

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

Київський національний університет будівництва і архітектури

В.Г. Гречанюк, Т.В. Вітовецька, В.Ю. Апанасенко

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Рекомендовано вченою радою Київського національного університету будівництва і архітектури як навчальний посібник для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 192 «Будівництво та цивільна інженерія»

Київ 2024

УДК 54-14.5

Г81

Рецензенти: О.В. Дуднік д-р хім. наук, професор, зав. відділу
Інституту проблем матеріалознавства НАНУ;
В.О. Шаповалов д-р техн. наук, член-кор. НАНУ
Інститут електрозварювання ім. Є.О. Патона;
В.І. Гоц, д-р техн. наук, професор, Київський
національний університет будівництва і
архітектури

*Затверджено на засіданні вченої ради Київського
національного університету будівництва і архітектури,
протокол № 18 від 26 січня 2024 року.*

Гречанюк В.Г.

Г81 Загальна та неорганічна хімія: навч. посіб. / В.Г. Гречанюк,
Т.В. Вітовецька, В.Ю. Апанасенко. – Київ: КНУБА, 2024. –128 с.

ISBN 978-966-627-262-4

Наведено основний теоретичний матеріал із загальної та неорганічної хімії відповідно до курсу, що вивчають студенти будівельних спеціальностей. Розглянуто основні поняття і принципи, що становлять основу для вирішення типових задач. Містить основні методики проведення лабораторних робіт, приклади розв'язування задач.

Призначено для студентів спеціальності 192 «Будівництво та цивільна інженерія».

УДК 54-14.5

© В. Г. Гречанюк, Т. В. Вітовецька
В. Ю. Апанасенко, 2024

ISBN 978-966-627-262-4

© КНУБА, 2024

ЗМІСТ

ВСТУП	6
1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ	
1.1. Теоретичні відомості. Основні закони хімії	7
1.2. Приклади розв'язання задач	9
1.3. Лабораторна робота: визначення молярної маси еквівалента металу	12
Запитання для самоконтролю	14
2. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК	
2.1. Теоретичні відомості	14
2.2. Лабораторна робота: класи неорганічних сполук	20
Запитання для самоконтролю	21
3. БУДОВА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ	
3.1. Теоретичні відомості	22
3.2. Розв'язання типових задач	24
Запитання для самоконтролю	26
4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. БУДОВА МОЛЕКУЛ І КРИСТАЛІВ	
4.1. Теоретичні відомості	28
4.2. Розв'язання типових задач	31
Запитання для самоконтролю	32
5. ЕНЕРГЕТИКА ТА КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ	
5.1. Теоретичні відомості	34
5.2. Розв'язання типових задач	36
Запитання для самоконтролю	39
6. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	
6.1. Теоретичні відомості	43
6.2. Розв'язання типових задач	45
6.3. Лабораторна робота: розчини.....	47
Запитання для самоконтролю	48
7. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	
7.1. Електролітична дисоціація. Теоретичні відомості	48
7.2. Приклади складання рівнянь реакцій, що відбуваються в розчинах електролітів	52
7.3. Лабораторна робота: електролітична дисоціація	54
Запитання для самоконтролю	55
8. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	
8.1. Теоретичні відомості	56

8.2. Лабораторна робота: гідроліз солей	61
Запитання для самоконтролю	61
9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	
9.1. Теоретичні відомості	62
9.2. Розв'язання типових задач	64
Запитання для самоконтролю	66
10. РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ	
10.1. Теоретичні відомості	67
10.2. Розв'язання типових задач	71
10.3. Лабораторна робота: ряд напруг металів	72
Запитання для самоконтролю	73
11. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ	
11.1. Теоретичні відомості	75
11.2. Лабораторна робота: корозія металів	80
Запитання для самоконтролю	81
12. СПОЛУКИ КАЛЬЦІЮ ТА МАГНІЮ	
12.1. Теоретичні відомості	83
12.2. Розв'язання типових задач	85
12.3. Лабораторна робота: сполуки магнію і кальцію.....	86
Запитання для самоконтролю.....	87
13. ТВЕРДІСТЬ ВОДИ	
13.1. Теоретичні відомості	87
13.2. Розв'язання типових задач	89
13.3.Лабораторна робота: твердість води	89
Запитання для самоконтролю.....	91
14. АЛЮМІНІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ	
14.1. Теоретичні відомості	91
14.2. Лабораторна робота: алюміній та його сполуки	93
Запитання для самоконтролю.....	94
15. СИЛІЦІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ	
15.1. Теоретичні відомості	95
15.2. Лабораторна робота: силіцій та його сполуки	97
Запитання для самоконтролю.....	98
16. ХРОМ І ЙОГО СПОЛУКИ	
16.1. Теоретичні відомості	98
16.2. Лабораторна робота: хром і його сполуки	101
Запитання для самоконтролю	101

17. МАНГАН ТА ЙОГО СПОЛУКИ	
17.1. Теоретичні відомості.....	102
17.2. Лабораторна робота: манган і його сполуки	104
Запитання для самоконтролю.....	105
18. ФЕРУМ І ЙОГО СПОЛУКИ	
18.1. Теоретичні відомості	106
18.2. Лабораторна робота: ферум і його сполуки	109
Запитання для самоконтролю.....	110
19. ХІМІЯ МІНЕРАЛЬНИХ В'ЯЖУЧИХ РЕЧОВИН	
19.1. Теоретичні відомості	111
19.2. Лабораторна робота: хімія мінеральних в'язучих речовин	115
Запитання для самоконтролю.....	117
Правила роботи і техніка безпеки в хімічній лабораторії	117
Список рекомендованої літератури	119
<i>Додаток 1</i>	120
<i>Додаток 2</i>	121
<i>Додаток 3</i>	122
<i>Додаток 4</i>	123
<i>Додаток 5</i>	125
<i>Додаток 6</i>	126
<i>Додаток 7</i>	127

ВСТУП

Вивчення хімії дає змогу отримати сучасне наукове уявлення про матерію, механізм перетворення хімічних сполук, їх властивості.

Основною метою цього посібника є методичне забезпечення курсу загальної хімії для його ефективного засвоєння. Цей курс, як відомо, є базовим для подальшого вивчення неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної, колоїдної хімії, а також таких дисциплін, як екологія, біотехнологія, матеріалознавство, теплоенергетика, геліотехніка та інших професійно-орієнтованих і спеціальних дисциплін.

Виходячи з цього, у посібнику з основ загальної та неорганічної хімії з використанням системного підходу висвітлено основні теоретичні модулі сучасної загальної хімії: будову та реакційну здатність речовин, властивості розчинів та окисно-відновні процеси.

Навчальний матеріал кожного з розділів подано у такій послідовності: спочатку у доступній і досить стислій формі наведено теоретичні відомості та основні розрахункові формули, потрібні для розв'язання типових задач та завдань. Після цього студент має змогу відповісти на запитання та завдання для самоконтролю, використовуючи відповідний теоретичний матеріал.

До деяких тем наведено лабораторні роботи, що дає можливість вибрати найбільшою мірою відповідні програмі курсу, зважаючи на спеціалізацію студентів, рівень їх підготовки, наявність обладнання та реактивів у лабораторії.

Далі вміщено індивідуальні завдання та тести за темою розділу. Ці завдання дібрано таким чином, що їх складність поступово зростає. Крім того, для кращого засвоєння навчального матеріалу наведено приклади розв'язання задач і завдань, що дає змогу студентові краще виконати індивідуальне завдання.

У підсумку студент повинен засвоїти основні поняття та закони хімії: закон еквівалентів, фактор еквівалентності, закон сталості складу речовини, тощо. Це дає студентам змогу не тільки закріпити матеріал, який вони вивчали у середній школі, але й почати опановувати курс загальної хімії відповідно до вимог вищої школи.

Крім того, студенти мають знати властивості, способи одержання найважливіших класів неорганічних сполук та взаємозв'язок між ними.

На основі вивченого матеріалу здобувачі освіти повинні вміти прогнозувати полярність, розчинність у воді, температуру плавлення і кипіння, магнітні та інші властивості хімічних речовин.

Студенти мають засвоїти основи енергетики хімічних процесів та хімічної кінетики, що дає змогу оцінити можливість перебігу конкретної хімічної реакції, її тепловий ефект та швидкість, а також дібрати оптимальні умови для її здійснення (тиск, температура, концентрація речовин, що реагують).

Особливістю цього навчального посібника є і те, що у ньому докладно розглянуто основи теорії корозії металів і металевих сплавів та методи захисту від корозії – явища, що завдають підприємствам значних збитків.

Таким чином, засвоєння курсу загальної та неорганічної хімії певною мірою сприятиме формуванню інженера – фахівця, який буде працювати у будівельній галузі нашої країни.

1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ

1.1. Теоретичні відомості. Основні закони хімії

Усі речовини складаються з атомів хімічних елементів.

Атом – найменша електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його властивості.

Хімічний елемент – вид атомів, що характеризується однаковим зарядом ядра.

Відносна атомна маса елемента (A_r) – це відношення маси атома елемента (m_a) до маси 1 а.о.м. ($m_{a.o.m.}$). У періодичній системі наведено відносні атомні маси елементів, наприклад:

$$A_r(\text{Fe}) = 55,84 \text{ а.о.м.}; \quad A_r(\text{N}) = 14 \text{ а.о.м.}$$

Молекула – найменша електронейтральна частинка простої або складної речовини, здатна існувати самостійно й зберігати хімічні властивості цієї речовини.

Проста речовина – одна з форм існування хімічного елемента, а її молекула складається з атомів одного елемента.

Складні речовини утворюються з атомів різних елементів. Наприклад, молекула калій нітрату KNO_3 містить атоми Калію, Нітрогену й Оксигену.

Відносною молекулярною масою хімічної сполуки (M_r) є відношення маси однієї молекули цієї сполуки m_M в грамах до маси 1 а.о.м.

Моль – це така кількість речовини, що містить стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Маса одного моля речовини називається молярною масою (M) і виражається в г/моль.

Молярна маса кількісно дорівнює відносній атомній або молекулярній масі.

Часто для виконання стехіометричних розрахунків потрібно знати масу декількох молей або, навпаки, знайти кількість речовини, яка міститься в певній її масі. Кількість речовини $n(x)$ знаходять з відношення маси $m(x)$ цієї речовини до її молярної маси $M(x)$, тобто

$$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)} .$$

В одному молі сполуки міститься певна кількість молів атомів елементів. Наприклад, в одному молі магній хлориду MgCl_2 наявні один моль атомів Магнію і два молі атомів Хлору.

За хімічною формулою речовини можна визначити *масову частку атомів* певного елемента, наявного в її складі. Під *масовою часткою атомів* елемента $\omega(x)$ в речовині ($xу$) розуміють відношення відносної атомної маси цього елемента A_r до молекулярної маси молекули речовини $M_r(xу)$ відповідно до кількості атомів. Цей показник виражається у частинах одиниці або у відсотках, а саме:

$$\omega(x) = \frac{A_r(x)}{M_r(xу)} \cdot 100, \%$$

У багатьох стехіометричних розрахунках використовують поняття еквівалента і молярної маси еквівалента елемента або хімічної сполуки.

Еквівалентом простої речовини (сполуки) слід вважати таку кількість його маси, яка може приєднувати або заміщувати одну частину (точніше 1,008 частини) маси гідрогену або вісім частин маси оксигену. Згідно із законом еквівалентів елементи й речовини взаємодіють між собою у кількостях, прямо пропорційних їх хімічним еквівалентам.

Еквіваленти простих речовин і сполук не завжди мають постійні значення. Залежно від природи сполуки та процесу, що відбувається, їх значення можуть бути різними. Наприклад, еквівалент, визначений для мангану з MnO , дорівнює 27,47, з MnO_2 – 13,73, з Mn_2O_3 – 18,31; для заліза з $FeCl_2$ – 27,92, з $FeCl_3$ – 18,45; для сульфатної кислоти з реакцій ступінчастої нейтралізації – 98 і 49; для калій перманганату з реакцій його взаємодії з відновниками у різному середовищі – 158; 31,6 та інші. Якщо у простій або складній речовини є декілька значень еквівалентів, то вони співвідносяться між собою як невеличкі цілі числа.

