

§ 12. Електролітична дисоціація кислот, основ, солей у водних розчинах. Виявлення в розчині катіонів Гідрогену та гідроксид-аніонів

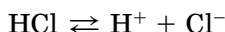
Після опрацювання параграфа ви зможете:

- складати рівняння електролітичної дисоціації лугів, кислот, солей;
- виявляти йони Гідрогену та гідроксид-іони в розчині.

Дисоціація електролітів у водних розчинах дає підстави класифікувати кислоти, основи, солі за видами йонів, які утворюються внаслідок цього процесу. Розгляньмо, на які саме йони дисоціюють кислоти, основи, солі й сформулюймо їхні визначення з погляду електролітичної дисоціації.

Кислотами називають електроліти, унаслідок дисоціації яких не утворюються жодні інші катіони, крім гідратованих йонів Гідрогену. Приміром, молекули гідроген хлориду у водному розчині дисоціюють на катіони Гідрогену й хлорид-аніони (рис. 12.1).

Тобто хлоридна кислота містить не молекули гідроген хлориду, а гідратовані йони: катіони Гідрогену й аніони Хлору. Спрощено (без відображення гідратації йонів) цей процес описує рівняння електролітичної дисоціації:



Обчислимо в цьому рівнянні суму зарядів катіонів Гідрогену та аніонів Хлору:

$$(+1) + (-1) = 0$$

Запам'ятайте, що в правильно складеному рівнянні електролітичної дисоціації *сума зарядів усіх катіонів і аніонів дорівнює нулю. Щоразу перевіряйте*, чи правильно складено рівняння електролітичної дисоціації, наведені в параграфі.

Зверніть увагу: у цьому записі замість знака « \rightleftharpoons » використано стрілку. У такий спосіб зазначають, що електроліт дисоціює практично повністю. Так само повністю дисоціює у водному розчині сульфатна кислота.

Зважте на те, що в розчині оксигеновмісної кислоти її молекули розпадаються на йони за місцем більш полярних зв'язків. У молекулі сульфатної кислоти (рис. 12.2) полярність зв'язків між атомами Оксигену та Гідрогену більша, ніж полярність зв'язків між атомами Сульфуру й Оксигену. Тому під впливом диполів води руйнуються саме зв'язки O–H:

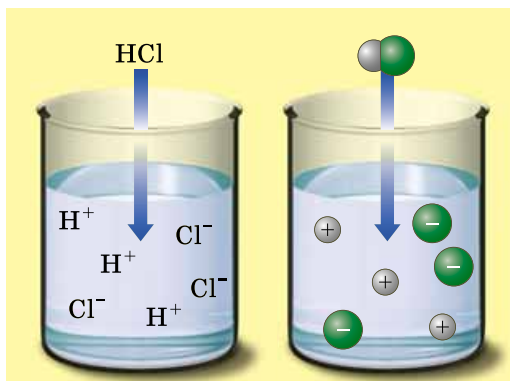


Рис. 12.1. Дисоціація гідроген хлориду у водному розчині

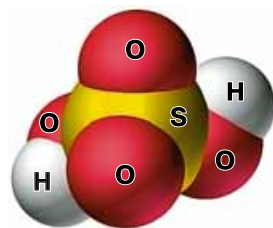


Рис. 12.2. Модель молекули сульфатної кислоти

Зверніть увагу: індекс біля атома Гідрогену у формулі сульфатної кислоти та коефіцієнт перед катіоном Гідрогену в рівнянні її електролітичної дисоціації збігаються. У записах зарядів йонів, на відміну від ступенів окиснення, знак «+» або «-» ставлять після цифри.

Основність кислоти визначають за числом катіонів Гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації її молекули.

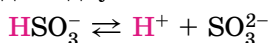


За наведеними рівняннями електролітичної дисоціації визначте основність хлоридної та сульфатної кислот.

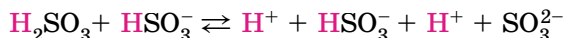
Зауважимо, що багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто. Наприклад, на першій стадії дисоціації сульфітної кислоти легко відщеплюється перший катіон Гідрогену:



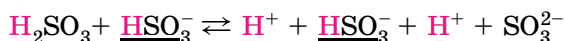
Дисоціація на другій стадії відбувається меншою мірою, ніж на першій:



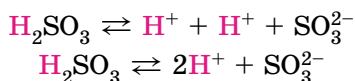
Окремо складемо ліві частини рівнянь, окремо – праві, одержані суми пріврівняємо:



Визначимо й підкреслимо члени рівняння у правій і лівій його частинах, що відповідають групам атомів однакового складу з однаковим зарядом:



Скоротимо їх так, як це роблять в алгебричних рівняннях, і складемо однакові доданки:

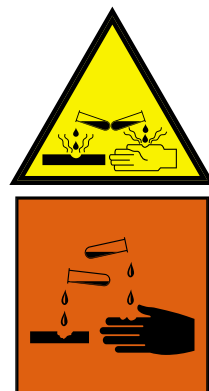


Кислотні залишки різні в різних кислот. Спільною ознакою всіх кислот є наявність у їхніх розчинах гідратованих катіонів Гідрогену. Саме вони зумовлюють загальну властивість цих сполук – кислий смак. Ви, звичайно, пам'ятаєте, що пробувати реактиви на смак не можна, тому кислоти в розчині виявляють за допомогою індикаторів. Узявши до уваги те, що в розчинах усіх кислот є гідратовані катіони Гідрогену, можна дійти висновку, що саме вони зумовлюють зміну забарвлення індикаторів. Щоб виявити катіони Гідрогену в розчині, виконаємо **лабораторний дослід 1 (а)**.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

*Пригадайте й неухильно виконуйте
ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З ОБЛАДНАННЯМ
І РЕАКТИВАМИ*



1(а). Виявлення йонів Гідрогену в розчині

Завдання. Дослідіть, як діють кислоти у водних розчинах на індикатори. Запишіть рівняння електролітичної дисоціації кислот. Визначте, який з індикаторів не використовують для виявлення йонів Гідрогену в розчині.

Обладнання: штатив з пробірками або пластина із заглибинами.

Реактиви: розчини сульфатної кислоти, лакмусу, метилового оранжевого, фенолфталеїну; розбавлена хлоридна кислота.

Інструкція

У три пробірки або заглибини пластини внесіть по 5 крапель хлоридної кислоти. До першої проби хлоридної кислоти додайте краплю розчину лакмусу, до другої – метилового оранжевого, до третьої – фенолфталеїну. Як змінюється забарвлення індикаторів під дією хлоридної кислоти?

Тепер проробіть те саме з розчином сульфатної кислоти. Що спостерігаєте? Які йони в розчинах кислот зумовлюють зміну забарвлення індикаторів? Який індикатор не можна використати для виявлення йонів Гідрогену в розчині?

Ви уточнили свої уявлення про кислоти з огляду на характер їхньої електролітичної дисоціації, набули вміння виявляти у водному розчині катіони Гідрогену. Тепер розгляньмо, як відбувається електролітична дисоціація лугів.

Лугами називають електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням гідратованих гідроксид-аніонів. Жодних інших негативних йонів під час цього процесу не утворюється.

Луги – йонні речовини, тому їхня дисоціація (рис. 12.3) є повною:



Зверніть увагу на індекси у формулах лугів і коефіцієнти перед гідроксид-іонами в рівняннях електролітичної дисоціації, порівняйте їх. Якого висновку ви дійшли?

Щоб виявити гідроксид-аніони в розчині, виконаємо лабораторний дослід 1 (б).

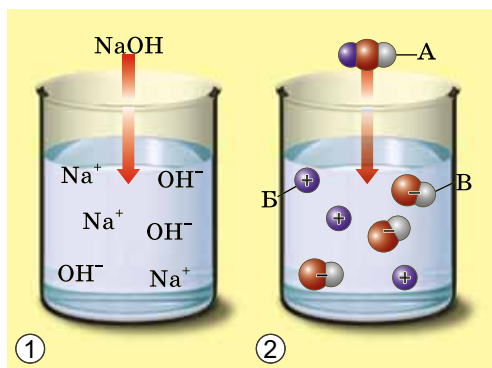


Рис. 12.3. 1. Луг – йонна речовина, дисоціює повністю. 2. Продуктами електролітичної дисоціації (А) натрій гідроксиду є катіони Натрію (Б) та гідроксид-аніони (В)

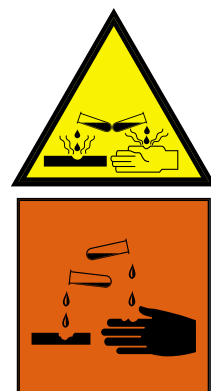


ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

Пригадайте й неухильно виконуйте ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З ОБЛАДНАННЯМ І РЕАКТИВАМИ

1(б). Виявлення гідроксид-іонів у розчині

Завдання. Дослідіть, як діють луги у водних розчинах на індикатори. Запишіть рівняння електролітичної дисоціації лугів. Визначте, який з індикаторів є специфічним для виявлення гідроксид-іонів у розчині.



