

1. Гідроліз солей.

2.3 Мотивація навчальної діяльності студентів

Метод: активна мотивація

Форма роботи: хімічний експеримент, інфографіка

2.3.1 Хімічний експеримент.

Слайд № 6

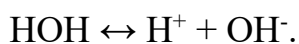
Завдання 1

В чотирьох пробірках розчини солей: KCl, Na₂CO₃, ZnCl₂, (NH₄)₂CO₃.

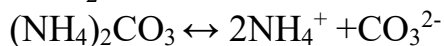
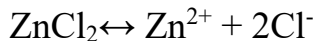
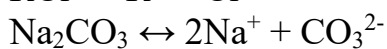
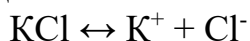
Теоретично обґрунтуйте: чи будуть діяти на індикатори розчини солей?

Висновки до дослідження (відповіді студентів з корекцією викладача)

Забарвлення індикаторного папірця не змінюється. В розчинах солей середовище нейтральне. Адже вода, в якій розчинені солі, має нейтральну реакцію, оскільки внаслідок дисоціації води утворюються однакові кількості йонів H⁺ і OH⁻:



В складі солей йонів H⁺ і OH⁻ немає. Солі у дистильованій воді дисоціюють лише на катіони металу та аніони кислотного залишку:



Отже, концентрація катіонів Гідрогену (H⁺) і гідроксид-аніонів (OH⁻) у розчинах не змінюється, а рівність цих концентрацій є показником нейтрального середовища розчину.

Слайд № 7,8,9,10

Завдання 2

Перевірити результати теоретичного припущення експериментально.

Результати дослідження занести в таблицю 2.

Таблиця 2 Результати дослідження реакції середовища розчинів солей

Формула та назва солі	Колір індикаторного папірця	Середовище розчину солі	У надлишку іони	pH
KCl	не змінюється	нейтральне	-	pH=7
Na ₂ CO ₃	синій	лужне	OH ⁻	pH>7
ZnCl ₂	червоний	кислотне	H ⁺	pH<7

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	майже не змінюється	приблизно нейтральне	$\text{H}^+ \approx \text{OH}^-$	$\text{pH} \approx 7$
------------------------------	---------------------	----------------------	----------------------------------	-----------------------

В

исновок.

В розчинах солей немає спільних для всіх солей іонів (в порівнянні з розчинами кислот і розчинами лугів). Хімічні властивості солі визначаються властивостями її катіона і аніона, які є в її водному розчині.

Слайд № 11

Проблема:

Чим можна пояснити різні середовища розчинів солей?

Звідки беруться в розчині цинк хлориду (ZnCl_2) в надлишку катіони Гідрогену H^+ , а в розчині натрій карбонату (Na_2CO_3) гідроксид-аніони OH^- ? Чому їх немає зовсім в розчині калій хлориду (KCl)?

Очікувана відповідь

Студенти висувають різні гіпотези

Викладач

Розв'язати проблему допоможе тема заняття.

3 Вивчення нового матеріалу

3.1. Гідроліз солей.

Метод: навчальний тренінг

Форма роботи: пояснення-презентація

Викладач:

Досвід переконує, що водні розчини солей можуть мати лужну, кислу або нейтральну реакцію. Пояснюється цей факт взаємодією деяких солей з водою.

Взаємодія іонів солі, що утворюються в результаті електролітичної дисоціації з молекулами води, яка приводить до утворення слабкого електроліту та зміни реакції середовища розчину, називається гідролізом солі.

Термін складається з двох складових частин від грецького “гідро” – вода, “лізис” – розкладання. Дослівно, “гідроліз” – розкладання водою.

Для початку пригадаємо, що в складі солі є метал і кислотний залишок. Будь-яку сіль можна одержати в результаті реакції нейтралізації (взаємодія основи і кислоти). При цьому метал в склад солі переходить з основи, а кислотний залишок – з кислоти.



Слайд № 12

Всі кислоти і основи поділяють на сильні та слабкі електроліти.
Перед Вами список сильних і слабких електролітів.

