліз.

Гідроліз – хімічна реакція іонного обміну між водою і розчиненою в ній речовиною з утворенням слабкого електроліту. Гідроліз супроводжується зміною pH розчину. Продуктами гідролізу можуть бути слабкі кислоти та основи, малорозчинні та легколеткі сполуки. Реакція гідролізу завжди напрямлена в бік утворення таких сполук. Якщо продукти гідролізу – розчинні речовини, то гідроліз відбувається зворотньо; у випадку утворення малорозчинних та летких речовин – гідроліз необоротний.

Солі, утворені катіоном сильної основи й аніоном сильної кислоти (наприклад, LiBr, K_2SO_4, NaCl, $BaCl_2$, $Ca(NO_3)_2$), гідролізу не піддаються, тому що ні катіон, ні аніон солі не можуть при взаємодії з водою утворити молекули слабких електролітів (pH = 7).

Складаючи хімічні рівняння гідролізу, слід пам’ятати:

а) оскільки в обох частинах рівняння є слабкий електроліт, для переважної

більшості солей гідроліз – процес оборотний;

б) якщо йон солі, що взаємодіє з водою, багатозарядний, гідроліз протікає ступінчасто, причому число ступенів збігається із зарядом йона;

в) за винятком солей слабкої кислоти і слабкої основи гідроліз проходить переважно за першим ступенем;

г) сумарний заряд лівої і правої частин йонних рівнянь гідролізу має бути однаковим.

Сумарний ефект гідролізу визначається природою катіонів і аніонів, що знаходяться в розчині.

Солі слабкої основи і сильної кислоти (наприклад, NH_4Cl, $CuSO_4$, $ZnCl_2$, $FeSO_4$, $SnCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $CrCl_3$) гідролізуються по катіону і реакція супроводжується накопиченням H^+-йонів:

$$NH_4Cl + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + HCl$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+ (pH < 7).$$

Гідроліз солей, утворених багатозарядним катіоном слабкої основи, відбувається переважно за першим ступенем. Наприклад:

$$CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$$

$$Cu^{2+} + H_2O \rightleftarrows (CuOH)^+ + H^+ (pH < 7).$$

$$CuCl_2 + H_2O \rightleftarrows CuOHCl + HCl;$$

До утворення слабкої основи гідроліз зазвичай не доходить через накопичення в розчині H^+-йонів.

Якщо катіон багатозарядний, а аніон однозарядний (хлориди алюмінію, хрому (III), феруму (III) тощо), то з великою кількістю води гідроліз може відбуватися ступінчасто з утворенням різних продуктів.

$$AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$$

$$Al^{3+} + HOH \rightleftarrows (AlOH)^{2+} + H^+ \text{ I ступінь}$$

$$(AlOH)^{2+} + HOH \rightleftarrows (Al(OH)_2)^+ + H^+ \text{ II ступінь}$$

Солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою (наприклад, CH_3COONa, KCN, Na_2CO_3, Na_2SO_3, Na_2S, K_3PO_4 тощо), гідролізуються по аніону:

$$CH_3COOK \rightarrow CH_3COO^- + K^+;$$

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^- (pH > 7).$$

$$CH_3COOK + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + KOH.$$

Внаслідок гідролізу цієї солі накопичується деякий надлишок гідроксид-йонів, тому $[OH^-]>[H^+]$. Оскільки ацетатна кислота більш сильний електроліт ніж вода, то рівновага реакції зміщена ліворуч. Сіль гідролізована в незначній мірі. Солі, утворені сильною основою та слабкою багатоосновною кислотою, гідролізуються ступінчасто. Однак, гідроліз таких солей відбувається переважно за першим ступенем з утворенням кислої солі та сильної основи,

оскільки утворені OH^--йони перешкоджають перебігу гідролізу за другим ступенем з утворенням слабкої кислоти та сильної основи:

$$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-};$$

$$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-;$$

$$Na_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH.$$

Солі, що утворені слабкою основою і слабкою кислотою (CH_3COONH_4, NH_4CN, $(NH_4)_2S$, Al_2S_3, $(NH_4)_2SiO_3$ тощо) гідролізуються по катіону і по аніону:

$$CH_3COONH_4 \rightarrow CH_3COO^- + NH_4^+;$$

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+;$$

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-.$$

Йони H^+ та OH^- нейтралізують один одного, тому рівновага в значній мірі зміщена праворуч.

Реакція середовища в розчинах солей утворених слабкою основою та слабкою кислотою залежить від порівняльної сили основи і кислоти. Якщо (основи) > (кислоти), то pH > 7; якщо (основи) < (кислоти), то pH < 7. У випадку гідролізу CH_3COONH_4: $(NH_4OH) = 6{,}3 \cdot 10^{-5}$; $(CH_3COOH) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, тому реакція водного розчину цієї солі буде слаболужною, майже нейтральною (pH = 7–8).

Якщо основа і кислота, що утворюють сіль, є малорозчинні, чи нестійкі, і розкладаються з утворенням летких продуктів, то в цьому випадку гідроліз солі протікає необоротно:

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

Сульфіди алюмінію, хрому (III), феруму (III), а також карбонати алюмінію, хрому (III), феруму (III) у розчині не існують, при взаємодії з водою відбувається повний гідроліз.