Обладнання: штатив з пробірками або пластина із заглибинами.

Реактиви: розчини натрій гідроксиду, калій гідроксиду, лакмусу, метилового оранжевого, фенолфталеїну.

У три пробірки або заглибини пластини внесіть по п'ять крапель розчину натрій гідроксиду. До однієї проби розчину натрій гідроксиду додайте краплю розчину лакмусу, до другої – метилового оранжевого, до третьої – фенолфталеїну. Як змінюється забарвлення індикаторів під дією розчину натрій гідроксиду?

Тепер проробіть те саме з розчином калій гідроксиду.

Що спостерігаєте? Який індикатор є специфічним для виявлення гідроксид-іонів у водному розчині? Які гідратовані йони в розчинах лугів зумовлюють, на вашу думку, загальні властивості цих сполук: мильність на дотик, руйнівну дію на шкіру, папір, волосся тощо?

Солями називають електроліти, унаслідок дисоціації яких у водних розчинах утворюються будь-які гідратовані катіони, за винятком катіонів Гідрогену H^+ , і будь-які гідратовані аніони, за винятком гідроксид-іонів OH^- .

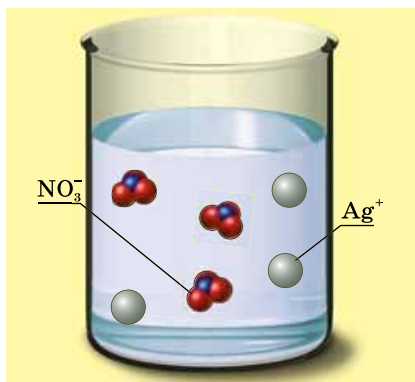
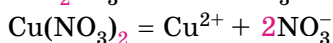
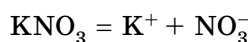


Рис. 12.4. Дисоціація аргентум(I) нітрату у водному розчині.

Продуктами електролітичної дисоціації є катіони Аргентуму(I) та нітрат-аніони

Солі – йонні речовини, тому їхня дисоціація є повною. Наприклад, аргентум(I) нітрат у водному розчині дисоціює з утворенням катіонів Аргентуму(I) та нітрат-аніонів (рис. 12.4).

Розгляньмо приклади дисоціації солей:



Зверніть увагу на позначені кольором індекси у формулах солей і коефіцієнти перед відповідними йонами в рівняннях електролітичної дисоціації, порівняйте їх. Якого висновку ви дійшли?

ПРО ГОЛОВНЕ

- Кислоти – це електроліти, унаслідок дисоціації яких не утворюються жодні інші катіони, крім гідратованих йонів Гідрогену.
- Основність кислоти визначають за числом катіонів Гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації її молекули.
- У правильно складеному рівнянні електролітичної дисоціації сума зарядів усіх катіонів і аніонів дорівнює нулю.
- Луги – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням гідратованих гідроксид-аніонів. Жодних інших негативних йонів під час цього процесу не утворюється.
- Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто.
- Катіони Гідрогену та гідроксид-аніони в розчинах виявляють за допомогою індикаторів.

- Солі – це електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на будь-які гідратовані катіони, за винятком катіонів Гідрогену H^+ , і будь-які гідратовані аніони, за винятком гідроксид-іонів OH^- .



Перевірте себе

1. Наведіть визначення кислот, лугів, солей як електролітів. 2. Від чого залежить основність кислоти? 3. Якому числу дорівнює сума зарядів усіх катіонів і аніонів у правильно складеному рівнянні електролітичної дисоціації? 4. Як дисоціюють багатоосновні кислоти? 5. Чому луги і солі дисоціюють повністю? 6. Як виявляють у розчинах катіони Гідрогену та гідроксид-аніони?



Застосуйте свої знання й уміння

7. Роздивіться рисунок 12.5 і визначте, на якому з фрагментів схематично зображено електролітичну дисоціацію в розчині гідроген хлориду, а на якому – сульфатної кислоти. Які йони на обох схемах позначено однаковим кольором?

8. Складіть рівняння електролітичної дисоціації нітратної кислоти, стронцій гідроксиду, ферум(III) сульфату.

9. Роздивіться рисунок 12.6 і визначте, на якому з фрагментів схематично зображено електролітичну дисоціацію в розчині натрій гідроксиду, а на якому – барій гідроксиду. Які йони на обох схемах позначено однаковим кольором?

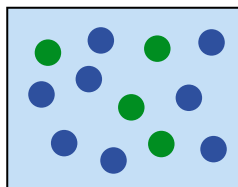
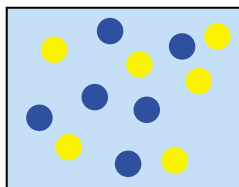
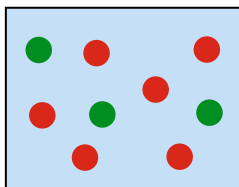
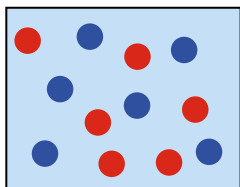


Рис. 12.5

Рис. 12.6

10. На якому з трьох фрагментів рисунка 12.7 схематично зображено водний розчин натрій сульфату?

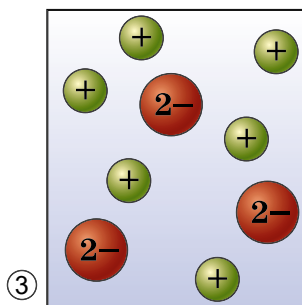
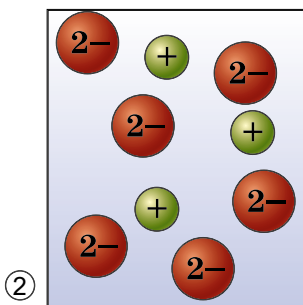
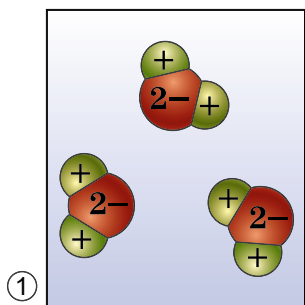


Рис. 12.7

11. Узявши за зразок рисунок 12.7, схематично зобразіть розчини цинк сульфату, кальцій нітрату, калій ортофосфату, хром(III) сульфату. Скільки аніонів має бути на кожній зі схем, якщо число катіонів дорівнює шести?

12. Проаналізуйте йонний склад, зазначений на етикетках мінеральних вод. Складіть хімічні формули речовин, унаслідок електролітичної дисоціації яких утворюються ці йони.

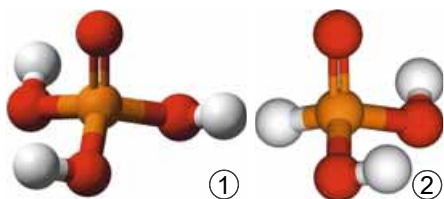


Рис. 12.8. Моделі молекул ортофосфатної (1) і ортофосфітної (2) кислот

рівняння. Чи проводитиме розчин одного з її продуктів (якого саме?) електричний струм? Поясніть чому. Яке середовище добутого розчину? Як це можна довести експериментально?

***15.** Газуватий продукт реакції кристалічного натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою розчинили у воді. Як називають цей розчин? Чи проводитиме він електричний струм? Поясніть чому. Який pH добутого розчину? Як це можна довести експериментально? Чи проводитиме електричний струм водний розчин твердо-го продукту цієї реакції? Чому?



Творча майстерня

16. Дослідіть на наявність йонів Гідрогену та гідроксид-йонів рідкі мийні засоби, столовий оцет, розчини питної соди, прального порошку, свіже молоко та кисломолочні продукти, косметичні лосьйони тощо. Для проведення домашнього дослідів виготовте індикаторний папір з будь-якого пористого паперу побутового призначення та соку овочів, фруктів – бурякового, гранатового, червоного винограду тощо. Як індикатор можна використати розчин смородинового варення, відвар червонокочанної капусти або червоного буряку. Надзвичайно просто виготовити розчин індикатора з одноразового пакетика фруктового чаю (він містить подрібнені шматочки фруктів і пелюстки квіток). За результатами дослідження підготуйте презентацію.