Таблиця 3 Приклади сильних та слабких електролітів

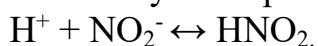
Клас сполук	Сильні електроліти	Слабкі електроліти
Кислоти	HCl, HBr, HI, HClO ₄ , HNO ₃ , H ₂ SO ₄	HClO, HF, H ₂ CO ₃ , H ₂ S, H ₂ SiO ₃ , HNO ₂ , H ₂ SO ₃ , CH ₃ COOH
Основи	NaOH, KOH, Ba(OH) ₂ , Ca(OH) ₂ (гідроксиди лужних і лужноземельних металів, крім магнію (Mg) і берилію (Be))	NH ₄ OH (NH ₃ ·H ₂ O); Cu(OH) ₂ Fe(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Mg(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Cr(OH) ₃

Що означає, що наприклад, хлоридна кислота (HCl) сильний електроліт? Це означає, що в розчині більшість її молекул будуть розпадатися на іони. Як тільки молекула хлоридної кислоти потрапляє в розчин, замість окремої молекули утворюються два іони:



Сильні електроліти перебувають в розчинах у вигляді іонів.

Що означає, що наприклад, нітритна кислота (HNO₂) слабкий електроліт? Це означає, що іони Гідрогену (H⁺) і нітрит-аніони (NO₂⁻) потрапляючи у розчин, обов'язково сполучаються з утворенням єдиного цілого – молекули нітритної кислоти:



Слабкі електроліти перебувають в розчинах у вигляді молекул.

Примітка. Менше 3% молекул слабких електролітів розпадаються на іони.

Слайд № 13

Отже, сильні електроліти – це ті, які в розчинах переважно розпадаються на іони, а слабкі – це ті, які в розчинах об'єднуються в молекули.

До сильних електролітів відносяться кислоти: хлоридна (HCl), бромідна (HBr), йодидна (HI), перхлоратна (HClO₄), нітратна (HNO₃), сульфатна (H₂SO₄). Всі інші кислоти – це слабкі електроліти (дивитися таблицю 3).

Сильні основи утворені лужними і лужноземельними металами (крім магнію (Mg) і берилію (Be)). Всі інші гідроксиди – це слабкі електроліти.

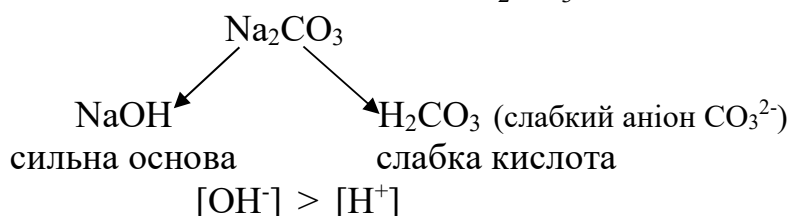
За здатністю до гідролізу всі солі поділяються на 4 типи:

I. Солі, утворені сильною основою і слабкою кислотою.

- II. Солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою.
- III. Солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою.
- IV. Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою.

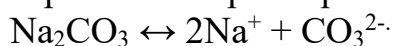
Слайд № 14

За результатами хімічного експерименту перша сіль, яку ми досліджували – це натрій карбонат. Вона утворена Na_2CO_3 : сильною основою NaOH і слабкою кислотою H_2CO_3 :



Середовище визначає сильніший компонент (в даному випадку - основа). Розчин солі має *лужне* середовище ($\text{pH} > 7$), тому що має надлишок іонів OH^-

В розчині натрій карбонат дисоціює на іони:



Вода, як слабкий електроліт, дисоціює з утворенням незначної кількості (<3%) катіонів Гідрогену (H^+) і гідроксид-аніонів (OH^-):



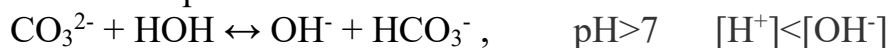
Протилежно заряджені іони взаємодіють (притягуються) між собою ($\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{Na}^+$). В результаті відбувається реакція з утворенням луку:



Гідроліз відбувається по слабкому компоненту: іони слабого електроліту взаємодіють з водою, а сильні електроліти у воді розпадаються на іони:



Скоротивши однакові іони в лівій і правій частині одержуємо скорочене іонне рівняння:



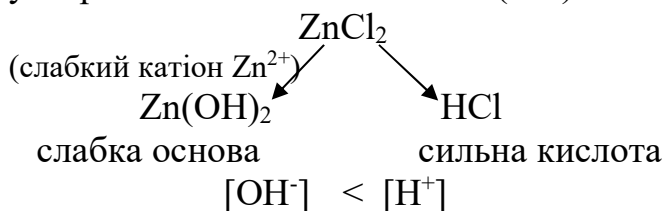
Під час гідролізу іони H^+ з'єднуються з карбонат-іонами в слабкий електроліт, а в розчині накопичуються іони OH^- і виникає *лужне* середовище ($\text{pH} > 7$).