Для визначення еквівалентів найчастіше використовують об'ємний метод (метод витіснення), прямий та аналітичний.

1.2. Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Визначити молярну масу еквівалента нітрогену і сульфуру в таких сполуках: N_2O , NO , N_2O_3 і H_2S , SO_2 , SO_3 .

Розв'язання. Молярні маси еквівалентів простих і складних речовин визначають за формулою

$$E = \frac{M}{Z},$$

де M – молярна маса елемента або сполуки;

Z – число еквівалентності (для елемента воно дорівнює його валентності; для кислоти – основності; для основи – кислотності; для солі – добутку валентності металу на кількість атомів металу; для окисника – кількості приєднаних електронів; для відновника – кількості втрачених електронів).

Відповідно молярна маса еквівалента нітрогену в таких сполуках, як N_2O , NO та N_2O_3 , дорівнює:

$$E_{N_2O} = \frac{14}{1} = 14 \text{ г/моль};$$

$$E_{NO} = \frac{14}{2} = 7 \text{ г/моль};$$

$$E_{N_2O_3} = \frac{14}{3} = 4,67 \text{ г/моль}.$$

Молярна маса еквівалента сульфуру в сполуках H_2S , SO_2 та SO_3 дорівнює: $E_{H_2S} = \frac{32}{2} = 16 \text{ г/моль}$; $E_{SO_2} = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль}$ та

$$E_{SO_3} = \frac{32}{6} = 6 \text{ г/моль}.$$

Приклад 2. Визначити молярну масу еквівалента сполук H_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Розв'язання. Знаючи, що число еквівалентності ортофосфатної кислоти дорівнює трьом, гідроксиду магнію – двом і сульфату алюмінію – шести, розрахунки виконуємо за раніше наведеною формулою:

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль},$$

$$E_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = \frac{58,3}{2} = 29,2 \text{ г/моль},$$

$$E_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г/моль}.$$

Приклад 3. Для відновлення 7,09 г оксиду двовалентного металу потрібно 2,24 л водню (умови нормальні). Визначити масу еквівалента металу та відносну атомну масу металу.

Розв'язання. Згідно з законом еквівалентів маси (об'єми) речовин m_1 та m_2 , що реагують, пропорційні їхнім еквівалентним масам (об'ємам):

$$\frac{m_1}{E_1} = \frac{m_2}{E_2}, \text{ тобто } \frac{m_{\text{MeO}}}{E_{\text{MeO}}} = \frac{m_{\text{H}_2}}{E_{\text{H}_2}}.$$

Якщо одна з речовин перебуває в газоподібному стані, то, як виняток, її кількість вимірюється в об'ємних одиницях.

У формулі, наведеній раніше, $\frac{m_{\text{H}_2}}{E_{\text{H}_2}}$ замінюємо на відношення

$\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{E(\text{H}_2)}}$, де V_{H_2} – об'єм водню; $V_{E(\text{H}_2)}$ – еквівалентний об'єм водню, який

дорівнює 11,2 л.

Тепер знаходимо молярну масу еквівалента оксиду металу:

$$\frac{7,09}{E_{\text{MeO}}} = \frac{2,24}{11,2}; E_{\text{MeO}} = \frac{7,09 \cdot 11,2}{2,24} = 35,45 \text{ г/моль}.$$

Потрібно знати, що молярна маса еквівалента складної речовини дорівнює сумі молярних мас еквівалентів її складових:

$$E_{\text{MeO}} = E_{\text{Me}} + E_{\text{O}_2}, \text{ звідки } E_{\text{Me}} = E_{\text{MeO}} - E_{\text{O}_2} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль}.$$

Приклад 4. З 3,385 г нітрату ртуті добуто 1,60 г гідроксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу.

Розв'язання. Розв'язуючи цю задачу, слід пам'ятати:

а) молярна маса еквівалента гідроксиду дорівнює сумі молярних мас еквівалентів металу і гідроксидної групи;

б) молярна маса еквівалента солі складається з суми молярних мас еквівалентів металу і кислотного залишку.

Виходячи з цього, запишемо:

$$\frac{3,85}{1,60} = \frac{E_{Me} + E_{NO_3^-}}{E_{Me} + E_{OH^-}}; \quad \frac{3,85}{1,60} = \frac{E_{Me} + 62}{E_{Me} + 17}; \quad E_{Me} = 15 \text{ г/моль.}$$

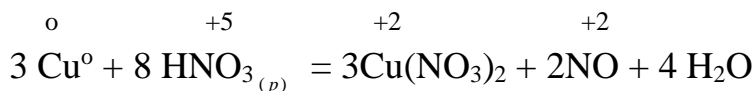
Приклад 5. Скільки металу, молярна маса еквівалента якого дорівнює 12,16 г/моль, взаємодіє з 310 см³ кисню (н.у.)?

Розв'язання. Молярна маса кисню (32 г/моль) за н.у. займає об'єм еквівалентної маси кисню (8 г/моль) $22,4 : 4 = 5,6 \text{ л} = 5600 \text{ мл}$.

Відповідно до закону $\frac{m_{Me}}{E_{Me}} = \frac{V_{O_2}}{V_{E(O_2)}}$ або $\frac{m_{Me}}{12,16} = \frac{310}{5600}$,

звідки $m_{Me} = 12,16 \frac{310}{5600} = 0,673 \text{ г}$.

Приклад 6. Визначити молярну масу еквівалента окисника і відновника в окисно-відновній реакції взаємодії купрум(II) з розведеною нітратною кислотою.



Розв'язання. Атом купрум(II), втрачаючи електрони (відновник), набуває ступінь окиснення +2.

Виходячи з цього, молярна маса еквівалента купрум(II) становить:

$$E_{Cu} = \frac{M_{Cu}}{2} = \frac{63,55}{2} = 31,78 \text{ г/моль,}$$

де M_{Cu} – молярна маса купрум(II);

2 – кількість втрачених відновником електронів.

Молярна маса еквівалента окисника (HNO_3) відповідно становитиме:

$$E_{HNO_3} = \frac{M_{HNO_3}}{3} = 21 \text{ г/моль,}$$

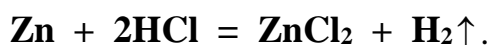
де M_{HNO_3} – молярна маса нітратної кислоти;

3 – кількість приєднаних окисником електронів.

1.3. Лабораторна робота

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

Основою методу визначення молярної маси еквівалента металу є реакція розчинення металу в кислоті і вимірювання об'єму водню, що виділився, наприклад:



Збирають лабораторну установку, схему якої зображено на рис. 1.

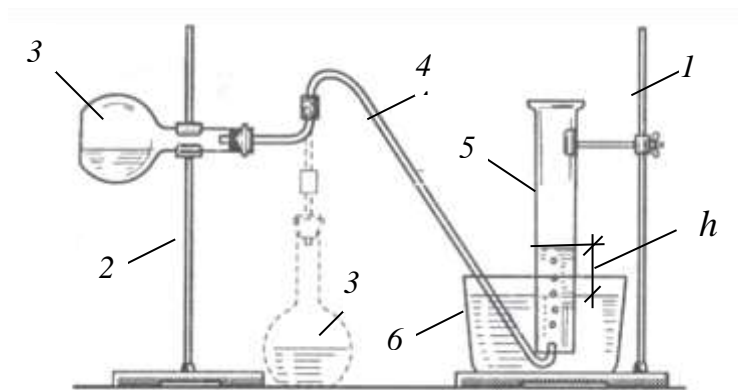


Рис. 1. Пристрій для визначення молярної маси еквівалента цинку

Молярну масу еквівалента металу (в цьому випадку – цинку) знаходять за кількістю витисненого водню у такій послідовності:

1. У кристалізатор 6 наливають до половини об'єму воду кімнатної температури. Циліндр 5 місткістю 250 мл заповнюють водою вщерть, а потім надлишок води зрізають папером або скляною пластиною так, щоб у циліндр не потрапило повітря. Притримуючи папір, циліндр перевертають, занурюють у воду кристалізатора й фіксують його за допомогою штатива 1.

2. Перевіряють герметичність колби 3 із відвідною трубкою 4. Для цього кінець відвідної трубки занурюють у воду, а повітря в колбі нагрівають руками. Якщо при цьому у воду проходять бульбашки повітря, система герметична.

3. Відвідну трубку 4 підводять під циліндр 5 і придавлюють її. Кислоту **HCl** вливають через воронку в колбу, намагаючись не замочити горло колби, куди кладуть шматок металу **Zn** (колба в нахиленому

стані). Змочують водою пробку з відводною трубкою й ретельно (дуже важливо) закривають колбу.

4. Колбу ставлять вертикально, і метал падає в кислоту. Водень, що виділяється, збирається в циліндрі, витискуючи воду.

5. Коли водень перестав виділятися, відмічають його нижню межу в циліндрі. Вимірюють висоту h – за різницею рівнів води в циліндрі й кристалізаторі.

6. Прилад розбирають. У циліндр наливають води за об'ємом стільки, скільки було водню. Потім об'єм води визначають мірним циліндром. Так знаходять об'єм одержаного водню.

Розрахунки

m – маса металу, г;

v – об'єм водню, мл;

t – температура, °С;

p – атмосферний тиск, кПа;

P_{H_2O} – тиск насичених парів води, кПа (дод.1);

h – висота водяного стовпа, мм

1. Розраховують парціальний тиск водню в циліндрі:

$$P_{H_2} = p_{\text{атм}} - P_{H_2O} - \frac{h \cdot 133,3}{13,6 \cdot 1000} \cdot \text{кПа}$$

13,6 – густина ртуті, г/см³;

133,3 – перевідний коефіцієнт мм/рт. ст. в Па.

2. Об'єм водню, що виділився, приводять до нормальних умов:

$$V_0 = \frac{VP_{H_2}T_0}{P_0(273+t)}$$

3. Молярну масу еквівалента металу розраховують за формулою, що випливає із закону еквівалентів:

$$E_{Me} = \frac{m \cdot 11200}{V_0(H_2)},$$

де 11200 мл – молярний об'єм еквівалента гідрогену за нормальних умов.

4. Розраховують відносну похибку досліду, % :

$$n = \pm \frac{E_{\text{експ.}} - E_{\text{теор.}}}{E_{\text{теор.}}} \cdot 100\%.$$

Запитання для самоконтролю

1. Що називають хімічним еквівалентом? Наведіть закон еквівалентів, його математичну формулу.

2. Як визначити молярні маси еквівалентів атомів елементів, оксидів, кислот, основ, солей? Наведіть приклади.

3. Оксид тривалентного елемента містить 33,6% кисню. Визначте молярну масу еквівалента елемента, його оксиду і молярну масу елемента.

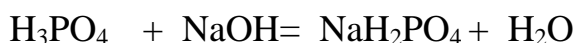
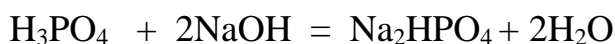
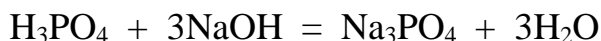
4. Визначте молярну масу еквівалента сульфуру в сполуках: Na_2S , CS_2 , Al_2S_3 , SO_3 , SO_2 .

5. Унаслідок дії хлоргідрогенної кислоти на цинк утворилося 4,48 г Гідрогену (н.у.). Скільки грамів цинку прореагувало?

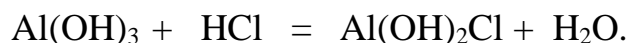
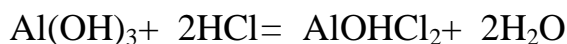
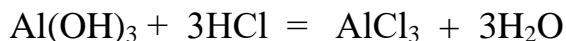
6. Унаслідок згорання кальцію масою 0,5 г утворюється його оксид масою 0,7 г. Визначте еквівалентну масу і валентність кальцію.