Дізнайтеся більше

<https://www.youtube.com/watch?v=JSh8DbWtBeE>
<https://www.youtube.com/watch?v=3RlpbQngkD0>
https://www.youtube.com/watch?v=x_DEL4-FaQA
<https://www.youtube.com/watch?v=qlwdfOBYoBY>
<https://www.youtube.com/watch?v=2PIgKEbhing>
<https://www.youtube.com/watch?v=1XWnovm6JLs>
<https://www.youtube.com/watch?v=2hoy-TFu3oA>

§ 13. Ступінь електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- наводити приклади сильних і слабких електролітів, розрізняти їх;
- характеризувати електроліти за ступенем дисоціації.

Ступінь дисоціації – кількісна характеристика, яку використовують для оцінювання здатності електролітів дисоціювати у водних розчинах на йони. Під час вивчення електролітичної дисоціації ми з'ясували, що це оборотний процес. Тобто водночас із розпадом кристалів або молекул на

йони може відбуватися асоціація йонів. Адже гідратовані йони, які хаотично рухаються в розчині, можуть стикатися й знов сполучатися між собою. Наразі розгляньмо це питання докладніше. Солі та луги – йонні речовини, тому у водних розчинах дисоціюють повністю. У розчинах кислот є як йони, так і недисоційовані молекули.



Ступінь електролітичної дисоціації – це відношення числа молекул, які розпалися на йони, до загального числа молекул розчиненої речовини.

Ступінь дисоціації позначають літерою грецького алфавіту α (вимовляємо «альфа»). Її виражають у частках одиниці або у відсотках:

$$\alpha(X) = \frac{N(X)_{\text{дис.}}}{N(X)_{\text{заг.}}}; \text{ або } \alpha(X) = \frac{N(X)_{\text{дис.}}}{N(X)_{\text{заг.}}} \cdot 100 \%,$$

де $N(X)_{\text{дис.}}$ – кількість молекул електроліту, які розпалися на йони, а $N(X)_{\text{заг.}}$ – загальна кількість молекул електроліту. Наприклад, якщо ступінь дисоціації флуоридної кислоти дорівнює 30 %, або 0,3. Це означає, що у водному розчині з кожних ста молекул кислоти тридцять розпалися на йони. Або з кожних десяти молекул кислоти три дисоціювали.

Ступінь дисоціації електролітів визначають експериментально. Він залежить від природи розчинника, природи розчинюваної речовини та її частки в розчині, температури тощо. Що більша полярність розчинника, то більший ступінь дисоціації електроліту в ньому. Підвищення температури, зазвичай, збільшує дисоціацію, тож за нагрівання ступінь дисоціації зростає. У разі зменшення частки електроліту в розчині, тобто під час його розбавлення, ступінь дисоціації збільшується. Тож, зазначаючи ступінь дисоціації, потрібно зазначати й концентрацію розчину.

Сильні й слабкі електроліти різняться здатністю дисоціювати у водних розчинах. Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у відносно концентрованих розчинах високий (близький до 1), називають *сильними*, а електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у розбавлених розчинах невеликий, – *слабкими*.

Сильними електролітами є луги та чи не всі солі. У розбавлених розчинах сульфатна, нітратна, хлоридна, бромідна, йодидна кислоти також дисоціюють практично повністю. З класифікацією кислот на сильні й слабкі ви ознайомилися минулого навчального року (рис. 13.1).

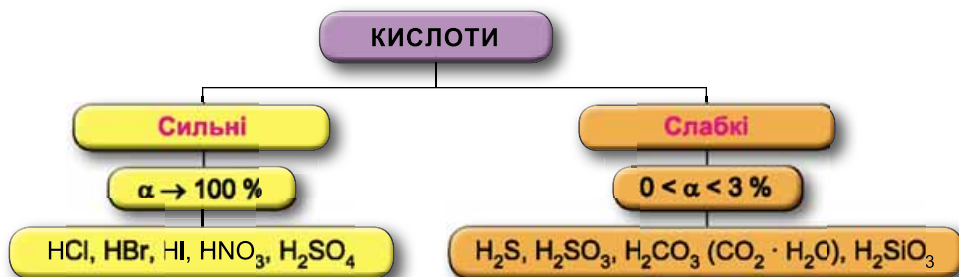


Рис. 13.1. Класифікація кислот за силою

Тепер вам зрозуміло, що критерієм цієї класифікації є ступінь електролітичної дисоціації кислот, за яким визначають сильним чи слабким електролітом є кислота. Карбонатна кислота в газованих напоях (існує в формі гідрату $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$), молочна кислота, оцтова, аскорбінова (вітамін С) й ацетилсаліцилова (головний складник аспірину) кислоти – слабкі електроліти. Сульфитна, сульфідна, силікатна кислоти (пригадайте їхні хімічні формули, за потреби скористайтесь таблицею «Розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді») – також слабкі електроліти. Слабкими електролітами є й гідроксиди металічних елементів (за винятком лугів). Ступінь дисоціації слабких електролітів не перевищує 3 %.

Цікаво і пізнавально

Оствальд Вільгельм (1853–1932) – російський і німецький фізико-хімік і філософ-ідеаліст (рис. 13.2). Основні наукові роботи Оствальда присвячені розвитку теорії електролітичної дисоціації. Виявив зв'язок електропровідності розчинів кислот зі ступенем їхньої електролітичної дисоціації (1884). Розробив



спосіб визначення основності кислот за електропровідністю їхніх розчинів (1887–1888). Запропонував розглядати реакції аналітичної хімії як взаємодії між йонами (1894). Також вивчав питання хімічної кінетики і каталізу; розробив основи каталітичного окиснення амоніаку. У 1909 р. Оствальд став лауреатом Нобелівської премії з хімії «за вивчення природи каталізу й основоположні дослідження швидкостей хімічних реакцій».

Рис. 13.2. Металевий Оствальд дивиться на перехожих біля огорожі Верманського парку з боку вулиці Кр. Барона (м. Рига, Латвія)

Вода – дуже слабкий електроліт. Ступінь її дисоціації наближається до 0. Адже з кожного мільярда (1 000 000 000) молекул води на йони розпадаються лише дві. Вочевидь такої кількості йонів замало, щоб забезпечити бодай трохи помітну електропровідність дистильованої води.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Ступінь електролітичної дисоціації – це відношення числа молекул, які розпалися на йони, до загального числа молекул розчиненої речовини.
- Ступінь дисоціації електролітів залежить від природи розчинника, природи розчинюваної речовини та її частки в розчині, температури тощо.
- Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у відносно концентрованих розчинах високий (близький до 1), – *сильні*.
- Електроліти, ступінь дисоціації яких навіть у розбавлених розчинах невеликий, – *слабкі*.
- Силу кислот визначають за ступенем електролітичної дисоціації.
- Вода – дуже слабкий електроліт.



Перевірте себе

1. Що таке ступінь дисоціації? 2. За якою формулою обчислюють ступінь електролітичної дисоціації? 3. Від яких чинників залежить ступінь електролітичної дисоціації? 4. За якою ознакою електроліти класифікують на сильні й слабкі? 5. Які електроліти називають сильними? Слабкими? 6. Наведіть приклади сильних і слабких електролітів.



Застосуйте свої знання й уміння

7. Ступінь дисоціації (%) кислоти, з кожних 200 молекул якої 40 розпалися на йони, становить

А 0 Б 2 В 20 Г 40

8. Співвідношення кількості недисоційованих і дисоційованих молекул кислоти, ступінь дисоціації якої 0,4 (40 %), позначено літерою

А 3 : 2 Б 2 : 3 В 2 : 5 Г 5 : 2

9. Формулу слабого електроліту позначено літерою

А HNO_3 Б H_2S В HCl Г H_2SO_4

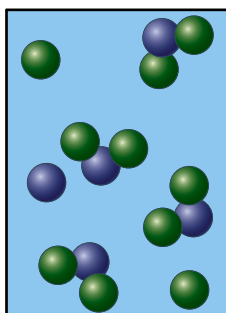
10. Сильною кислотою є

А бромідна Б сульфідна В молочна Г силікатна

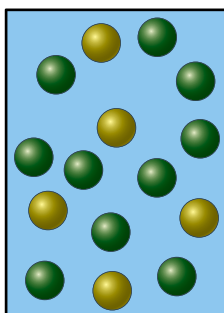
11. У воді об'ємом 2 л розчинили кислоту кількістю речовини 0,2 моль. Ступінь дисоціації кислоти 0,02. Визначте число її недисоційованих молекул у розчині. Які дані в задачі зайві?

12. Розташуйте зображені на рисунку 13.3 розчини за зростанням сили електролітів.

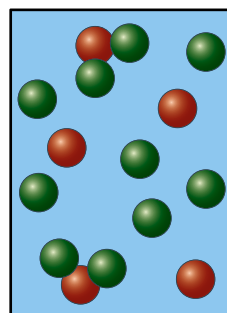
13. На рисунку 13.4 схематично зображено дисоціацію трьох кислот. Визначте, яка з-поміж них найсильніша. Обчисліть ступені дисоціації кожної кислоти.