Висновок.

Солі, утворені *сильною основою і слабкою кислотою гідролізуються по аніону*, при цьому накопичуються йони OH^- , розчин солі набуває лужну реакцію ($\text{pH} > 7$).

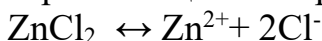
Слайд № 15

Друга сіль, яку ми досліджували – це цинк хлорид $ZnCl_2$. Сіль утворена слабкою основою $Zn(OH)_2$ і сильною кислотою HCl :

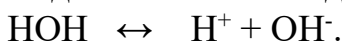


Середовище визначає сильніший компонент (в даному випадку кислота). Отже розчин солі має *кислотне* середовище ($pH < 7$), тому що в надлишку іони H^+ .

В розчині цинк хлорид дисоціює на іони:



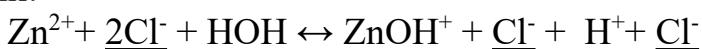
Вода - на катіони Гідрогену і гідроксид-аніони:



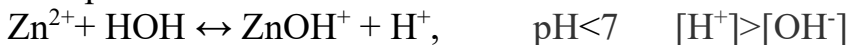
Очевидно, що у водному розчині солі протилежно заряджені іони об'єднуються ($Zn^{2+} + OH^- + H^+ + Cl^- + Cl^-$). В результаті відбувається реакція з утворенням сильної кислоти:



Гідроліз відбувається по слабкому компоненту – іони слабого електроліту взаємодіють з водою, а сильні електроліти у воді розпадаються на іони:



Скоротивши однакові іони в лівій і правій частині одержуємо скорочене рівняння:



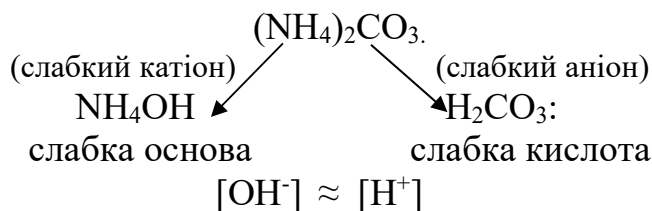
Під час гідролізу іони OH^- з'єднуються з іонами цинку в слабкий електроліт, а в розчині накопичуються іони H^+ і виникає *кислотне* середовище ($pH < 7$).

Висновок.

Солі, утворені *слабкою основою і сильною кислотою гідролізуються по катіону*, при цьому накопичуються йони H^+ , розчин солі набуває *кислу реакцію* ($pH < 7$).

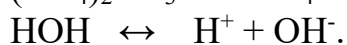
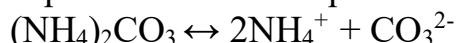
Слайд № 16

Наступна сіль, яку ми досліджували – це амоній карбонат $(NH_4)_2CO_3$. Сіль утворена слабкою основою NH_4OH і слабкою кислотою H_2CO_3 :



Середовище визначає сильніший компонент (його в складі солі немає). Розчин такої солі має *приблизно нейтральне* середовище ($pH \approx 7$).

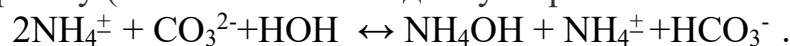
В розчині амоній карбонат та вода дисоціюють на іони:



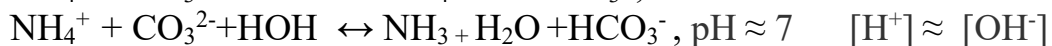
У водному розчині солі протилежно заряджені іони об'єднуються ($NH_4^+ + CO_3^{2-} + NH_4^+ + OH^- + H^+$). В результаті відбувається реакція з утворенням слабкої основи NH_4OH та кислоти солі слабкої кислоти NH_4HCO_3 :

$(NH_4)_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + NH_4HCO_3$ (середовище приблизно нейтральне).