7. Визначте молярну масу еквівалента:

а) ортофосфорної кислоти в реакціях:



б) гідроксиду алюмінію в реакціях:



8. Газ масою 0,824 г (за н.у.) займає об'єм 0,26 л. Визначте відносну молекулярну масу газу.

9. Визначте об'єм кисню масою 8 г.

10. За якої температури 2 л кисню будуть мати масу 1 г, якщо тиск 101,325 кПа?

2. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

2.1. Теоретичні відомості

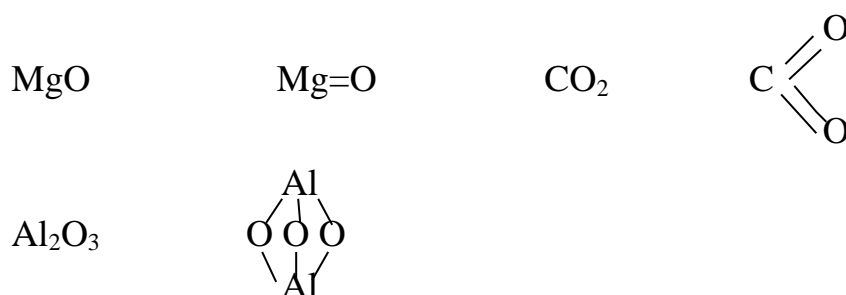
Усі неорганічні речовини за складом поділяються на прості й складні. Прості речовини (їх понад чотириста) складаються з атомів одного виду, складні – із атомів різних елементів, різного виду. Складних неорганічних сполук в природі набагато більше, їх налічується близько 300 тис.

Найважливіші класи неорганічних сполук – **оксиди, основи (гідроксиди), кислоти й солі.**

Оксиди

Оксидами називають сполуки елемента з киснем в ступені окиснення – 2. Формула оксиду в загальному вигляді: E_xO_y , де E – хімічний елемент, O – кисень в ступені окиснення – 2; x і y – індекси, що вказують, скільки атомів елемента й кисню входить до складу молекули оксиду.

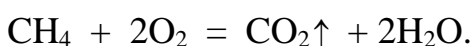
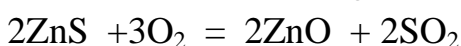
В оксидах атоми кисню сполучені тільки з атомами елементів і не зв'язані між собою. **Графічне зображення формул оксидів:**



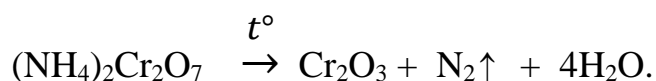
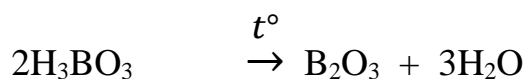
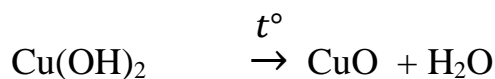
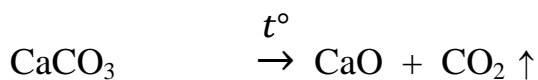
Номенклатура оксидів. Назва бінарної сполуки складається з назви більш електровід'ємного елемента, до якого додається закінчення – **ид**, і наступної за ним назви менш електровід'ємного елемента.

Способи одержання оксидів

1. Безпосередня взаємодія речовин:



2. Розкладання складних сполук:



Властивості оксидів. Хімічні властивості оксидів визначаються тільки природою елемента. Властивості кисню в усіх оксидах залишаються незмінними.

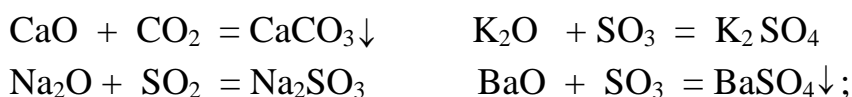
За властивостями **оксиди** поділяються на **основні, кислотні й амфотерні**.

Основні оксиди – це оксиди металів невисокого ступеня окиснення, наприклад: Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , CaO , SbO , BaO , FeO , MnO .

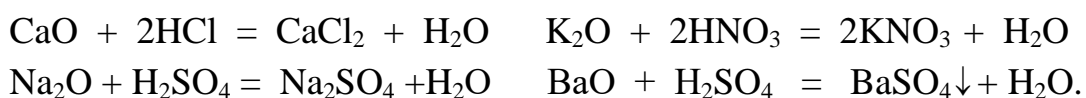
Вони утворюють з водою *гідроксиди*:



з кислотними оксидами – солі :

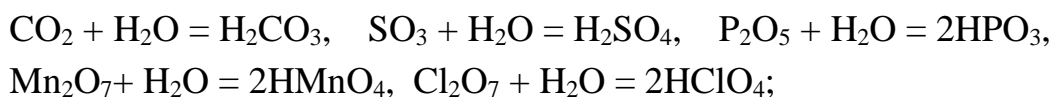


з кислотою – сіль і воду:



Кислотні оксиди – це оксиди неметалів і оксиди металів з вищого ступеня окиснення, наприклад, CO_2 , SO_2 , SO_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , N_2O_3 , N_2O_5 , V_2O_3 , CrO_3 , Mn_2O_7 , Cl_2O_7 .

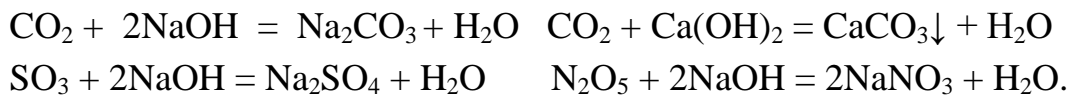
Вони утворюють з водою *відповідні кислоти*:



з основними оксидами - солі:



з основами - сіль і воду :



Амфотерні оксиди – оксиди металів, що утворюють солі внаслідок взаємодії і з кислотами (кислотними оксидами), і з основами (основними оксидами). Їм притаманні властивості основних і кислотних оксидів, наприклад:



При цьому утворюються сіль і вода.

Гідроксиди

Гідроксидами називають сполуки, що складаються, як правило, з атома металу та іонів OH^- . Наприклад, NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 . OH^- – це гідроксид-іон, заряд якого дорівнює -1 . Кількість гідроксид-іонів в основі визначається ступенем окиснення металу. В загальному вигляді формулу основи записують так: Me(OH)_x , де Me – метал, x – індекс, що вказує, скільки іонів OH^- міститься в основі ($x = 1, 2, 3 \dots$).

Основи класифікують за їх розчинністю у воді й за силою, як електроліти. За розчинністю **основи поділяють на розчинні, або луги, нерозчинні та малорозчинні**. Найважливіші луги – це гідроксид натрію NaOH , гідроксид калію KOH і гідроксид кальцію Ca(OH)_2 . За силою, як електроліти, основи поділяють на сильні, слабкі і середньої сили залежно від ступеня дисоціації.

Номенклатура основ. Назва основи складається зі слова «гідроксид» і назви металу. Наприклад: KOH – гідроксид калію;

NaOH – гідроксид натрію; Ba(OH)_2 – гідроксид барію;

La(OH)_3 – гідроксид лантану; Th(OH)_4 – гідроксид торію.

Якщо метал утворює кілька гідроксидів, вказують ступінь його окиснення римською цифрою в дужках, наприклад:

Fe(OH)_2 – гідроксид феруму (II); Fe(OH)_3 – гідроксид феруму (III);

Bi(OH)_3 – гідроксид бісмуту (III).

Кількість гідроксильних груп в молекулі основи визначає її кислотність:

NaOH , KOH , NH_4OH – однокислотні основи;

Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 – двокислотні основи;

La(OH)_3 , Bi(OH)_3 , Al(OH)_3 – трикислотні основи;

Ti(OH)_4 – чотирикислотна основа.

Властивості основ. Основи взаємодіють з кислотами, утворюючи сіль та воду, наприклад:

$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

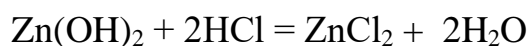
$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Основи забарвлюють лакмусовий папір в синій колір, фенолфталеїн – в малиновий; на дотик вони мильні.

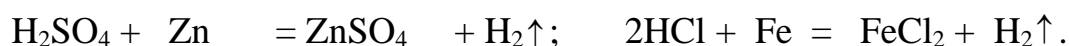
Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди взаємодіють як з кислотами, так і з основами, утворюючи солі, наприклад:



Кислоти

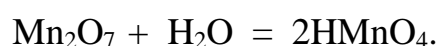
Кислотами називаються сполуки, у складі яких є атоми гідрогену, здатні замінюватися атомами металу. При цьому утворюються солі і виділяється вільний водень, наприклад:



Класифікація кислот. За хімічним складом розрізняють кислоти **безкисневі і кисневмісні.**

Безкисневі кислоти: HF, HCl, HBr, HI, HSCN, H₂S та ін.

Кисневмісні кислоти – це гідрати (продукти сполук з водою) оксидів неметалів, а також деяких металів у вищих ступенях окиснення (+5, +6, +7), наприклад:



Кількість атомів гідрогену кислоти, здатних замінюватися атомами металу, утворюючи солі, визначають основність кислоти.

Одноосновні кислоти – HCl, HBr, HI, HF, HNO₃, CH₃COOH, HMnO₄;

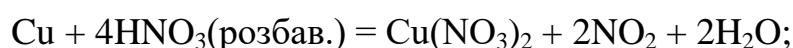
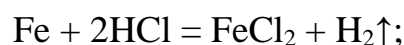
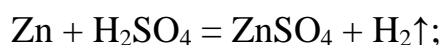
двоосновні – H₂S, H₂CO₃, H₂SiO₃, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂MnO₄, H₂CrO₄;

триосновні – H₃PO₄, H₃AsO₄, H₃BO₃, H₃SbO₄.

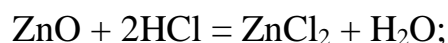
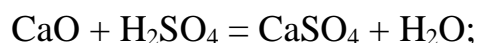
Негативно заряджені групи атомів чи поодинокі атоми (негативні іони), які залишаються після відокремлення від молекули кислоти одного чи кількох атомів гідрогену, називаються кислотними залишками. Негативний заряд кислотного залишку визначається кількістю відокремлених атомів гідрогену.

Властивості кислот

1) Взаємодіють з багатьма металами:



2) внаслідок їх взаємодії з основними й амфотерними оксидами утворюються сіль і вода:



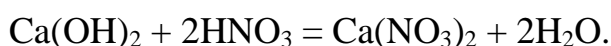
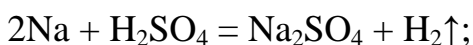
3) внаслідок взаємодії з основами утворюються сіль і вода:
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Солі

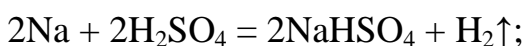
Сіллю називається продукт заміщення атомів гідрогену в кислоті на атом металу чи іон NH_4^+ або гідроксидної групи гідроксиду на кислотні залишки.

Класифікація солей. Розрізняють солі *середні (нормальні), кислі, основні, подвійні, комплексні і змішані*.

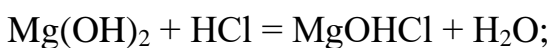
Середня сіль – продукт повного заміщення атомів гідрогену в кислоті на метал чи гідроксидної групи гідроксиду на кислотні залишки:



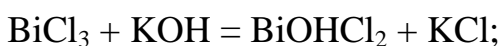
Кисла сіль – продукт неповного заміщення атомів гідрогену багатоосновної кислоти на метал:



Основна сіль – продукт неповного заміщення гідроксидних груп гідроксиду кислотними залишками:



MgOHCl (основна сіль – гідроксохлорид магнію);



BiOHCl_2 (основна сіль – гідроксохлорид вісмуту III);

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ (основна сіль – дигідроксохлорид алюмінію).