H_2X

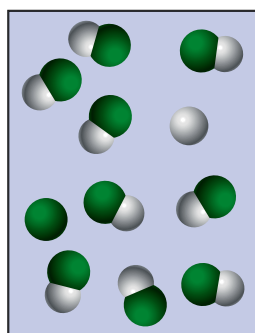


H_2Y

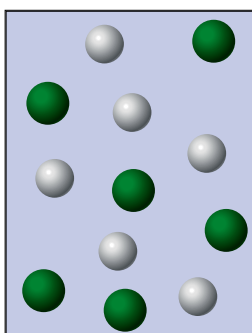


H_2Z

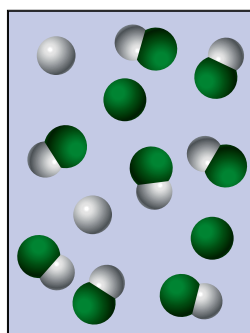
Рис. 13.3



HX



HY



HZ

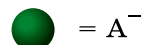
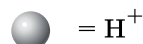
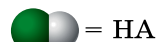
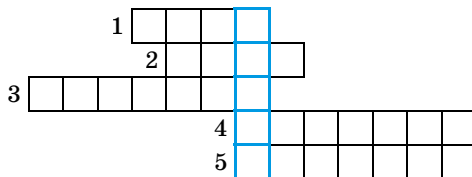


Рис. 13.4

14. Розв'яжіть кросворд, ключове слово якого по вертикалі – назва літери – позначення ступеня дисоціації. По горизонталі:

1. Найпоширеніший дуже слабкий електроліт.
2. Клас неорганічних сполук, здебільшого сильні електроліти.
3. Кількісна характеристика дисоціації електролітів.
4. Кислотний залишок слабкої галогеноводневої кислоти.
5. Назва широко відомого жарознижувального лікарського засобу, діюча речовина якого – слабка кислота.



Творча майстерня

15. За допомогою приладу для визначення електропровідності рідин дослідіть електропровідність дистильованої води та розчинів, які трапляються в побуті. З'ясуйте, чи залежить електропровідність розчину від частки розчинюваної речовини в ньому, температури тощо. Які речовини, розчини яких було досліджено, виявилися сильними електролітами? За результатами дослідження підготуйте презентацію.



Дізнайтеся більше

<https://www.youtube.com/watch?v=1XWnovm6JLs>

<http://study.com/academy/lesson/weak-electrolyte-definition-examples.html>

<https://www.youtube.com/watch?v=3ulzo5VzLwY>

§ 14. Поняття про рН розчину

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- за показником рН *визначати* характер середовища – кислий, нейтральний, лужний;
- *оцінювати* важливість рН розчинів для визначення якості харчової, косметичної продукції тощо.

Ви вже вмієте за допомогою індикаторів визначати катіони Гідрогену та гідроксид-аніони в розчинах. Чи не найзручніше використовувати для цього універсальний індикаторний папір – смужки паперу, просочені розчином універсального індикатора.

Універсальний індикатор – суміш кількох кислотно-основних індикаторів (рис. 14.1). Порівнявши його забарвлення в досліджуваному розчині зі шкалою-еталоном, можна визначити показник рН.

Показник рН (вимовляють «пе-аш») добре відомий вам зі статей у журналах, газетах, інтернет-виданнях. Про нього йдеться в рекламних роли-



Рис. 14.1. 1. Розчин універсального індикатора.
2. Універсальний індикаторний папір



Рис. 14.2. рН-метри. 1. Стаціонарний. 2. Портативний

ках, інструкціях до побутових товарів тощо. Показник рН пов'язаний з концентрацією в розчині катіонів Гідрогену та гідроксид-аніонів. Не вдаючись до деталей, зауважимо: рН нейтрального середовища дорівнює семи. Якщо $\text{pH} < 7$ – середовище кисле, $\text{pH} > 7$ відповідає лужному середовищу.

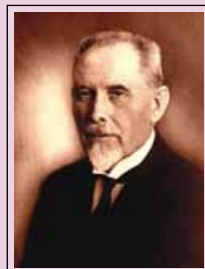
Для визначення рН рідин (природні води, молоко, косметичні лосьйони, кров, шлунковий сік, стічні води, технологічні розчини тощо) у сучасних лабораторіях використовують електронні прилади – рН-метри (рис. 14.2).

У досліджувану рідину занурюють скляний електрод. Прилад визначає й показує на дисплеї величину рН досліджуваного розчину.

Цікаво і пізнавально

Сьоренсен Сьорен Педер Лауриц (рис. 14.3) розробив шкалу рН і створив на її основі рН-метри, які тепер застосовують для вимірювань у найрізноманітніших областях: в атомній енергетиці, агрономії, м'ясо-молочній, хлібопекарській промисловості, у наукових дослідженнях тощо.

Рис. 14.3. Сьоренсен Сьорен Педер Лауриц (1868–1939) – датський біохімік, засновник сучасної рН-метрії. Закінчив Копенгагенський університет (1889). У 1890–1891 рр. працював у геологічному товаристві, у 1892–1901 рр. – у хімічній лабораторії Вищої технічної школи в Копенгагені (асистент, з 1899 – професор), з 1901 р. – керував хімічним відділом Карлсбергської лабораторії (поблизу Копенгагена). Член Данського королівського товариства наук (з 1906), його президент у 1938–1939 рр., член Німецької академії природодослідників «Леопольдина» (1937 р.)



Для діагностики захворювань шлунково-кишкового тракту виконують вимірювання безпосередньо у стравоході, шлунку і (або) дванадцятипалій кишці. Для цього використовують рН-зонд – ацидогастрометр (рис. 14.4).



Рис. 14.4. 1. **Чернобровий В'ячеслав Миколайович** (нар. 1943) – відомий український науковець, доктор медичних наук, професор, завідувач кафедри внутрішньої та сімейної медицини Вінницького національного медичного університету імені М.І. Пирогова. Автор унікальної методики експрес-гастро-рН-моніторингу. Винаходи В.М. Чернобрового стали базою для створення ацидогастрографа АГ-1рН-М (2)

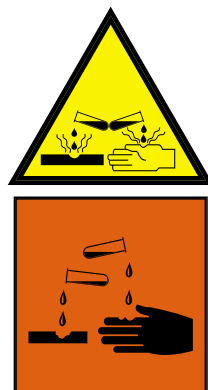
Щоб установити приблизне значення рН води, лужних і кислих розчинів, харчової і косметичної продукції виконаємо **лабораторні досліді 2, 3**.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

**Пригадайте й неухильно виконуйте
ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З ОБЛАДНАННЯМ
І РЕАКТИВАМИ**

2, 3. Установлення приблизного значення рН води, лужних і кислих розчинів (натрій гідроксиду, хлоридної кислоти) за допомогою універсального індикатора. Дослідження рН харчової та косметичної продукції



Завдання. Дослідіть, як діють на універсальний індикаторний папір вода та деякі розчини.

Обладнання: поліетиленова серветка, маркер, палички або піпетки (скляні, пластмасові).

Реактиви: дистильована вода, розбавлена хлоридна кислота, розчини натрій гідроксиду, харчової та косметичної продукції.

Маркером напишіть на поліетиленовій серветці назви речовин і сумішей, які будете досліджувати. Біля кожної назви покладіть на серветку шматочок універсального індикаторного паперу. Паличкою або піпеткою нанесіть на нього досліджувану рідину. Використовуйте індивідуальну паличку чи піпетку або щоразу ретельно промивайте (*поясніть чому*). За еталонною

шкалою визначте рН. Точно це можна зробити лише за еталонною шкалою, що є на упаковці індикатора, тому що кольори можуть дещо змінюватися залежно від того, які кислотно-основні індикатори ввійшли до складу універсального, у якій пропорції тощо (рис. 14.5).