Гідроліз відбувається по слабкому компоненту - іону слабого електроліту (катіон і аніон з водою утворюють слабкі електроліти):



Скоротивши однакові іони в лівій і правій частині рівняння отримуємо:

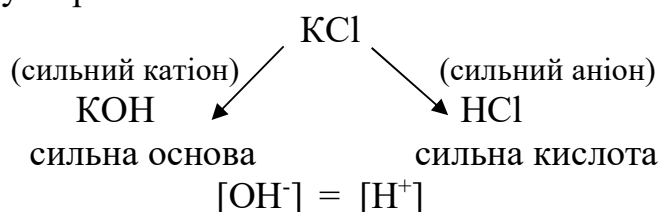


Висновок.

Солі, утворені *слабкою основою і слабкою кислотою гідролізуються по катіону та аніону*. Іони таких солей одночасно зв'язують іони H^+ і OH^- , утворюючи слабкі електроліти. Залежно від сили кислоти і основи середовище може бути нейтральним, слабкокислим або слабколужним ($pH \approx 7$).

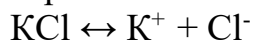
Слайд № 17

Остання сіль, яку ми досліджували – це калій хлорид KCl . Сіль утворена сильною основою KOH і сильною кислотою HCl :



Середовище визначає сильніший компонент (всі компоненти в складі солі сильні). Розчин такої солі має *нейтральне* середовище ($pH = 7$).

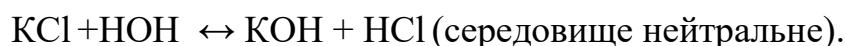
В розчині амоній карбонат дисоціює на іони:



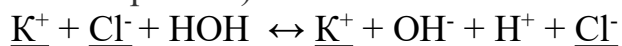
Вода дисоціює:



У водному розчині даної солі протилежно заряджені іони об'єднуються ($K^+ + Cl^- + OH^- + H^+$). В результаті відбувається реакція з утворенням сильної основи KOH і сильної кислоти HCl :



Гідроліз відбувається по слабкому компоненту - іону слабого електроліту (в даному випадку катіони та аніони з водою не утворюють слабких електролітів):



Скоротивши однакові іони в лівій і правій частині рівняння отримуємо:
 $\text{HON} \leftrightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+$, $\text{pH} = 7$ $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

Висновок.

Солі, утворені *сильною основою і сильною кислотою* гідролізу не піддаються і реакцію середовища не змінюють ($\text{pH}=7$), тому що іони таких солей не можуть утворювати з водою слабких електролітів.

3.2 Закріплення та корекція знань, вмінь, навичок

Метод: оціночно-корегуючий

Форма роботи: інфографіка

Викладач

Підсумки теоретичного матеріалу теми “Гідроліз солей” пропоную оформити у вигляді таблиці 4:

Слайд № 18

Таблиця 4 Типи солей за здатністю до гідролізу

Сіль		Гідроліз	Середовище	pH
Катіон	Аніон			
Сильна основа	Слабка кислота	По аніону “-”	Лужне	pH>7
Слабка основа	Сильна кислота	По катіону “+”	Кислотне	pH<7
Слабка основа	Слабка кислота	По аніону “-” і по катіону “+”	Нейтральне,	pH≈7
			Слабкокисле або Слабколужне	
Сильна основа	Сильна кислота	-	Нейтральне	pH=7

4. Узагальнення знань, формування вмінь, навичок, компетенцій

Метод: оціночно-корегуючий

Форма роботи: робота з наочністю

Слайд № 19

4.1 Побудова алгоритму до складання рівнянь реакцій гідролізу солей.

1. За хімічною формулою солі визначаємо тип солі: якою основою і кислотою утворена сіль.
2. Визначити силу основи та кислоти.
3. Теоретично визначити середовище розчину солі.