Подвійна сіль утворюється, якщо атоми гідрогену в кислоті заміщуються атомами різних металів або гідроксидні групи основ – однаковими кислотними залишками:

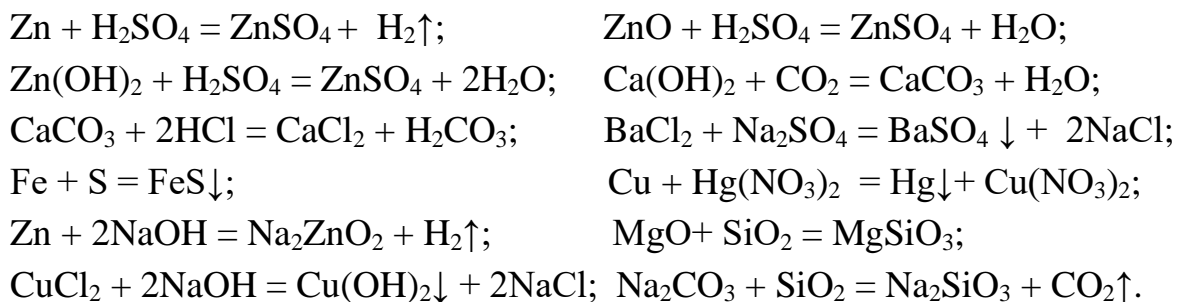


$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – подвійна сіль – сульфат калію і алюмінію.

Змішаною є сіль CaClOCl , або CaOCl_2 , – кальцієва сіль хлоридної HCl й гіпохлоритної HClO кислот.

Комплексні солі – це сполуки, до складу яких входять комплексні іони. Наприклад, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, до складу її входять іон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Приклади методів отримання солей:



2.2. Лабораторна робота **КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

Дослід 1. Одержання основного оксиду і гідроксиду

Тигельними щипцями беруть шматочок крейди і пропалюють його в полум'ї пальника 5-7 хвилин. Поміщають пропалену крейду у порцелянову чашку і змочують кількома краплями води. Додають дві краплі фенолфталеїну. Що при цьому спостерігається?

Складіть рівняння реакцій розкладання крейди і гідратації одержаного оксиду кальцію. Який характер мають одержані сполуки?

Дослід 2. Одержання нерозчинних у воді основ

У три пробірки наливають по 2 мл розчинів солей магнію, ніколу і феруму (II). У кожну пробірку додають розчин NaOH до утворення осаду. Розділяють його на дві частини і випробовують розчинення осадів дією кислоти і надлишку лугу.

Сформулюйте висновок про хімічний характер одержаних гідроксидів. Складіть рівняння реакцій утворення осадів та їх розчинення в кислоті.

Дослід 3. Одержання й властивості амфотерних гідроксидів

У три пробірки наливають по 2 мл розчинів сульфату алюмінію, хлориду хрому (III) та сульфату цинку. В кожну з них краплями додають розчин NaOH до утворення значних осадів. Кожний осад переносять у дві пробірки. В одну додають розчин кислоти, в іншу – розчин лугу до повного розчинення гідроксидів.

До якого типу належать одержані в пробірках гідроксиди? Складіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Одержання солей та їх властивості

1. У пробірку поміщають шматок крейди (0,5 г) і для його розчинення приливають розчин хлоридної кислоти.

Який газ виділяється при цьому? Складіть рівняння реакції.

2. У дві пробірки наливають по 1 мл розчину сульфату нікелю, в одну з них додають розчин лугу, в іншу – розчин хлориду барію до утворення осадів.

Складіть рівняння реакцій.

3. У пробірку наливають 3 мл вапняної води Ca(OH)_2 і пропускають вуглекислий газ до утворення осадів, а потім до його розчинення.

Складіть рівняння реакцій.

Одержаний розчин кислої солі (гідрокарбоната кальцію) ділять на дві частини. До однієї додають вапняної води до випадіння осаду, другу частину нагрівають до кипіння.

Складіть рівняння реакцій.

Запитання для самоконтролю

1. Наведіть класифікацію оксидів, кислот, основ, солей (запишіть по два приклади).

2. Які з наведених сполук взаємодіють між собою: NaOH , Zn(OH)_2 , Cr(OH)_3 , H_2SO_4 ? Запишіть рівняння реакцій.

3. Яким чином одержують кислі та основні солі? Наведіть основні способи отримання.

4. Як змінюється хімічний характер оксидів вищої валентності елементів III-го періоду періодичної системи?

5. Назвіть хімічний характер таких оксидів: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 , Cl_2O_7 , MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 , CO , ZnO , N_2O_5 .

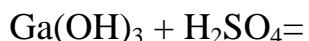
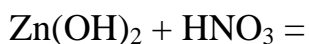
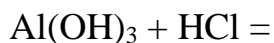
6. Назвіть за міжнародною номенклатурою такі сполуки: CO , CO_2 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , HPO_2 , H_3PO_4 , NaH_2PO_4 , Ca(OH)_2 , $\text{Al(NO}_3)_3$, $\text{AlOH(NO}_3)_2$.

7. Наведіть графічні формули таких сполук: K_2O , CrO_3 , Al(OH)_3 , HNO_3 , H_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, AlOHCl_2 , Na_2HPO_4 .

8. Які хімічні елементи утворюють амфотерні оксиди й амфотерні гідроксиди?

9. У які реакції можуть вступати несолетвірні оксиди?

10. Утворіть основні солі внаслідок взаємодії таких речовин:



3. БУДОВА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ

3.1. Теоретичні відомості

У першій половині ХХ ст. закладено основи нової науки – квантової механіки, завданням якої стало вивчення руху і взаємодії об'єктів мікросвіту: фотонів, електронів, атомів, молекул. Квантова механіка ґрунтується на таких принципах:

- 1) квантування енергії Планка;
- 2) подвійність властивостей (корпускулярно-хвильовий дуалізм) рушійних об'єктів де Бройля;
- 3) невизначеність Гейзенберга;
- 4) хвильове рівняння Шредингера.

Розв'язати рівняння Шредингера – це знайти значення функції ψ , квадрат якої є ймовірністю перебування електрона у певній точці атомного простору, а $\psi^2 \Delta V$ – ймовірність перебування електрона в елементарному об'ємі ΔV .

Для опису положення електрона в атомі в квантовій механіці застосовують уявлення про електронну хмару, густина відповідних ділянок якої пропорційна ймовірності перебування там електрона. Електрон ніби «розмазаний» навколо ядра по сфері певного радіуса.

Максимальна електронна густина є відповідною найбільшій ймовірності перебування електрона, тобто визначається величиною ψ^2 .

Простір навколо ядра, в якому перебування електрона є найбільш ймовірним, називається орбіталлю. За допомогою трьох квантових чисел: n – головного, l – орбітального (побічного), m – магнітного, значення яких впливає із розв'язання рівняння Шредингера, можна вказати найбільш ймовірну «адресу» перебування електрона в атомі, тобто описати його орбіталь.

Головне квантове число характеризує загальну енергію електрона і розмір електронної хмари. Для атома в нормальному стані n набуває значень цілих чисел від 1 до 7. Для атома у

збудженому стані n може набирати значення від одиниці до нескінченності. Електрони, які характеризуються одним і тим самим значенням n , об'єднують в один енергетичний рівень. Для позначення енергетичних рівнів атома, відповідних різним значенням n , використовують латинські літери.

Головне квантове число...	1	2	3	4	5	6	7.
Енергетичний рівень...	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>S</i> .

Електрони, що перебувають на одному і тому самому енергетичному рівні, можуть відрізнитись один від одного за енергією зв'язку з ядром тому, що вони екрануються від ядра електронами, які розміщені найближче до ядра.

Квантове число, яке характеризує різну енергію електронів одного рівня, називається побічним (орбітальним або азимутальним) квантовим числом (l). Електрони, що характеризуються одним й тим самим значенням l , об'єднуються в один енергетичний підрівень. Орбітальне (побічне) квантове число l набуває значень від 0 до $(n - 1)$, тобто всього n значень. Крім цифрових значень, l має і літерні.

Побічне квантове число ...	0	1	2	3	4.
Енергетичний рівень...	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i> .

Орбітальне квантове число характеризує також форму електронної хмари. Якщо $l = 0$, електронна хмара має форму кулі.

Обчислення ймовірності перебування електрона в атомі свідчить, що в першому наближенні електронну хмару можна описати різними об'ємними геометричними фігурами.

Таке уявлення про стан електрона є суто математичним, проте виявляється досить зручним, оскільки передає особливості поведінки електронів в атомах і молекулах. Якщо $l = 1$, електронна хмара має форму об'ємної вісімки, або гантелі, за $l = 2$ – форму схрещених гантелей, якщо $l = 3$ – форма хмари ще більше ускладнюється.

Магнітне квантове число позначають літерою m , воно характеризує орієнтацію електронної хмари в атомному просторі. Наприклад, p -електронна хмара може бути орієнтована в трьох різних напрямках: уздовж осей x , y , z .

Магнітне квантове число набуває значень всіх цілих чисел від (-1) до $+1$, зокрема нуль, тобто всього $2l + 1$ значень. Наприклад, для $l = 2$ m набуває такі значення: $-2, -1, 0, 1, 2$, тобто всього п'ять значень.

Розподіл електронів за енергетичними рівнями і підрівнями називають *електронною конфігурацією*, її описують електронними формулами, у яких великою цифрою вказують значення n – головного квантового числа, потім літерами s, p, d, f – значення l . Угорі над літерою, у вигляді степеня, вказують кількість електронів на підрівні. Наприклад, запис $3p^4$ означає, що на s -підрівні третього енергетичного рівня перебуває чотири електрони.

Енергетичні рівні і підрівні заповнюються електронами згідно з принципом найменшої енергії: кожен електрон в атомі прагне зайняти енергетичний рівень або підрівень з найнижчою енергією, який характеризується найбільшою енергією зв'язку електрона з ядром. Виходячи з принципу найменшої енергії, складемо ряд послідовного збільшення енергії електронів на різних рівнях і підрівнях атомів елементів періодичної системи:

$$s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p.$$

Позначення $2s < 2p$ і т. п. означає, що енергія електрона, який перебуває на $2p$ підрівні, вища, ніж в електрона на $2s$ -підрівні. Тому електрони, відповідно до принципу найменшої енергії, прагнуть зайняти в першу чергу $2s$ -підрівень. Як видно з наведеного ряду, атомні орбіталі заповнюються електронами в порядку послідовності збільшення сум чисел $(n + 1)$ (перше правило Клечковського).

За однакових значень суми чисел $(n + 1)$ атомні орбіталі заповнюються електронами в порядку послідовного зростання головного квантового числа n (друге правило Клечковського).

3.2. Розв'язання типових задач

П р и к л а д 1. Скласти електронну й електронно-графічну формули атомів елементів зі значеннями зарядів атомних ядер 17, 26 і 62. Указати, в яких з наведених елементів повністю або наполовину замкнений енергетичний підрівень, який заповнюється останнім. До якого сімейства – s, p, d, f – належать елементи?

Р о з в ' я з а н н я. У складанні електронних формул атомів елементів можна рекомендувати таку послідовність операцій.

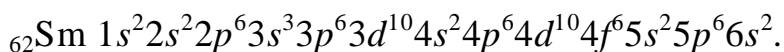
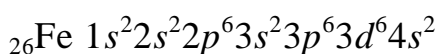
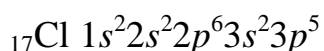
1. Визначимо номери періодів періодичної системи Менделєєва, в яких містяться елементи з порядковими номерами 17,

26 і 62. Елемент з порядковим номером 17 розміщений у третьому періоді, з порядковим номером 26 – у четвертому періоді, а елемент під номером 62 – це лантаноїд, як і лантан, він міститься у шостому періоді.

2. Енергетичні рівні схематично зобразимо у вигляді півдуг, надаючи їм значення головного квантового числа, в порядку віддалення від ядра.

Поділимо кожний рівень на підрівні, кількість яких дорівнює номеру рівня. Позначимо їх літерами s , p , d , f . Розподілимо електрони кожного рівня на підрівні, зважаючи на їхню максимальну ємність (на s – два електрони, на p – шість, на d – 10, на f – 14).

Подамо ці схеми у вигляді електронних формул. Записуючи електронну формулу атома елемента, на початку великою літерою позначимо номери рівнів, послідовно від 1 до 7, а потім послідовно малими літерами позначимо підрівні – s , p , d , f . Праворуч зверху над літерою у вигляді степеня проставимо кількість електронів на підрівні. На основі викладеного електронні формули атомів Хлору, Самарію матимуть такий вигляд:



На зовнішньому рівні в атомі Хлору замкненим буде $3s^2$ -підрівень, у Феруму – $4s^2$, у Самарію – $6s^2$. Напівзамкнених підрівнів не має жоден елемент.