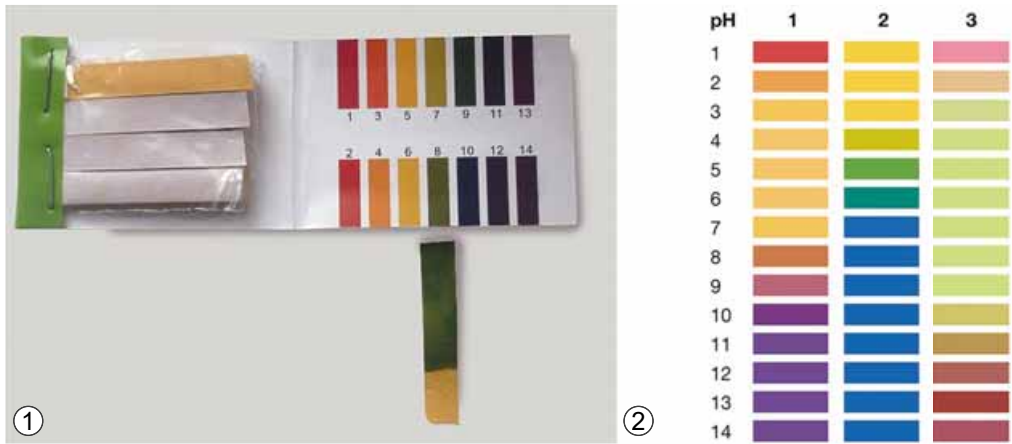


Рис. 14.5. 1 Порівняння зі шкалою-еталоном кольору, якого набув універсальний індикатор унаслідок дії досліджуваного розчину. 2. Еталонні шкали трьох різних універсальних індикаторів

Як змінюється забарвлення універсального індикатора під їхньою дією? Яке приблизне значення їхнього рН? Яке в них середовище – кисле, лужне чи нейтральне? Які йони переважають у них – катіони Гідрогену чи гідроксид-аніони?

Чому важливо вміти визначати показник рН? Біохімічні процеси в живих організмах відбуваються за строго заданої концентрації катіонів Гідрогену. Біологічні каталізатори – ферменти – можуть функціонувати лише у вузьких межах показника рН. Наприклад, активність ферменту пепсину, який сприяє перетравленню білкової їжі в шлунку, є максимальною, коли значення показника рН близько 2. Тому для нормального травлення рН шлункового соку має бути в межах від 1,53 до 1,67. рН крові – одна з найжорсткіших фізіологічних констант організму. Її зміна хоча б на 0,1 може призвести до важкої патології, на 0,2 – розвивається коматозний стан, на 0,3 – людина помирає.

Патогенні мікроорганізми швидко розвиваються у слаболужному середовищі, а в кислому – гинуть. Тому для консервування (маринування, соління) продуктів використовують, зазвичай, кислі розчини.

Величина показника рН у косметичних продуктах особливо значуща для їхнього безпечного застосування. Одне з головних завдань сучасної косметології – це дослідження впливу показника рН косметичних засобів на здоров'я людини. Це дає змогу створити максимально безпечні засоби косметики та гігієни.

Правильне добирання значення показника рН важливе для хіміко-технологічних процесів. Під час дослідження ґрунту обов'язково визначають його рН.

Цікаво і пізнавально

Визначити природу ґрунтів можна за допомогою рослин-індикаторів, що ростуть поруч із овочами на городі. Поміж них є як культурні рослини, так і бур'яни. Одні рослини надають перевагу кислим ґрунтам, а інші уникають їх і оселяються або на слабокислих, або на нейтральних.

Більшість овочів добре почувається на нейтральних і слабокислих ґрунтах ($pH \approx 6,5$). Зростання квасолі, салату, чорної смородини утруднюється, якщо значення pH ґрунту нижче за 6,0, капусти – за 5,4, яблуні – за 5,0, картоплі – за 4,9. Та «поціновувачі» кислого й лужного середовищ усе ж трапляються поміж рослин (рис. 14.6).



Рис. 14.6. 1. Лише в кислому ґрунті кореневу систему капусти вражає патогенний гриб *Plasmidiophora brassicae*. Це підтверджує правильність тамільського прислів'я: коли струхлявіло коріння, пропаде й верхів'я. 2. Підвищимо pH і качан-красень – наш. 3. «Трояндове дерево» – рододендрон – потребує кислого ґрунту. 4. Барбарису до вподоби лужний ґрунт. 5. Забарвлення квіток гортензії залежить від умісту катіонів Гідрогену в ґрунті. Рожевими і малиновими квітки бувають за його слаболужної реакції, а синього кольору набувають, якщо ґрунт кислий. За вибіркового внесення підкислювача можна на одній рослині отримати водночас і блакитні, і рожеві квіти

Показник pH є важливою характеристикою якості води. Якщо вміст катіонів Гідрогену у воді плавального басейну підвищений, руйнуватиметься металеве обладнання. Якщо рівень pH завищений – пришвидшуються ріст водоростей і утворення вапняного осаду, подразнюються слизові оболонки, знижується ефективність засобів для знезаражування води. Величезну роль відіграє показник pH у житті риб та інших мешканців водойм (*поміркуйте й поясніть чому*). Відомо, що кислотні дощі з низьким значенням pH (меншими за 5,6) знищують рослинність, живий світ водойм, руйнують пам'ятки архітектури й мистецтва, будівлі тощо. Ось чому під час дослідження якості природної та технічної води завжди визначають показник pH (рис. 14.7).



Рис. 14.7. 1. Руйнівна дія кислотних дощів на об'єкти живої (а) і неживої (б) природи. 2. Вимірювання pH у природній водоймі

ПРО ГОЛОВНЕ

- Універсальний індикатор – суміш кількох кислотно-основних індикаторів.
- Показник рН пов'язаний з концентрацією в розчині катіонів Гідрогену та гідроксид-аніонів.
- Значення показника рН водних розчинів поширених речовин зазвичай знаходяться в інтервалі від 1 до 13.
- рН нейтрального середовища дорівнює семи, $\text{pH} < 7$ – середовище кисле, $\text{pH} > 7$ – лужне.
- Приблизно оцінити рН розчинів можна за допомогою кислотно-основних індикаторів, зокрема універсального індикаторного паперу.
- У сучасних лабораторіях і в побуті для точного вимірювання рН рідин використовують електронні прилади – рН-метри.



Перевірте себе

1. Що таке універсальний індикатор? Універсальний індикаторний папір? 2. Із чим пов'язаний показник рН? 3. У якому інтервалі зазвичай знаходяться значення показника рН водних розчинів поширених речовин? 4. Яке рН нейтрального середовища? Кислого? Лужного? 5. Як можна приблизно оцінити рН розчинів? 6. Які прилади використовують у сучасних лабораторіях і в побуті для точного вимірювання рН рідин? 7. Чому важливо вміти визначати показник рН?



Застосуйте свої знання й уміння

8. Визначте характер середовища а) шавлевого соку ($\text{pH} = 3,7$); б) шлункового соку ($\text{pH} = 1,6$); в) лимонного соку ($\text{pH} = 2,3$); г) столового оцту ($\text{pH} = 3,0$); д) грейпфрутового соку ($\text{pH} = 3,2$); е) сечі ($\text{pH} = 4,8\text{--}7,5$); ж) чорної кави ($\text{pH} = 5,0$); з) жовчі ($\text{pH} = 7,8\text{--}8,6$); і) слизової рідини ($\text{pH} = 7,0$); к) слини ($\text{pH} = 7,4\text{--}8,0$); л) нашатирного спирту ($\text{pH} = 11,9$); м) вапняної води ($\text{pH} = 12,9$). У якій із цих рідин найвища концентрація катіонів Гідрогену? Яка з них найбільш лужна?

9. Визначте, яке слово – вище чи нижче – пропущено в мнемонічному правилі «Що більший уміст йонів аш, то ... пе-аш.»

10. Використайте відомості, наведені в завданні 8, і поясніть, чому після того, як людина з'їдає лимон або грейпфрут, рН її шлункового соку підвищується, хоча ці фрукти – кислі.

11. Кров має слаболужну реакцію: рН артеріальної крові становить 7,4, а венозної – 7,35. Пригадайте, чим склад венозної крові відрізняється від складу артеріальної. Висловіть припущення, який складник венозної крові є причиною більшої концентрації в ній катіонів Гідрогену порівняно з артеріальною. Обґрунтуйте свою думку.

12. Роздивіться рисунок 14.7. 1, б. Висловіть припущення, чому фрагмент мармурової колони ліворуч зруйнувався більше, ніж такий самий праворуч. Обґрунтуйте його.



Творча майстерня

13. Створіть ілюстровану схему «Водневий показник (рН) деяких поширених ...». Об'єкти виберіть на власний розсуд, наприклад харчових продуктів, шампунів, сортів мила тощо.

14. Про стан кислотно-лужної рівноваги крові можна судити за кольором кон'юнктиви (слизової оболонки в куточках очей). За нормального кислотно-лужного балансу колір кон'юнктиви – яскраво-рожевий, за кислого стану – блідо-рожевий, за лужного – темно-рожевий. Колір цей змінюється через 80 с після надходження в організм будь-яких

речовин, що змінюють рН. Розробіть разом з однокласниками й однокласницями план експериментальної перевірки цієї інформації. Виконайте дослідження, за його результатами створіть просвітницький буклет з рекомендаціями щодо правильного харчування для підтримання нормального кислотно-лужного балансу в організмі. Презентуйте свій доробок перед різними цільовими аудиторіями.