4. Записати рівняння реакції дисоціації солі та води.
5. Записати молекулярне рівняння реакції взаємодії солі з водою, об'єднавши протилежно заряджені іони з урахуванням ступеня окиснення.
6. Записати повне іонне рівняння реакції, розклавши сильні електроліти на іони.
7. Записати коротке іонне рівняння реакції гідролізу солі, скоротивши однакові компоненти в лівій і правій частині попереднього рівняння.
8. Зробити висновки, щодо реакції середовища розчину солі.

5. Повідомлення домашнього завдання

Метод: настановча бесіда

Форма роботи: самостійна робота

Слайди № 20,21

Викладач

1. Вивчити тему "Гідроліз солей".

<https://ru.calameo.com/read/005267352a1ffee5732bb>

Хімія: підр. для 10 кл. проф. рівня загальноосв. навч. закл. / авт. кол.:

Буринська Н. М., Депутат В. М., Сударева Г. Ф., Чайченко Н. Н.– К.:

Педагогічна думка, 2010. – с. 56-59; Впр. 1-6 с. 59.

Творче завдання:

1. Пригадайте, які солі входять до складу крові людини. Використовуючи знання про гідроліз, поясніть, чому середовище плазми крові слабколужне. Складіть рівняння відповідних реакцій гідролізу.
2. З'ясуйте з додаткових джерел, які солі знаходяться в нашій водопровідній воді та складіть рівняння їх гідролізу.
3. Підготувати проект на тему "Роль та практичне значення гідролізу".

Викладач _____ Бартко Ж.В.

Додаток 1

Тема 9. Хімічні реакції

Дата _____

Інструкція з безпеки

1. Ознайомтесь з розділами "Загальні положення" та "Перед початком роботи" Інструкції з безпеки.
2. Виконуйте всі досліди самостійно.

2. Поки не перевірите, чи є все необхідне для дослідів, та не продумайте послідовність виконання, не починайте роботу.
3. Уважно прочитайте та дотримуйтесь правил безпеки пп. 3.1., 3.2., 3.4.-3.9. розділу “Під час виконання роботи” Інструкції з безпеки.
4. Після проведення всіх дослідів додержуйтесь вимог розділу ”Після закінчення роботи” Інструкції з безпеки.

З правилами безпеки ознайомлений _____

підпис

Лабораторний дослід №5

Визначення рН середовища водних розчинів солей за допомогою індикаторів.

Мета: навчитися експериментально визначати рН середовища водних розчинів солей за допомогою індикаторів.

Реактиви: розчини солей калій хлориду (KCl), натрій карбонату (Na_2CO_3), цинк хлориду ($ZnCl_2$), амоній карбонату ($(NH_4)_2CO_3$)

Обладнання і посуд: штатив з пробірками, скляні палички, універсальний індикаторний папірець.

Хід роботи

Завдання 1

В чотирьох пробірках розчини солей: KCl , Na_2CO_3 , $ZnCl_2$, $(NH_4)_2CO_3$. Експериментально визначити реакцію середовища за допомогою універсального індикаторного папірця. Результати дослідження занести в таблицю 2

Дослід 1. У пробірку налейте 1—2 мл розчину натрій карбонату Na_2CO_3 і опустіть універсальний індикаторний папірець. Що спостерігаєте? Про що це свідчить? Яке значення рН розчину?

Дослід 2. У пробірку налейте 1—2 мл розчину цинк хлориду $ZnCl_2$ і опустіть універсальний індикаторний папірець. Що спостерігаєте? Про що це свідчить? Яке значення рН розчину?

Дослід 3. У пробірку налейте 1— 2 мл розчину амоній карбонату $(NH_4)_2CO_3$ і опустіть універсальний індикаторний папірець. Що спостерігаєте? Про що це свідчить? Яке значення рН розчину?

Дослід 4. У пробірку налейте 1—2 мл розчину калій хлориду KCl і опустіть універсальний індикаторний папірець. Що спостерігаєте?

Про що це свідчить? Яке значення рН розчину?

Таблиця 2 Результати дослідження реакції середовища розчинів солей

Формула та назва солі	Колір індикаторного папірця	Середовище розчину солі	У надлишку іони	рН
Na_2CO_3				
ZnCl_2				
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$				
KCl				

Висновок:

1. Чим можна пояснити різні середовища розчинів солей? _____