Належність до сімейства s -, p -, d - чи f -елементів визначається підрівнем, що заповнюється останнім. Тому відповідь можна здобути в кінці електронної формули. До того ж відомо, що s -елементи розміщені в головних підгрупах I і II груп періодичної системи Менделєєва, p -елементи – у головних підгрупах III–VIII груп, d -елементи – у побічних підгрупах усіх восьми груп, а f -елементи – це лантаноїди і актиноїди.

Виходячи з того, що заряд атомного ядра дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі, встановлюємо, що перший елемент з порядковим номером 17 – це Хлор, головна підгрупа VII групи, а це означає, що він належить до p -сімейства. Другий елемент з порядковим номером 26 – Ферум, побічна підгрупа VIII групи, тобто d -елемент. Під номером 62 – Самарій – лантаноїд, отже, f -елемент.

Запитання для самоконтролю

1. Запишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 9 і 28. Покажіть розподіл електронів цих атомів по електронних комірках. До якого електронного сімейства належать ці елементи?

2. Запишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 16 і 26. Покажіть розподіл цих атомів по електронних комірках. До якого електронного сімейства належить кожний з цих елементів?

3. Яка найбільша кількість електронів може бути на s-, p-, d- і f-орбіталах? Чому? Запишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 31.

4. Запишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 25 і 34. До якого електронного сімейства належить кожний з цих елементів?

5. Які орбіталі атома заповнюються раніше: 4s чи 3d; 5s чи 4d? Запишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 21.

6. Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше: 4d чи 5s; 6s чи 5p? Чому? Запишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 43.

7. Запишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 14 і 40. Скільки вільних d-орбіталей в атома останнього елемента?

8. Чому фосфор порівняно з азотом і хлор порівняно з фтором мають більші валентні можливості? Поясніть це за допомогою електронно-графічних формул.

9. Які значення можуть набувати квантові числа n , l , m_l , m_s ? Яким значенням вони дорівнюють для зовнішніх електронів атомів літію та кальцію?

10. Скількох і яких значень може набувати магнітне квантове число m_l , якщо орбітальне число $l = 0, 1, 2, 3$? Які елементи в періодичній системі називаються s-, p-, d- і f-елементами? Наведіть приклади.

11. Назвіть елементи, які мають структуру зовнішнього електронного шару: $2s^2 2p^5$, $3s^2 3p^3$, $4s^2 4p^6$. Запишіть повні електронні формули цих елементів.

12. Які з наведених електронних формул, що відображають будову атома деякого елемента, неправильні:

- а) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;
- д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$.

Чому? Для яких атомів електронні формули записані правильно?

13. Чи може бути на якому-небудь підрівні атома p^7 - або d^{12} -електронів? Чому? Складіть електронну формулу атома з порядковим номером 22 і покажіть його валентні електрони.

14. Складіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 32 і 42, зважаючи на те, що в останнього відбувається «провал» електрона. До якого електронного сімейства належить кожний з цих елементів?

15. Значення якого квантового числа визначає кількість s -, p -, d - і f -орбіталей в атомі кобальта?

16. Сформулюйте правило Хунда. Розмістіть шість електронів на енергетичних орбіталях d - і визначте сумарний спін.

17. Назвіть найактивніший метал та неметал. Наведіть повні електронні формули цих елементів.

18. Яких значень набувають квантові числа? Запишіть електронну формулу атома марганцю.

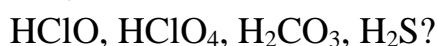
19. Сформулюйте правила, які визначають послідовність заповнення електронами підрівнів. Запишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 17.

20. Скільки енергетичних підрівнів на четвертому рівні? Як їх записують? Запишіть електронну формулу атома ртуті.

21. Визначте сумарний спін електронів для атомів бору, кремнію і хлору. Запишіть електронну формулу атома з порядковим номером 18.

22. Якими значеннями квантових чисел характеризується кожний з $2p$ -електронів?

23. У якому стані – нормальному чи збудженому – перебувають атоми підкреслених у сполуках елементів:



Запишіть електронні формули цих елементів у відповідних станах.

24. Складіть електронні формули атома сульфуру (сірки) в нормальному і збудженому станах та іона S^{4+} .

25. Атоми якого елемента більш активніше взаємодіють з водородом: а) флюору чи хлору; б) натрію чи калію? Чому?

26. Запишіть електронні формули атомів елементів йоду, бору, хлору, карбону, сульфуру і розмістіть їх у порядку збільшення неметалічних властивостей.

27. Атоми яких елементів мають більшу спорідненість до електрона в кожній наведеній парі: а) сульфур і хлор; б) кисень і карбон; в) селен і бром; г) флуор і кисень; д) бром і хлор?

28. Скільки неспарених електронів мають атоми елементів: берилій, нітроген, кремній і хлор? Які розміри їхнього іона порівняно з атомом (більше чи менше)? Відповідь мотивуйте.

29. Що таке спорідненість до електрона? Як вона змінюється в групах, рядах і періодах? Наведіть приклади.

30. Запишіть повну електронну формулу атома хлору та іона Cl^- .

4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. БУДОВА МОЛЕКУЛ І КРИСТАЛІВ

4.1. Теоретичні відомості

Під *хімічним зв'язком* будемо розуміти вид міжчастинкової взаємодії, що зумовлений перекриванням електронних хмар взаємодійних частинок. З двох методів опису хімічного зв'язку для трактування форми простих молекул більш придатним є метод валентних зв'язків (ВЗ). Для визначення геометрії частинки (молекули або іона) типу AB_n використовують уявлення про гібридизацію атомних орбіталей (АО) центрального атома А. Під центральним атомом розуміють той, що утворює у частинці найбільшу кількість зв'язків. Як правило (але не завжди), такий атом має найбільший за модулем ступінь окиснення, або за однакової з атомами, що його оточують, кількості зв'язків більшу кількість валентних електронів. Так, у C_2H_2 центральним атомом є атом карбону, який має чотири валентних електрони, тоді як у водороду такий електрон усього один. Слід розуміти, що гібридизація не є реальним фізичним процесом, а використовується лише як ефективний та простий засіб визначення геометрії хімічної частинки.

У будь-якій молекулі AB_n завжди є n зв'язків σ -типу. Ковалентний зв'язок спрямований у бік максимального перекриття електронних

хмар атомів, що взаємодіють. За спрямованістю розпізнають σ -, π - та δ -зв'язки. Якщо підвищення електронної густини спостерігається уздовж осі, що проходить крізь ядра атомів, то зв'язок належить до σ -типу. Коли електронна густина зв'язку концентрується над та під цією лінією, то зв'язок належить до π -типу, тоді як δ -зв'язок утворюється в разі перекривання у площині, перпендикулярній лінії зв'язку. Є певний зв'язок між симетрією електронної хмари та типом зв'язку, що утворюється внаслідок гібридизації n АО центрального атома. Гібридизовані орбіталі беруть участь в утворенні σ -зв'язків. Визначивши тип гібридизації центрального атома, можна вказати форму частинки, бо кожному типу гібридизації властива певна геометрія розміщення атомів у частинці (рис. 4.1).

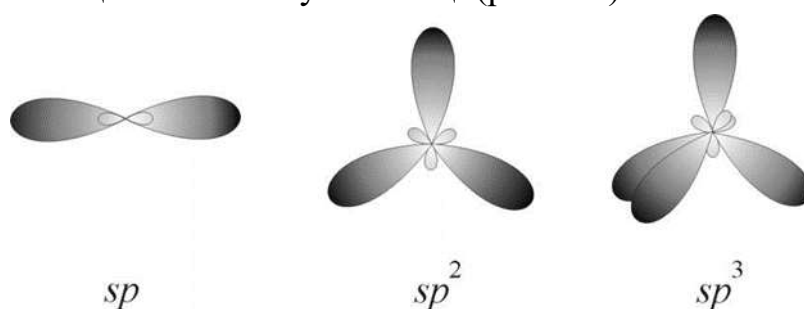


Рис. 4.1. Розміщення у просторі гібридизованих АО центрального атома

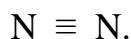
Хімічний зв'язок називається **іонним**, або **ковалентним** (полярним або неполярним), залежно від положення електронної хмари, утвореної поділеною парою, відносно об'єднаних атомів. Електронна хмара зміщується в бік атома, котрий має більше значення електронегативності (ϵ).

Ковалентний неполярний зв'язок означає, що електронна хмара неподіленої пари однаково належить обом атомам, а **ковалентний полярний** зв'язок – що вона частково зміщена в бік більш електронегативного атома, тоді як за **іонного** зв'язку таке зміщення є повним. Унаслідок цього атом А втрачає електрон і перетворюється на позитивно заряджений іон, натомість атом В приєднує електрон, ставши негативно зарядженим іоном.

Донорно-акцепторний і водневий зв'язки відрізняються від вже розглянутих типів хімічного зв'язку способом утворення поділеної пари електронів. У разі їхнього виникнення поділена пара електронів надходить на зв'язок у готовому вигляді за допомогою одного з об'єднувальних атомів (донора). Другий атом (акцептор) приймає цю пару електронів на свої вільні орбіталі. Різниця між донорно-

Як бачимо, на цьому рівні налічується п'ять електронів, з них три неспарених. Для зв'язку Нітроген дає три електрони, завдяки цьому утворюються три поділені пари електронів.

Ковалентний зв'язок, утворений однією парою електронів, називається *одинарним*, двома або трьома парами електронів – кратним (*подвійним, потрійним*). Складаючи структурні формули, кожену поділену пару позначаємо рисою, наприклад, таким чином в молекулі N₂ позначаємо потрійний зв'язок:



Отже, в структурних формулах кожна риска позначає одиничний зв'язок (поділену пару електронів).

4.2. Розв'язання типових задач

Приклад 1. Як метод валентних зв'язків пояснює лінійну будову молекули CaF₂? Чи є полярним зв'язок у молекулі та сама молекула? Чому?

Розв'язання. Кальцій у нормальному стані не має неспарених електронів, проте у сполуці CaF₂ він виявляє валентність, яка дорівнює двом. Це можна пояснити тим, що в процесі утворення хімічного зв'язку атом кальцію переходить у збуджений стан і валентними стають 4s¹- та 4p¹-електрони. Зв'язки атома кальцію у збудженому стані з атомом фтору характеризуються однаковою енергією та довжиною. Це пояснюється тим, що в утворенні зв'язків беруть участь s- та p- електрони, які перебувають не у чистому, а в гібридному (змішаному) стані. Гібридизація призводить до зменшення вільної енергії системи, тобто до зміцнення зв'язку. Кількість гібридних орбіталей є відповідною кількості неспарених валентних електронів. Гібридизація однієї s- та однієї p-орбіталі призводить до появи двох sp-орбіталей (sp-гібридизації). Кут між цими двома гібридними орбіталями дорівнює 180°, молекула має лінійну форму. Обидва зв'язки Ca – F є рівноцінними.

Оскільки електронегативність фтору набагато більша, ніж електронегативність кальцію, зв'язок Ca – F є полярним, а сумарний дипольний момент молекули дорівнює нулю, тобто молекула не полярна.