Дізнайтеся більше

<https://www.youtube.com/watch?v=maucBCvguDQ>

https://www.youtube.com/watch?v=YWBpeyEP_h8

<https://www.youtube.com/watch?v=b28BhF2SFOk>

<https://www.youtube.com/watch?v=dkPwdiE4CLg>

<https://www.youtube.com/watch?v=DFLgOCAe28U>

<https://www.youtube.com/watch?v=2hoy-TFu3oA>

https://www.youtube.com/watch?v=M2ci_B4I8-8

§ 15. Реакції обміну між електролітами в розчинах, умови їхнього перебігу. Йонно-молекулярні рівняння хімічних реакцій

Після опрацювання параграфа ви зможете:

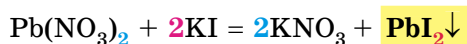
- обґрунтовувати перебіг реакцій між електролітами у водних розчинах;
- складати рівняння електролітичної дисоціації лугів, кислот, солей, рівняння реакцій обміну в повній та скороченій йонній формах;
- проводити реакції між електролітами в розчинах з урахуванням умов їхнього перебігу.

Реакції обміну між електролітами в розчинах відбуваються за участю йонів – частинок, які реально існують у розчинах солей, лугів і кислот. Такі реакції називають *йонними*, а рівняння цих реакцій – *йонними рівняннями*¹.

Уточнімо: йонними рівняннями можуть бути зображені будь-які реакції, що відбуваються за участю електролітів у розчинах. Якщо вони не супроводжуються зміною зарядів йонів (не змінюються ступені окиснення елементів), то їх називають *реакціями йонного обміну*.

Скласти йонне рівняння досить просто². Виконаймо дослід і розгляньмо послідовність складання йонного рівняння на прикладі реакції між калій йодидом і плюмбум(II) нітратом у розчині. Про її перебіг свідчить утворення яскраво-жовтого осаду плюмбум(II) йодиду (рис. 15.1).

Спочатку запишімо рівняння реакції без урахування дисоціації електролітів:



Щоб скласти рівняння цієї реакції в йонній формі, потрібно зважити на те, що електроліти в розчині дисоціюють на йони. За таблицею «Розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді» (див. Додаток 9) визначмо, які з-поміж реагентів є сильними електролітами. Обидві розчинні солі плюмбум(II) нітрат і калій йодид у водному розчині

¹Йонні рівняння також називають йонно-молекулярними.

²Алгоритм складання йонних рівнянь реакцій наведено в Додатку 6.

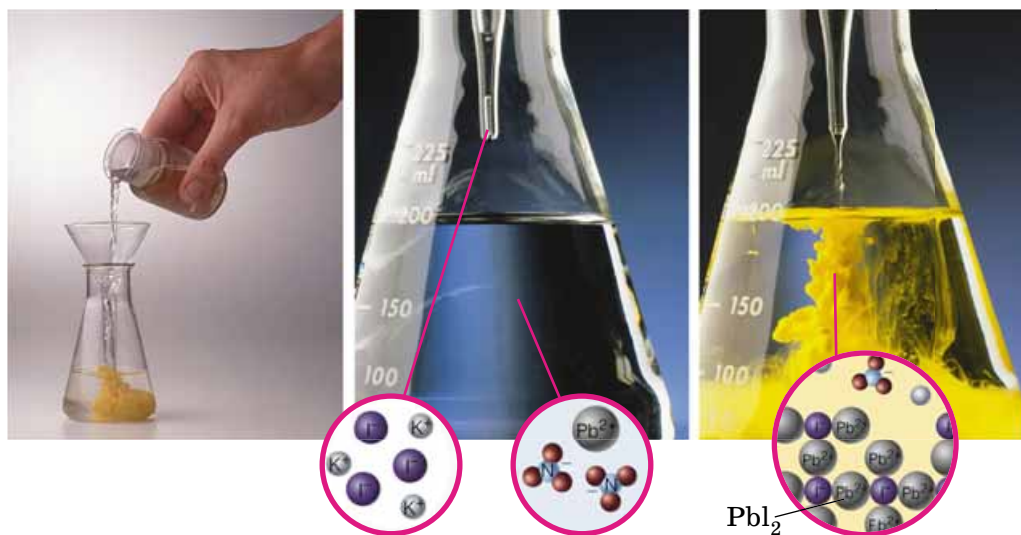
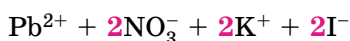


Рис. 15.1. Унаслідок реакції між калій йодидом і плюмбум(II) нітратом у розчині утворюється яскраво-жовтий осад плюмбум(II) йодиду

майже повністю дисоціюють на йони. Тож запишімо їхні формули в йонній формі:



Проаналізуємо, які із цих йонів взаємодіятимуть між собою з огляду на знаки їхніх зарядів. Це потрібно, щоб пересвідчитися, що ми правильно визначили продукти реакції. Електростатичні сили зумовлюватимуть притягування різноименних і відштовхування однойменно заряджених йонів (рис. 15.2).

Отже, продукти реакції – калій нітрат і плюмбум(II) йодид. Калій нітрат – сильний електроліт, повністю дисоціює, тому в правій частині рівняння записуємо катіони Калію та нітрат-аніони. Плюмбум(II) йодид практично нерозчинний, тож його формулу залишаємо незмінною:



Зверніть увагу: у йонному рівнянні коефіцієнти перед формулами кожного з йонів записують з урахуванням індексів у формулах електролітів та коефіцієнтів перед ними. Наприклад, унаслідок дисоціації плюмбум(II) нітрату кількістю речовини 1 моль утворюється стільки само катіонів Плюмбуму(II) і вдвічі більше нітрат-аніонів. А під час дисоціації калій йодиду кількістю речовини 2 моль утворюється стільки само катіонів Калію та йодид-аніонів.

Очевидно, що в лівій і правій частинах йонного рівняння є однакові йони:

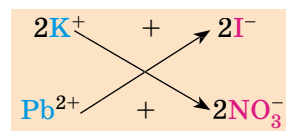
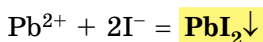


Рис. 15.2. Електростатична взаємодія між протилежно зарядженими йонами в розчині

Оскільки вони не беруть участі в реакції, їхні формули з лівої та правої частин йонного рівняння можна вилучити. Зробивши це, одержимо скорочене йонне рівняння:



У ньому записано формули лише тих частинок, які реально взаємодіють у розчині з утворенням яскраво-жовтого осаду плумбум(ІІ) йодиду. Тобто скорочене йонне рівняння відбиває суть реакції обміну між електролітами в розчині. Воно показує, які йони взаємодіють і яка речовина є продуктом реакції.

Виконаний дослід дає підстави стверджувати, що *однією* з умов необоротності реакції між електролітами в розчині є утворення осаду.

З'ясуємо, за яких ще умов, окрім утворення осаду, реакції обміну в розчинах електролітів будуть необоротними – тобто відбуватимуться до кінця. Дослідимо реакцію між натрій гідроксидом і нітратною кислотою в розчині. Наочно пересвідчитися в перебігу *реакції нейтралізації* допоможе застосування індикатора. До розчину натрій гідроксиду добавимо кілька крапель спиртового розчину фенолфталеїну – специфічного індикатора лужного середовища. Ви, звичайно, пам'ятаєте, що під дією гідроксид-аніонів фенолфталеїн набуває малинового забарвлення. Краплями, щоразу обережно струшуючи колбу, добавлятимемо розбавлену нітратну кислоту, аж поки не зникне малинове забарвлення індикатора (рис. 15.3).