Ступінь гідролізу та Константа гідролізу.

Кількісно процес гідролізу характеризується ступенем гідролізу (*αг*). та константою гідролізу ($K_г$).

Ступінь гідролізу показує яка часина молекул розчиненої солі піддається гідролізу. Вона може набувати значень від 0 до 1. Це відношення числа молекул, які піддались гідролізу, до загального числа молекул солі у розчині.

Ступінь гідролізу залежить від хімічної природи кислоти (основи), що утвориться при гідролізі, і буде тим більше, чим слабкіша кислота (основа).

Ступінь гідролізу залежить від природи солі (природи катіону та аніону), температури, концентрації. У відповідності з принципом Ле-Шательє зі зменшенням концентрації солі, тобто з розведенням ступінь гідролізу збільшується. Процес гідролізу – це ендотермічний процес, тому у відповідності з принципом Ле-Шательє з підвищенням температури гідроліз

підсилюється. Отже для послаблення гідролізу треба готувати концентровані розчини та зберігати їх при низькій температурі, додавати у розчин солі один із продуктів гідролізу.

Константа гідролізу характеризує здатність даної солі піддаватися гідролізу. Чим слабкіше кислота (основа), сіль якої піддається гідролізові, тим більше $K_г$, тим у більшій мірі перебігає гідроліз. Наприклад:

$$KCN + HOH \leftrightarrow KOH + HCN$$

$$K_г = \frac{[KOH][HCN]}{[KCN]}$$

Оскільки гідроліз є оберненим процесом, то до нього застосовують закон діючих мас і його можна характеризувати константою гідролізу.

Для солей, які підлягають гідролізу за катіоном:

$$K_г = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис.}\text{основи}},$$

де K_{H_2O} – йонний добуток води, $K_{дис.}\text{основи}$ – константа дисоціації основи, що утворюється в результаті гідролізу.

Для солей, які підлягають гідролізу за аніоном:

$$K_г = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис.}\text{кислоти}},$$

де $K_{дис.}\text{кислоти}$ – константа дисоціації кислоти, що утворюється в результаті гідролізу.

Для солей, які підлягають гідролізу за катіоном та аніоном:

$$K_г = \frac{K_{H_2O}}{K_{дис.}\text{основи} \cdot K_{дис.}\text{кислоти}}$$

Величини h та $K_г$ взаємопов'язані, що відображає рівняння, аналогічне закону розведення Оствальда для слабких електролітів:

$$K_г = \frac{C_м \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

де $C_м$ – вихідна молярна концентрація солі у розчині.

За наведеними формулами можна зробити висновки:

– зі зменшенням концентрації солі ступінь гідролізу зростає;

– чим слабша кислота або основа, яка утворила сіль, тим більший ступінь гідролізу;

– швидкість гідролізу зростає з підвищенням температури, оскільки при цьому зростає значення (зростає концентрація H^+ та OH^--йонів).

Гідроліз широко використовують для одержання таких цінних продуктів: глюкоза, крохмаль, мило, гліцерин, харчові органічні кислоти тощо.

Гідроліз більшості солей є оберненою реакцією, відповідно рівновага цього процесу залежить від усіх тих факторів, які впливають на рівновагу реакцій йонного обміну.

Наприклад, вона зміщується в бік розкладу вихідної солі при умові, що одержані продукти малорозчинні або леткі. Додаванням до системи надлишку однієї з утворених під час реакцій речовин, відповідно із принципом Ле-Шательє, зміщують рівновагу в бік вихідної солі.

Розведення розчину (додавання надлишку води), навпаки, сприяє підсиленню гідролізу. Якщо до розчину гідролізованої солі додати реактив, який зв'язує утворені при гідролізі H^+ або OH^--йони, то за принципом Ле-Шательє рівновага зміщується в бік підсилення гідролізу.

У цьому випадку гідроліз може перебігати до кінця з утворенням слабких основи та кислоти.

Якщо розглядати солі як продукт нейтралізації кислоти основою, то гідроліз – реакція, обернена нейтралізації. Якщо реакція нейтралізації перебігає з виділенням тепла (екзотермічна реакція), то гідроліз солей – реакція ендотермічна. Тому підвищення температури зміщує рівновагу реакції праворуч, тобто призводить до збільшення ступеня гідролізу.

Сумісний гідроліз – взаємодія розчинів двох солей, які взаємно підсилюють гідроліз одна одної. Взаємодія в розчині двох солей, одна з яких утворена слабкою основою і сильною кислотою, а друга – сильною основою і слабкою кислотою, призводить до утворення осаду слабкої основи та малодисоційованої кислоти.

Якщо змішати розчини солей $Al_2(SO_4)_3$ і Na_2CO_3, то реакція перебігає за схемою:

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow,$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Na_2CO_3 + 3HOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 3\ Na_2SO_4.$$

$$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-},$$

$$Al^{3+} + HOH \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+,$$

$$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-},$$

$$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-.$$

При змішуванні розчинів цих солей H^+ і OH^--йони нейтралізують один одного, що призводить до взаємного підсилення гідролізу обох солей.