Запитання для самоконтролю

1. Який хімічний зв'язок називається ковалентним? Чим пояснюється направленість ковалентного зв'язку? Як метод валентних зв'язків (ВЗ) пояснює будову молекули води?
2. У яких випадках утворюються речовини з іонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками? Наведіть приклади.
3. Який спосіб утворення ковалентного зв'язку називається донорно-акцепторним? Які хімічні зв'язки є в іонах NH_4^+ і BF_4^- ? Укажіть донор і акцептор.
4. Який ковалентний зв'язок називається σ -зв'язком, який π -зв'язком? Поясніть на прикладі.
5. Розподіліть електрони атома сульфуру в електронних комірках. Скільки неспарених електронів мають його атоми в нормальному і збудженому стані? Якою в такому разі буде валентність сульфуру?
6. Що називається дипольним моментом? Які з молекул HCl , HBr і HI мають найбільший дипольний момент? Чому?
7. Які кристалічні структури називають іонними, атомними, молекулярними і металевими? Яку кристалічну структуру мають такі речовини: алмаз, хлорид натрію, діоксид вуглецю, цинк?
8. Складіть електронні схеми будови молекул F_2 , H_2S , CCl_4 . В яких молекулах ковалентний зв'язок є полярним?
9. Чим відрізняється структура кристалів NaCl від структури натрію? Який зв'язок виникає в цих кристалах?
10. Який зв'язок називається водневим? В яких випадках він виникає? Чим пояснити, що H_2O і HF плавляться і киплять за більш високої температури, ніж їхні аналоги (HCl , HBr , HI)?
11. Який хімічний зв'язок називається іонним? Поясніть механізм його утворення. Які властивості іонного зв'язку відрізняють його від ковалентного? Наведіть два приклади типових іонних сполук.
12. Складіть електронні формули атомів і наведіть схеми перекивання атомних орбіталей у молекулах Cl_2 , HF , H_2O , N_2 .
13. Що розуміють під ступенем окиснення? Визначте ступінь окиснення атома вуглецю в сполуках CH_4 , CH_3OH , HCOOH , CO_2 .

14. Які кристалічні структури називають іонними, атомними, молекулярними і металевими? Кристали яких речовин: алмаз, хлорид кальцію, діоксид вуглецю, цинк мають такі структури?

15. Чому сульфур не може мати валентність, рівну одиниці?

16. Наведіть характеристику іонного і ковалентного зв'язків. Поясніть їхню природу.

17. Опишіть sp -гібридизацію атомних орбіталей. Наведіть приклади молекул, утворених внаслідок sp -гібридизації атомних орбіталей.

18. Поясніть утворення ковалентного зв'язку. Наведіть параметри ковалентного зв'язку.

19. Що визначає направленість ковалентного зв'язку? Дайте пояснення σ -, π - і Δ -зв'язку.

20. Як утворюється іонний зв'язок? Охарактеризуйте параметри іонного зв'язку і будову іонних з'єднань.

21. Як виникає металічний зв'язок? Для яких металів цей зв'язок є найбільш характерним?

22. Як утворюється водневий зв'язок? Чому вода має досить високу температуру кипіння?

23. Дайте характеристику видам міжмолекулярної взаємодії. Які види міжмолекулярної взаємодії характеризують речовини CO_2 , H_2O , H_2 ?

24. Опишіть sp^2 -гібридизацію атомних орбіталей. Наведіть приклади молекул, утворених унаслідок sp^2 -гібридизації атомних орбіталей.

25. Опишіть sp^3 -гібридизацію атомних орбіталей. Наведіть приклади молекул, утворених унаслідок sp^3 -гібридизації атомних орбіталей.

26. Дайте характеристику ковалентного зв'язку (неполярного, полярного, донорно-акцепторного).

27. Як зміниться характер хімічного зв'язку в з'єднаннях атомів елементів другого періоду з флуором?

28. Наведіть графічні формули сполук та вкажіть тип хімічного зв'язку в таких сполуках: KOH , NaHCO_3 , H_2O_2 .

29. Складіть електронні формули атомів і наведіть схеми перекривання атомних орбіталей у молекулах CH_4 , BeCl_2 , SiCl_4 , H_2O . В яких з наведених молекул однаковий тип гібридизації атомних орбіталей?

30. Як змінюється характер хімічного зв'язку у сполуках атомів елементів другого періоду з флуором?

5. ЕНЕРГЕТИКА ТА КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

5.1. Теоретичні відомості

Взаємний перехід різних форм енергії у процесах, або енергетику будь-якого процесу, вивчає термодинаміка. Енергетичні зміни у хімічних системах (хімічні реакції, фазові переходи, адсорбція та ін.) вивчає хімічна термодинаміка. У більшості випадків ці зміни супроводжуються виділенням або поглинанням теплоти. У хімії системою називають речовину або сукупність речовин, які відокремлені від зовнішнього середовища.

Класифікація термодинамічних систем:

- відкрита – обмін з зовнішнім середовищем речовиною та енергією є можливим;
- замкнута – із зовнішнім середовищем можливим є обмін тільки енергією;
- ізольована – із зовнішнім середовищем обміну ні енергією, ні речовиною не відбувається.

Під час хімічних реакцій відбувається утворення продуктів реакції і вихідних речовин внаслідок перебудови електронних структур атомів, іонів і молекул, яка приводить до виділення або поглинання теплоти, світла, електричного струму та інших форм енергії.

Реакції, які супроводжуються виділенням теплоти, називаються *екзотермічними*, а реакції, що супроводжуються поглинанням теплоти, – *ендотермічними*.

Фізичні величини, які визначають стан системи, називаються параметрами стану (температура, тиск, об'єм, склад системи, кількість речовини i -го компонента n_i). *Фактори, які характеризують енергетичний стан системи, і зміни, що відбуваються в ній та не залежать від шляху переходу системи з одного стану в інший, називають функціями стану.* До них належать внутрішня енергія (U), ентальпія (H), ентропія (S), ізобарно-ізотермічний потенціал (енергія Гіббса) (G) (дод. 3, 4).

Внутрішня енергія (U) – це сума енергій теплового руху молекул, внутрішньомолекулярної енергії та енергії міжмолекулярної взаємодії без урахування потенціальної та кінетичної енергії системи як цілого. Кількість теплоти (Q), що виділяється або поглинається системою у вигляді теплоти (Q) та механічної роботи (A), дорівнює

зміні повної енергії системи (ΔU) під час переходу системи з одного стану в інший:

$$\Delta U = Q + A.$$

Процеси, які відбуваються за сталого тиску, називають *ізобарними*, а за сталого об'єму – *ізохорними*, за сталої температури – *ізотермічними*.

Можливість самодовільного перебігу хімічного процесу визначають енергією Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Так, за нуль беруть ΔG утворення простих речовин H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 тощо. Корисну роботу утворення інших речовин розраховують відносно таких умов: концентрації всіх компонентів реакції (в умовах нерівноважної системи) беруть такими, що дорівнюють одиниці – 1 моль/л, $T = 298$ К і $p = 101,3$ кПа. Таке значення енергії Гіббса називають стандартною енергією Гіббса $\Delta G_{f, 298}$ і розраховують згідно з рівнянням:

$$\Delta G_{x.p.} = \sum n\Delta G_{f, \text{прод. реак.}}^0 - \sum n\Delta G_{f, \text{вих. реч.}}^0.$$

Умовою принципової можливості перебігу реакції є від'ємне значення ΔG , тобто $\Delta G < 0$.

Якщо величина ΔG процесу додатна, тобто $\Delta G > 0$, то перебіг реакції неможливий.

За $\Delta G = 0$ система перебуває в стані хімічної рівноваги.

Перебіг хімічних процесів за певний час і за певних умов називається *хімічною кінетикою*.

Хімічні реакції можуть відбуватися як в гомогенній, так і в гетерогенній системі. Їх називають відповідно *гомогенними* та *гетерогенними* реакціями. Гомогенні реакції можливі між речовинами, що перебувають в однакових фазах (однаковому агрегатному стані). Гетерогенні реакції відбуваються в неоднорідному середовищі між речовинами, які перебувають у різних фазах (газ і рідина, кристал і рідина тощо).

Якщо гомогенні реакції відбуваються в усьому об'ємі системи, то перебіг гетерогенних реакцій можливий лише на поверхні розділення фаз.

Фазою називають частину системи, що відрізняється за своїми фізичними або хімічними властивостями від інших частин системи і відокремлена від них поверхнею розподілу, у разі переходу через яку властивості системи різко змінюються.

Швидкість хімічних реакцій характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто кількість елементарних актів взаємодії або розкладання за одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) чи на одиницю поверхні розподілу фаз (для гетерогенних реакцій).

Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрацій речовин, що реагують, або продуктів реакції за одиницю часу. Якщо зміну концентрації певної речовини позначити як різницю молярних концентрацій $C_2 - C_1$.

Знак «+» означає, що швидкість реакції визначають за зміною концентрації однієї з вихідних речовин, а знак «-» означає, що швидкість реакції визначають за зміною концентрації одного з продуктів реакції. Швидкість хімічної реакції завжди додатна, отже, ΔC буде тим меншою, чим меншим буде проміжок часу Δt .

5.2. Розв'язання типових задач

П р и к л а д 1. На основі стандартних теплот утворення та абсолютних стандартних ентропій речовин (див. дод. 4) треба розрахувати зміну енергії Гіббса ΔG_{298}^0 реакції $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(р)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$.

Р о з в' я з а н н я. Для розв'язання задачі застосовуємо закон Гесса, згідно з яким тепловий ефект реакції (H°) дорівнює сумі теплот утворення продуктів реакції за винятком суми теплот утворення ($H^\circ_{\text{утв}}$) початкових речовин з урахуванням коефіцієнтів перед формулами цих речовин (стехіометричних коефіцієнтів):

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_{\text{утв}}^{\circ \text{ прод}} - \sum \Delta H_{\text{утв}}^{\circ \text{ поч}}.$$

Зміну ентропії хімічної реакції обчислюють за аналогічною формулою:

$$\Delta S^\circ = \sum S_{\text{прод}}^\circ - \sum S_{\text{поч}}^\circ.$$

Зміну енергії Гіббса ΔG^0 реакції обчислюють за формулою:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S.$$

Критерієм можливості мимовільного перебігу реакції за стандартних умов є негативне значення величини G° .

Виконаємо розрахунки за відповідними формулами, користуючись табл. 2:

$$\Delta H^\circ = (-393,61) - (-110,52 - 285,84) = 2,85 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = 76,39 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)} = 0,07639 \text{ кДж/(моль}\cdot\text{К)}.$$

$$\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S = 2,85 - 298 \cdot 0,07639 = -19,91 \text{ кДж.}$$

Оскільки $\Delta G < 0$, ця реакція може відбуватися мимовільно за стандартних умов.

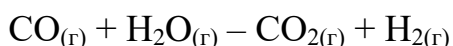
Розв'язуючи задачі, слід мати на увазі, що за стандартну температуру вважають температуру 298 К, а теплоти утворення простих речовин умовно дорівнюють нулю.

П р и к л а д 2. Що має більшу ентропію: 1 моль кристалічної речовини чи 1 моль її пари за однакової температури?

Р о з в' я з а н н я. Ентропія є мірою неупорядкованого стану речовини. У кристалі частки (атоми, іони) упорядковано розміщені, тобто мають своє місце, а для газу характерним є їхній хаотичний рух.

Моль газу має набагато більший об'єм, ніж моль кристала. Оскільки ентропію можна розглядати як кількісну міру хаотичності атомно-молекулярної структури речовини, то ентропія 1 моля пари речовини більша за ентропію моля його кристалів за однакової температури.

П р и к л а д 3. Константа рівноваги гомогенної системи:



за температури 850 °С дорівнює одиниці. Обчисліть концентрації всіх речовин у рівновазі, якщо початкові концентрації $[\text{CO}] = 7$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 5$ моль/л.