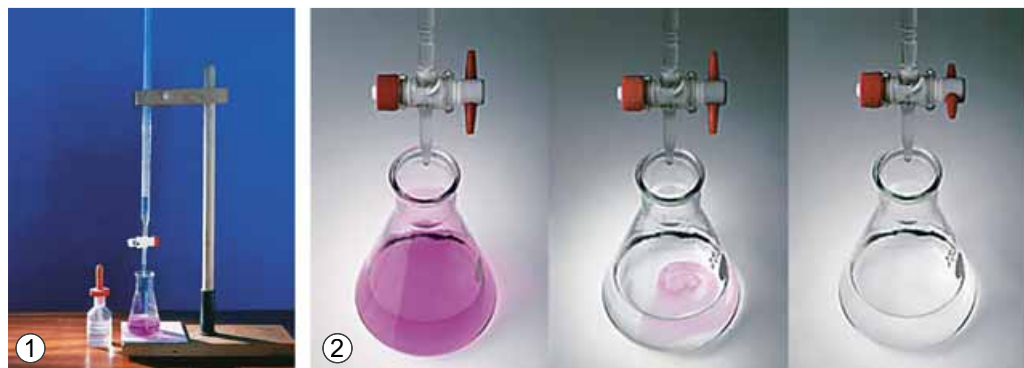
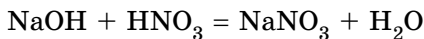
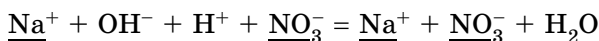


Рис. 15.3. Добавляння краплями розбавленої нітратної кислоти (1) до підфарбованого фенолфталеїном розчину натрій гідроксиду (2)

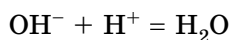
Знебарвлення розчину свідчить про нейтралізацію лугу кислотою:



За допомогою таблиці розчинності визначимо, що із чотирьох речовин – реагентів і продуктів реакції – до сильних електролітів належать три. Це натрій гідроксид (луг), нітратна кислота та натрій нітрат – розчинна сіль. Вода – дуже слабкий електроліт, тож майже не дисоціює. З огляду на це запишемо повне йонне рівняння реакції між натрій гідроксидом і нітратною кислотою в розчині:



Вилучивши з лівої і правої частин рівняння однакові йони: катіони, одержуємо скорочене йонне рівняння:

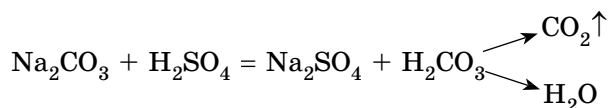


Очевидно, що молекули води утворюються внаслідок взаємодії в розчині катіонів Гідрогену й гідроксид-аніонів.

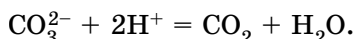
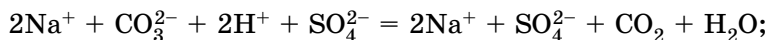
Отже, **реакція обміну між електролітами в розчині практично необоротна, якщо один з продуктів – дуже слабкий електроліт, наприклад вода, або інша малодисоційована речовина.**

Розгляньмо ще один випадок перебігу до кінця реакції між електролітами в розчині. Змішаємо розчин натрій карбонату з розбавленою сульфатною кислотою (рис. 15.4).

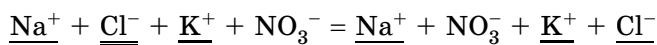
Скориставшись таблицею розчинності, запишімо рівняння реакції (пам'ятаймо, карбонатна кислота нестійка, існує в розчині як гідрат складу $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ й миттєво розкладається на воду і карбон(IV) оксид):



З-поміж п'ятих речовин – реагентів і продуктів реакції – до сильних електролітів належать три. Це натрій карбонат, сульфатна кислота і натрій сульфат. Вода – дуже слабкий електроліт, а карбон(IV) оксид (вуглекислий газ) видаляється зі сфери реакції. Тож реакція необоротна – відбувається до кінця:



Виконані досліди доводять, що **реакції обміну між електролітами в розчині необоротні, якщо поміж продуктів реакції є осад, газ, вода або інший слабкий електроліт.** Якщо виконується хоча б одна із цих умов, реакція відбувається до кінця. Якщо ж ні, то внаслідок змішування розчинів утворюється суміш йонів. Про це свідчить повне йонне рівняння реакції між натрій хлоридом і калій нітратом у розчині:



Цікаво і пізнавально

Правило, згідно з яким реакції обміну необоротні, сформулював французький хімік Клод Луї Бертолле. Уродженець м. Києва Я.І. Михайленко уточнив правила йонного обміну між електролітами в розчинах (рис. 15.5).

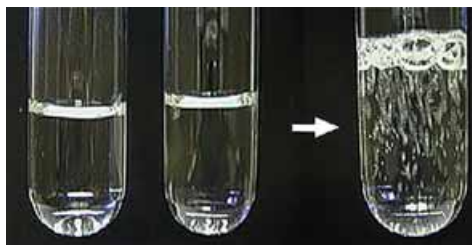


Рис. 15.4. Реакція між натрій карбонатом і сульфатною кислотою в розчині супроводжується виділенням газу – реакційна суміш спінується. **Завдання.** Поясніть, чому не можна для проведення досліду брати розчини соди та кислоти в більших кількостях, ніж указано в інструкції



Рис. 15.5. 1. **Бертолле Клод Луї** (1748–1822) – французький хімік, засновник учення про хімічну рівновагу, член Паризької академії наук. Розробив разом з Антуаном Лавуазьє нову хімічну номенклатуру. Визначив склад амоніаку, природного газу, ціанідної кислоти, гідроген сульфід. Відкрив (1785) калій хлорат, названий згодом бертолетовою сіллю. 2. **Михайленко Яків Іванович** (1864–1943) – український і російський хімік, закінчив Київський університет (1888). Поміж низки наукових праць – «Посібник до практичних занять з елементарного курсу хімії», «До питання про співвідношення між густиною розчинника в розчині та пружністю пари розчину», «Вступ до хімічного аналізу й таблиці якісного хімічного аналізу» (спільно з С.М. Реформатським)

Щоб дістати більше експериментальних підтверджень правильності зроблених висновків, виконайте **лабораторні досліді 4–6**.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД

Пригадайте й неухильно виконуйте
ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З ОБЛАДНАННЯМ
І РЕАКТИВАМИ

4–6. Реакції обміну в розчинах електролітів

Завдання

1. Проробіть досліді (варіант виконання вам порадить учитель або вчителька хімії). Для кращого спостереження за перебігом реакцій використовуйте чорно-білий екран. Якщо досліді виконуєте в заглибинах пластики, беріть реактивів удвічі менше порівняно з кількостями, потрібними для дослідів у пробірках.

2. Опишіть і поясніть спостереження, складіть рівняння реакцій, запишіть їх у повній і (де це можливо) скороченій йонній формах. За потреби скористайтеся таблицею «Розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді».

3. Після завершення роботи обговоріть свої спостереження та складені скорочені йонні рівняння із сусідом чи сусідкою по парті. Порівняйте висновки, яких ви дійшли. *Які рівняння, на вашу думку, відображають суть реакцій обміну між електролітами в розчині?*

Обладнання: штатив з пробірками або пластина із заглибинами, скляні палички, чорно-білий екран.

І варіант

Реактиви: розчини купрум(II) сульфату, натрій карбонату, натрій нітрату, калій гідроксиду; хлоридна кислота.

4. Реакції обміну в розчинах електролітів з випаданням осаду

У пробірку внесіть 5 крапель розчину купрум(II) сульфату й додайте 5 крапель розчину калій гідроксиду.

5. Реакції обміну в розчинах електролітів з виділенням газу

У пробірку налейте концентрований розчин натрій карбонату об'ємом 1 мл і додайте 3–4 краплі хлоридної кислоти.

6. Реакції обміну в розчинах електролітів з утворенням води

У пробірку внесіть 3–4 краплі розчину калій гідроксиду та краплю розчину фенолфталеїну. *Яке забарвлення розчину?*

Додайте краплю хлоридної кислоти, перемішуючи рідину скляною паличкою. Якщо розчин не знебарвиться, додайте краплями ще кислоти. Поясніть, чому розчин знебарвився.

**Змішування розчинів купрум(II) сульфату та натрій нітрату*

У пробірку внесіть 3–4 краплі розчину купрум(II) сульфату й додайте стільки само крапель розчину натрій нітрату. Чи є ознаки перебігу реакції? Складіть рівняння реакції, запишіть його в повній йонній формі. Поясніть, чи можна в цьому випадку скласти скорочене йонне рівняння. Зробіть висновок про те, чи відбулася хімічна реакція.

II варіант

Реактиви: розчини купрум(II) сульфату, натрій карбонату, натрій хлориду, натрій гідроксиду, сульфатної кислоти.

4. Реакції обміну в розчинах електролітів з випаданням осаду

У пробірку внесіть 5 крапель розчину купрум(II) сульфату і додайте 5 крапель розчину натрій гідроксиду.

5. Реакції обміну в розчинах електролітів з виділенням газу

У пробірку налейте концентрований розчин натрій карбонату об'ємом 1 мл і додайте 3–4 краплі розчину сульфатної кислоти.

6. Реакції обміну в розчинах електролітів з утворенням води

У пробірку внесіть 3–4 краплі розчину натрій гідроксиду та краплю розчину фенолфталеїну. *Яке забарвлення розчину?*

Додайте краплю розчину сульфатної кислоти, перемішуючи рідину скляною паличкою. Якщо розчин не знебарвиться, додайте ще краплю кислоти. Поясніть, чому розчин знебарвився.