Р о з в' я з а н н я. За рівноваги швидкості прямої і зворотної реакції однакові. Відношення констант цих швидкостей є також величиною постійною, яка називається константою рівноваги системи:

$$V_{\text{пр}} = k_1[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}];$$

$$V_{\text{зв}} = k_2[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2];$$

$$K_{\text{рівн}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}.$$

В умові задачі дано вихідні концентрації, а вираз $K_{\text{рівн}}$ означає лише рівноважні концентрації всіх речовин. Вважатимемо, що у момент рівноваги концентрація CO_2 дорівнює x моль/л. Згідно з рівнянням кількість молей водню буде також x моль/л. При цьому витрачається по x моль/л речовин CO і H_2O . Отже, рівноважні концентрації чотирьох речовин дорівнюватимуть:

$$[\text{CO}_2]_{\text{рівн}} = [\text{H}_2]_{\text{рівн}} = x \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}]_{\text{рівн}} = (7 - x) \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{рівн}} = (5 - x) \text{ моль/л}.$$

Знаючи константу рівноваги, знаходимо величину x , а потім вихідні концентрації всіх речовин:

$$\frac{x^2}{(7-x)(5-x)} = 1;$$

$$x^2 = 35 - 5x - 7x + x^2,$$

звідки

$$35 = 12x, \text{ отже } x = 2,9 \text{ (моль/л)}.$$

Тоді рівноважні концентрації речовин дорівнюють:

$$[\text{CO}_2]_{\text{рівн}} = 2,9 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2]_{\text{рівн}} = 2,9 \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}]_{\text{рівн}} = 7 - 2,9 = 4,1 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{рівн}} = 5 - 2,9 = 2,1 \text{ моль/л}.$$

П р и к л а д 4. У скільки разів зменшиться швидкість реакції, яка відбувається у газовій фазі, у разі зниження температури від 60°C до 20°C , якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює двом?

Р о з в' я з а н н я. Залежність швидкості хімічної реакції від температури визначається емпіричним правилом Вант-Гоффа за формулою

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де γ – температурний коефіцієнт:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 2^{\frac{20-60}{10}} = 2^{-4} = \frac{1}{16};$$

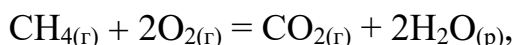
$$V_{t_1} = 16V_{t_2}.$$

Отже, швидкість реакції, яка відбувається за 20 °С, зменшилась порівняно зі швидкістю реакції за 60 °С у 16 разів.

Запитання для самоконтролю

1. Стандартна теплота згоряння бензолу до кінцевих продуктів дорівнює 3270 кДж/моль. Використовуючи стандартні теплоти утворення води та діоксиду вуглецю (див. дод. 4), обчисліть теплоту утворення бензолу за стандартних умов.

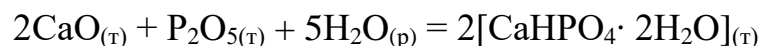
2. Обчисліть зміну ентропії реакції за стандартних умов:



використавши дані, вміщені у додатку.

3. Обчисліть температуру, вище від якої починається розкладання карбонату кальцію, пам'ятаючи, що ентальпія та ентропія не залежать від температури.

4. Визначте тепловий ефект реакції

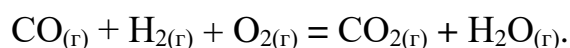


(за стандартних умов). Теплота утворення дигідрату гідрофосфату кальцію дорівнює 2397,4 кДж/моль (див. дод. 3).

5. Визначте теплоту утворення рідкого пероксиду водню, якщо теплота його розкладання до рідкої води становить 98,1 кДж/моль.

6. Теплота згоряння пропану за стандартних умов дорівнює 2220 кДж/моль. Обчисліть теплоту утворення пропану.

7. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння водяного газу (еквімолярної суміші оксиду вуглецю (II) та водню):



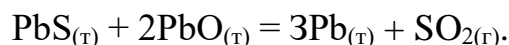
8. Яка кількість теплоти виділиться внаслідок згоряння 1000 л водяного газу, взятого за нормальних умов?

9. Теплота утворення октану дорівнює 208,8 кДж/моль. Яка кількість теплоти виділиться внаслідок згоряння 1 кг октану? Вважайте, що продуктом реакції є рідка вода.

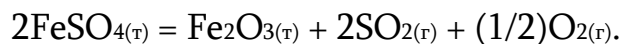
10. Теплота утворення гідроксиду кальцію з оксидів $\text{CaO}_{(т)}$ та $\text{H}_2\text{O}_{(р)}$ становить 65,1 кДж/моль. Визначте теплоту утворення оксиду кальцію.

11. Стійкість сполуки залежить від ентальпії її утворення. Прокоментуйте це твердження. Як воно узгоджується з тим, що сульфід алюмінію ($\Delta H^\circ(\text{Al}_2\text{S}_3) = -724$ кДж/моль) легко розкладається водою, а сульфід вісмуту (III) ($\Delta H^\circ(\text{Bi}_2\text{S}_3) = -155,6$ кДж/моль) водою не розкладається?

12. Визначте зміну ентальпії за стандартних умов для реакції

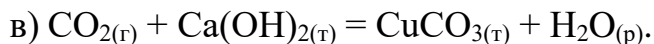
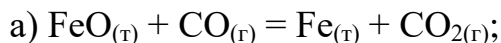


13. Визначте зміну ентальпії за стандартних умов для реакції термічного розкладання:



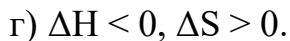
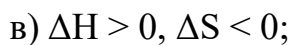
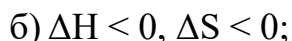
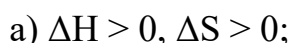
14. Що таке ентропія? Які ентропійні зміни відбуваються під час розчинення твердої речовини та газу у воді?

15. Користуючись додатком, визначте ΔH° для таких реакцій:



16. Що називають енергією Гіббса? Яким є зв'язок цієї величини з ентальпією та ентропією?

17. Проаналізуйте рівняння $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, визначте можливість самовільного перебігу реакції за таких умов:



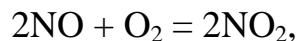
18. Виконавши обчислення, з'ясуйте, яка реакція (пряма чи зворотна) має відбуватися в системі $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ за стандартних умов. Визначте температуру, за якої встановлюється рівновага. Залежністю ентальпії та ентропії від температури знехтуйте.

19. Сформулюйте закон активних мас. Що таке константа швидкості реакції та в чому полягає її фізичний зміст? Від чого залежить константа швидкості реакції?

20. У скільки разів треба підвищити тиск у газовій суміші, щоби швидкість реакції $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$ збільшилася у 27 разів?

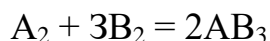
21. У скільки разів слід збільшити концентрацію кисню для того, щоби внаслідок зменшення втричі концентрації сірчистого ангідриду швидкість реакції утворення сірчаного ангідриду залишилася незмінною?

22. Як зміниться швидкість реакції



якщо концентрацію оксиду азоту (II) збільшити вдвічі, концентрації кисню – втричі та одночасно підвищити тиск удвічі?

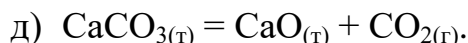
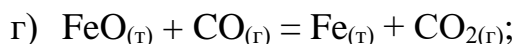
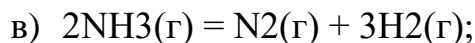
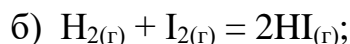
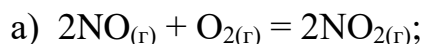
23. У певний момент перебігу реакції



у замкненому об'ємі концентрації A_2 , B_2 та AB_3 відповідно становили 2; 0,5 та 4 моль/л. Визначте вихідні концентрації реагентів.

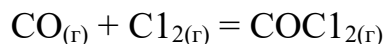
24. Дві реакції відбуваються за $20\text{ }^\circ\text{C}$ з однаковою швидкістю. Визначте співвідношення швидкостей цих реакцій за $70\text{ }^\circ\text{C}$, якщо температурний коефіцієнт швидкості однієї з них дорівнює двом, а іншої – трьом?

25. Виведіть математичні вирази для констант рівноваги у кожній з наведених реакційних систем:



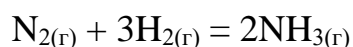
26. Які фактори впливають на зміну значення константи рівноваги: зміна тиску, температури або концентрацій реагентів та продуктів реакції, заміна каталізатора?

27. Реакція



відбувається у закритій посудині місткістю 40 л. У рівноважній суміші міститься 56 г CO, 142 г Cl_2 та 198 г COCl_2 . Визначте константу рівноваги.

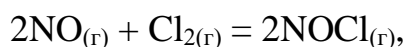
28. Константа рівноваги реакції



за $400\text{ }^\circ\text{C}$ дорівнює 0,1 л/моль. Рівноважні концентрації водню та аміаку становлять 0,2 та 0,08 моль/л відповідно. Визначте вихідну

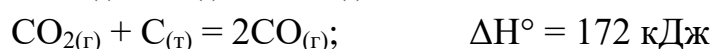
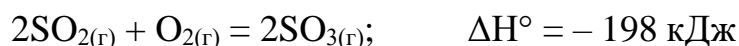
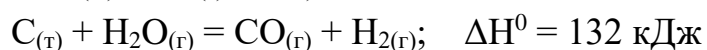
концентрацію азоту, якщо перетворення відбувається у закритому реакторі.

29. Вихідні концентрації оксиду азоту (II) та хлору дорівнюють 0,5 та 0,3 моль/л відповідно. Обчисліть константу рівноваги реакції



якщо до моменту досягнення рівноваги прореагувало 25% оксиду азоту (II). Реакція відбувається у замкненому просторі.

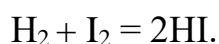
30. Як впливає на наведені хімічні рівноваги



а) підвищення температури, б) підвищення тиску?

31. Як зміниться швидкість реакції у газовій фазі в разі зміни температури від 100 °С до 70 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює трьом?

32. За температури 444 °С відбувається реакція



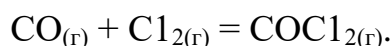
Склад рівноважних концентрацій: $[\text{HI}]_{\text{рівн}} = 5,64$ моль/л; $[\text{H}_2]_{\text{рівн}} = 5,28$ моль/л; $[\text{I}_2]_{\text{рівн}} = 0,2$ моль/л. Визначте константу рівноваги і вихідні концентрації реагентів.

33. За певної температури рівновага гомогенної реакції



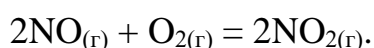
встановилась за таких концентрацій реагентів: $[\text{NO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,1$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,1$ моль/л. Визначте константу рівноваги та вихідні концентрації реагентів.

34. Гомогенна реакція відбувається за рівнянням:



Обчисліть вихідну концентрацію хлору у системі, якщо рівноважні концентрації становлять $[\text{Cl}_2] = 0,3$ моль/л; $[\text{CO}] = 0,3$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 1,5$ моль/л?

35. Реакція відбувається за рівнянням



Концентрації вихідних речовин дорівнюють: $[\text{NO}] = 0,03$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію кисню до 0,1 моль/л, а концентрацію оксиду азоту (II) – до 0,06 моль/л?

36. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,5. На скільки градусів потрібно підвищити температуру, щоби швидкість цієї реакції зросла у 39 разів?

37. Обчисліть температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо після підвищення температури на 40°C швидкість реакції зросла у 28 разів?

6. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

6.1. Теоретичні відомості

Розчином називається гомогенна дисперсна система, що складається з двох або більшої кількості компонентів. Розчини можуть бути *газоподібними, рідкими і твердими*.

У понятті «розчин» розрізняють *розчинник і розчинена речовина*.

Розчинником називають компонент у переважній кількості, який після утворення розчину не змінює агрегатного стану. Наприклад, у розчиненні солі у воді розчинником є вода. Речовина чи речовини, рівномірно розподілені в розчиннику, називають розчиненими.

Незалежно від кількості компонентів газоподібні й тверді речовини вважають розчиненими речовинами, а рідину – розчинником.

На позначення кількісного складу розчину введено поняття про концентрацію. Концентрація розчину – вміст розчиненої речовини в одиниці об'єму або маси розчину.

Концентрацію речовини в розчинах позначають такими поняттями: *молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента, молярна концентрація, масова частка, молярна частка і об'ємна частка*.

Для засвоєння матеріалу цього розділу треба знати, що означають такі поняття, як маса, об'єм, густина, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, моль, молярна маса.

Основна одиниця кількості речовини в Міжнародній системі одиниць – **моль**. Це кількість речовини, що містить стільки молекул,

атомів, іонів, електронів чи інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 12 г ізотопу карбону $^{12}_6\text{C}$.