**Змішування розчинів купрум(II) сульфату та натрій хлориду*

У пробірку внесіть 3–4 краплі розчину купрум(II) сульфату й додайте стільки само крапель розчину натрій хлориду. Чи є ознаки перебігу реакції? Складіть рівняння реакції, запишіть його в повній йонній формі. Поясніть, чи можна в цьому разі скласти скорочене йонне рівняння. Зробіть висновок, чи відбулася хімічна реакція.

Йонні рівняння, записані в скороченій формі, відбивають суть хімічної реакції. Ви пересвідчилися в цьому під час виконання лабораторних дослідів. Також ви навчилися використовувати таблицю розчинності для прогнозування можливості перебігу реакцій йонного обміну в розчинах

електролітів, записувати рівняння реакцій у повній і скороченій йонних формах. Закріпимо ці знання й уміння. Для цього виконаємо *обернене завдання*: доберемо пари речовин, взаємодію між якими в розчині описує скорочене йонне рівняння.

Наприклад, унаслідок взаємодії в розчині катіонів Феруму(III) та гідроксид-аніонів утворюється бурий драглистий осад ферум(III) гідроксиду (рис. 15.6):

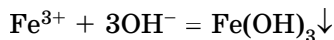
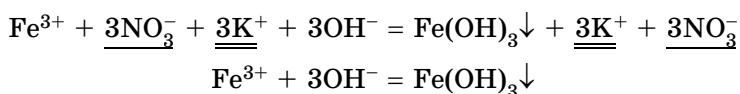


Рис. 15.6. Унаслідок змішування розчину лугу (1) з розчином солі Феруму(III) (2) утворюється бурий драглистий осад ферум(III) гідроксиду (3)

Які саме речовини потрібно взяти для проведення цієї реакції? Skorистаймося таблицею розчинності, щоб з'ясувати, які сполуки Феруму(III) розчинні у воді. Розчинними є хлорид, бромід, сульфат і нітрат Феруму(III). Аналогічно доберемо розчинну основу. Можна використати розчини гідроксидів Калію, Натрію, Барію тощо. Єдине обмеження – другий продукт реакції має бути розчинним. Тож умові завдання не відповідатиме взаємодія ферум(III) сульфату з барій гідроксидом. Адже барій сульфат також нерозчинний (*пересвідчіться в цьому, склавши повне йонне рівняння*). Щоб перевірити наші передбачення, запишімо в повній та скороченій йонних формах рівняння реакції між ферум(III) нітратом і калій гідроксидом у розчині:



Одержане скорочене йонне рівняння однакове з тим, що було в умові завдання. Тож утворення драглистого бурого осаду ферум(III) гідроксиду зумовлене взаємодією в розчині катіонів Феруму(III) та гідроксид-аніонів. Закріпити знання, здобуті під час опрацювання цього параграфу, ви зможете, застосувавши їх під час виконання дослідів на практичній роботі 1.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Реакції обміну між електролітами в розчинах відбуваються за участю йонів.
- Рівняння цих реакцій – йонні рівняння.
- Реакції йонного обміну відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів.



Рис. 15.7

- Умови необоротності реакції між електролітами в розчині наведено на рисунку 15.7.
- Для прогнозування можливості перебігу реакцій йонного обміну в розчинах електролітів використовують таблицю «Розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді».



Перевірте себе

1. Які реакції називають йонними? 2. Які рівняння описують реакції між йонами в розчині? 3. Які реакції називають реакціями йонного обміну? 4. Яке рівняння відбуває суть реакції обміну між електролітами в розчині? 5. За яких умов реакції обміну між електролітами в розчині є необоротними?



Застосуйте свої знання й уміння

6. Запишіть у повній і скороченій йонних формах рівняння реакцій між: а) натрій карбонатом і кальцій хлоридом; б) хлоридною кислотою та магній карбонатом; в) нітратною кислотою та барій гідроксидом.

7. Пара йонів, які беруть участь у хімічній реакції між магній сульфатом і барій нітратом у розчині, – це



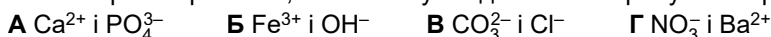
8. Пара йонів, які беруть участь у хімічній реакції між калій гідроксидом і ортофосфатною кислотою в розчині, – це



9. Доберіть не менше двох пар речовин, реакції між якими в розчині зумовлені взаємодією: а) катіонів Плюмбуму(II) і хлорид-аніонів; б) катіонів Гідрогену і гідроксид-аніонів; в) катіонів Гідрогену та силікат-аніонів; г) катіонів Гідрогену та купрум(II) гідроксиду; д) катіонів Гідрогену та сульфід-аніонів.

10. Доберіть по кілька пар речовин, взаємодію між якими описують скорочені йонні рівняння – розв'язок завдання 6.

11. Виберіть пари йонів, які не можуть одночасно перебувати в розчині.



12. Виберіть пари йонів, які можуть одночасно перебувати в розчині.



***13.** Роздивіться рисунок 15.8. Виберіть пари йонів, які відповідають схематичному зображенню скороченого йонного рівняння.

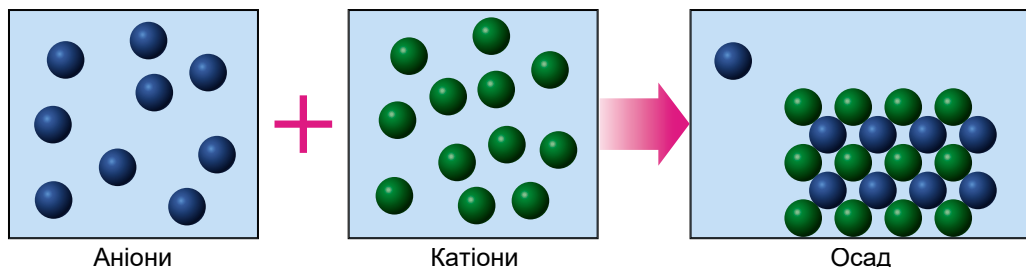


Рис. 15.8. Аніони: S^{2-} , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} . Катіони: Mg^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+}

14. На рисунку 15.9 на мікро- і макрорівні зображено реакцію йонного обміну за участю аргентум(I) нітрату. Один з її продуктів – аргентум(I) йодид. Визначте, які електроліти могли б бути другим реагентом у цій реакції. Складіть хімічні рівняння, запишіть їх у повній і скороченій йонній формах.

***15.** У хімічний стакан з розчином натрій сульфату занурили електроди приладу для дослідження електропровідності й увімкнули електричний струм. До досліджуваного розчину почали повільно доливати розчин барій хлориду. Спрогнозуйте зміни, які відбуватимуться в розчині та з індикатором приладу. Поясніть спостереження за допомогою повних і скорочених йонних рівнянь.

***16.** До складу начинки карамельок «Шипучка» входить питна сода (натрій гідрокарбонат NaHCO_3) та безводна лимонна кислота. Поясніть, чому ці речовини починають взаємодіяти між собою лише під час контакту з вологою.

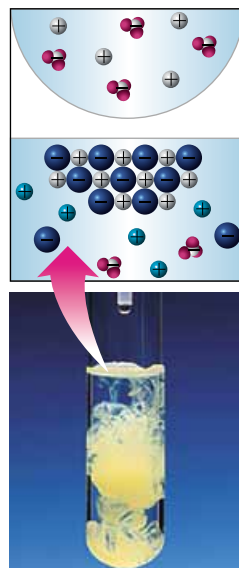


Рис. 15.9. Реакція йонного обміну за участю аргентум(I) нітрату. Один з продуктів реакції – нерозчинний аргентум(I) йодид



Творча майстерня

17. У хімічному кабінеті під керівництвом учителя або вчительки хімії визначте кислотність виданих зразків меду. Виготовте розчини з масовою часткою меду 10 %. У хімічні стакани відмірте порції 10 %-го водного розчину меду об'ємами по 100 мл, додайте до кожної з них по 5 крапель 1 %-го спиртового розчину фенолфталеїну та 0,1 %-го розчину натрій гідроксиду об'ємом 5 мл. Поясніть, у якому випадку мед має підвищену кислотність: якщо розчин залишився безбарвним чи за появи малинового забарвлення. Відповідь аргументуйте рівнянням реакції, запишіть його в повному і скороченому йонному вигляді.

18. Поміркуйте, яку широко застосовувану в кулінарії сполуку можна використати в домашніх умовах для виявлення надмірної кислотності меду. Складіть план експерименту та обговоріть його з учителем або вчителькою хімії. Виконайте експеримент у домашніх умовах.

19. Дізнайтеся, використавши різноманітні джерела інформації, про застосування йонного обміну для опріснення води.

За результатами досліджень підготуйте презентації.