Молярна маса M_x – маса 1 моля речовини, г/моль. Молярна маса, виражена в грамах на моль, чисельно дорівнює відносній молекулярній масі M_r : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180$ г/моль;

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180.$$

Символ кількості речовини – n . Кількість речовини x записують як $n(x)$. Одиниця – моль. Тоді кількість речовини

$$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)},$$

де $m(x)$ – маса речовини, $M(x)$ – молярна маса.

Масова частка (відсоткова концентрація) – ω_x – відношення маси компонента $m(x)$ до маси розчину $m_{(p-ny)}$:

$$\omega_x = \frac{m(x)}{m_{(p-ny)}} \cdot 100\%.$$

$$\text{Об'ємна частка } \varphi(x) = \frac{V(x)}{V_{(p-ny)}} \cdot 100\%.$$

Молярна частка $N(x)$ – відношення кількості речовини компонента $n(x)$ до кількості речовин розчину:

$$N(x) = \frac{n(x)}{n_{(p-ny)}}.$$

Молярна концентрація $b(x)$ – відношення кількості речовини компонента $n(x)$ до маси розчинника m :

$$b(x) = \frac{n(x)}{m}, \text{ моль/кг.}$$

Молярна концентрація $C(M)$ – відношення кількості речовини $n(x)$ до об'єму розчину V . Термін «об'єм» звичайно застосовується для характеристики простору, яке займає тіло чи речовина:

$$C(M) = \frac{n(x)}{V} = \frac{m(x)}{M(x) \cdot V} \text{ моль/л.}$$

Еквівалент – реальна або умовна частка речовини x , яка в кислотно-основній реакції дорівнює одному іону гідрогену, або в окислювально-відновній реакції – одному електрону.

Число, що показує частку реального вмісту речовини x , еквівалентну одному іону гідрогену в цій кислотно-відновній реакції, називають числом еквівалентності Z .

Молярна концентрація еквівалента (нормальність розчину) – відношення кількості молів еквівалента розчиненої речовини $n_{\text{екв}} = \frac{n(x)}{Z}$

до об'єму розчину v , моль-екв/л.: $C_{\text{н}} = \frac{n_{\text{екв}}}{V} = \frac{m \cdot z}{M \cdot V}$,

де m – маса розчиненої речовини;

M – молярна маса розчиненої речовини;

z – число еквівалентності для розчиненої речовини;

V – об'єм розчину.

Масова концентрація $\rho(x)$ – відношення маси компонента $m(x)$ до об'єму розчину $V_{(p-ny)}$: $\rho(x) = \frac{m(x)}{V_{(p-ny)}}$.

6.2. Розв'язання типових задач

П р и к л а д 1. Обчисліть: а) масову частку; б) молярну концентрацію; в) молярну концентрацію еквівалента; г) молярну концентрацію розчину, який одержали, розчинивши 18 г H_3PO_4 в 282 г води, якщо густина його становить $1,031 \text{ г/см}^3$.

Р о з в' я з а н н я. а) Масова частка являє собою відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину. Зазвичай масову частку розчиненої речовини визначають у відсотках. Оскільки маса 282 см^3 води дорівнює 282 г, маса розчину становить $18 + 282 + 300$ г. Виходячи з цього:

$$\begin{array}{l} 300 - 18 \\ 100 - x, \quad x = \frac{100 \cdot 18}{300} = 6\%. \end{array}$$

б) Молярна концентрація – це кількість молей розчиненої речовини в 1 л розчину. Маса 1 л розчину, що важить 1031 г, знаходимо зі співвідношення:

$$\begin{array}{l} 300 - 18 \\ 1031 - x, \quad x = \frac{1031 \cdot 18}{300} = 61,86 \text{ г}. \end{array}$$

Молярну концентрацію розраховують, ділячи кількість грамів H_3PO_4 , що знаходиться в 1 л розчину, на молярну масу цієї кислоти:

$$C_{\text{м}} = \frac{61,86}{97,99} = 0,63 \text{ моль/л.}$$

в) Молярна концентрація еквівалента:

$$M_e (\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M}{3} = \frac{97,99}{3} = 32,66 \text{ г/моль};$$

$$C_n = \frac{61,86}{32,66} = 1,89 \text{ моль-екв/л.}$$

г) Молярність: масу H_3PO_4 в 1000 г розчинника (вода) знаходимо за рівнянням:

$$\begin{array}{l} 282 - 18 \\ 1000 - x, \quad x = \frac{1000 \cdot 18}{282} = 68,83 \text{ г.} \end{array}$$

$$\text{Отже, } C_m = \frac{68,83}{97,99} = 0,65 \text{ моль/г.}$$

П р и к л а д 2. Для нейтралізації 50 см³ розчину кислоти витрачено 25 см³ 0,5 н. розчину лугу. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента кислоти.

Р о з в ' я з а н н я. Оскільки речовини взаємодіють між собою в еквівалентних кількостях, то розчини однакової нормальності реагують між собою в рівних об'ємах. За різних нормальностей об'єми розчинів речовин, що реагують, обернено пропорційні їхнім нормальностям:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H_2}}{C_{H_1}}, \text{ або } V_1 C_{H_1} = V_2 C_{H_2}$$

$$50 \cdot C_{H_1} = 25 \cdot 0,5, \quad C_{H_1} = \frac{25 \cdot 0,5}{50} = 0,25 \text{ моль-екв/л.}$$

П р и к л а д 3. Розрахувати температуру кристалізації й кипіння водного розчину глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ з масовою часткою 2%.

Р о з в ' я з а н н я. Виходячи з закону Рауля, зниження температури кристалізації і підвищення температури кипіння Δt розчину визначають за рівнянням:

$$\Delta t = K \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1},$$

де K – криоскопічна або ебуліоскопічна стала (для води вона відповідно дорівнює 1,86 і 0,52); m і M – відповідно маса розчиненої речовини і її молярна маса; m_1 – маса розчинника. Знаходимо зміну температури кристалізації розчину з масовою часткою 2% :

$$\Delta t = 1,86 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21 \text{ }^\circ\text{C.}$$

За відомою вже формулою розраховуємо підвищення температури кипіння розчину $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ з масовою часткою 2%:

$$\Delta t = 0,52 \frac{2 \cdot 1000}{98 \cdot 180} = 0,06 \text{ }^\circ\text{C.}$$

Вода кристалізується за $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, тому температурою кристалізації розчину буде $0 - 0,21 = -0,21\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вода кипить за $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, отже, температура кипіння цього розчину $-100 + 0,06 = 100,06\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Приклад 4. Розчин, який містить 11,04 г гліцерину в 800 г води, кристалізується за $-0,279\text{ }^{\circ}\text{C}$. Визначте молярну масу гліцерину.

Розв'язання. Температура кристалізації чистої води $-0\text{ }^{\circ}\text{C}$, тобто зниження температури кристалізації становить $\Delta t = 0 - (-279) = 0,279\text{ }^{\circ}\text{C}$. Маса гліцерину, що припадає на 1000 г води:

$$m = \frac{11,04 \cdot 1000}{800} = 13,8 \text{ г.}$$

Підставляємо в рівняння значення маси гліцерину і знаходимо його молярну масу: $M = K \frac{m}{\Delta t}$; $M = \frac{1,86 \cdot 13,8}{0,279} = 92 \text{ г/моль}$.

Приклад 5. Обчисліть масову частку водного розчину сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, знаючи, що температура кристалізації розчину дорівнює $-0,465\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Розв'язання. Температура кристалізації чистої води $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, а тому $\Delta t = 0 - (-0,465) = 0,465\text{ }^{\circ}\text{C}$. Знаючи, що молярна маса сечовини 60 г, знаходимо масу розчиненої речовини, яка припадає на 1000 г води за формулою $m = \frac{\Delta t M}{K} = \frac{0,465 \cdot 60}{1,86} = 15 \text{ г}$.

Загальна маса розчину, в якому є 15 г сечовини, становить $1000 + 15 = 1015 \text{ г}$.

Масову частку сечовини в цьому випадку розраховуємо за відношенням:

в 1015 г розчину – 15 г речовини,

в 100 г розчину – x г речовини,

Отже, $x = \frac{100 \cdot 15}{1015} = 1,48\text{ } \%$.

6.3. Лабораторна робота Р О З Ч И Н И

Виконання дослідів

1. Приготуйте 100 мл 0,2 М розчину хлориду натрію.
2. Приготуйте 75 г 3% розчину ортофосфату амонію.
3. Приготуйте 50 мл розчину 0,1 н. концентрації сульфату купруму.

Запитання для самоконтролю

1. Які системи називають розчинами?
2. У чому полягає фізико-хімічна природа розчинів? Розкрийте поняття про сольвати, гідрати.
3. Охарактеризуйте вплив на розчинність природи речовин, температури і тиску (див. дод. 5).
4. Тиск насиченої пари розчинів. Поясніть явище кипіння і замерзання розчинів.
5. Наведіть способи вираження концентрації розчинів.
6. Приготуйте 250 мл 0,5 М розчину $MgSO_4$.
7. На нейтралізацію 50 мл розчину кислоти витратили 25 мл 0,5 н. розчину лугу. Якою була молярна концентрація еквівалента кислоти?
8. Яку масу $CaCl_2$ потрібно розчинити в 500 г H_2O для одержання 40%-го розчину?
9. За якої температури замерзне 5%-й розчин $NaCl$? Кріоскопічна стала води – 1,86.
10. У скільки разів 6 н. розчин ортофосфатної кислоти, для того щоб одержати 1М її розчин?
11. Із 5 кг 15%-го розчину внаслідок охолодження випало 100 г солі. Визначте масову частку одержаного розчину.
12. Якою буде молярність розчину, якщо в 500 мл води розчинити 60 г $CuSO_4$ (густина розчину – $1,1 \text{ г/см}^3$)?

7. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

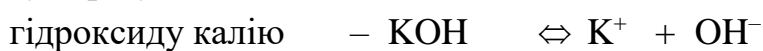
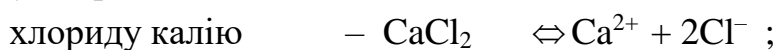
7.1. Електролітична дисоціація. Теоретичні відомості

Речовини, які під час розчинення у воді (або іншому полярному розчиннику) чи розплавлення розпадаються на іони і тому їхні розчини або розплави проводять електричний струм, називаються **електролітами**.

Речовини, які під час розчинення чи розплавлення не розпадаються на іони і тому їхні розчини (або розплави) не проводять електричний струм, називають **неелектролітами**.

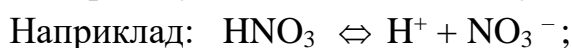
Процес розпаду електролітів на іони під дією полярних молекул розчинника (або під час розплавлення) називається **електролітичною дисоціацією**.

Наприклад, рівняння дисоціації (без урахування гідратації іонів) нітрату натрію має такий вигляд: $\text{NaNO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$;

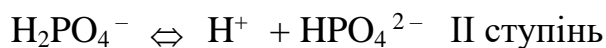
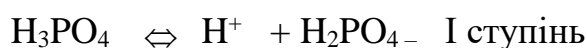
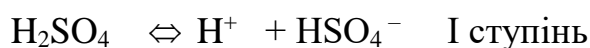


За допомогою теорії електролітичної дисоціації дають найбільш повну характеристику властивостям різних неорганічних сполук.

Кислоти – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони гідрогену (інших катіонів не утворюють).



Багатоосновні кислоти дисоціюють ступенево:



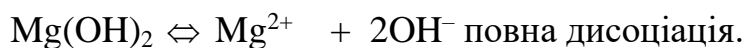
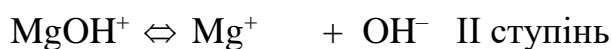
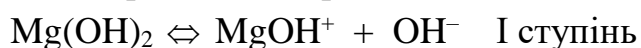
Дисоціація багатоосновних кислот відбувається переважно за першим ступенем, меншою мірою – за другим, і лише незначною мірою – за третім. Тому, наприклад, у водному розчині ортофосфорної кислоти крім молекул H_3PO_4 є іони H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} (у кількостях, що послідовно зменшуються).

Загальні властивості кислот (кислий смак, дія на індикатори, взаємодія з основами та основними оксидами тощо) зумовлені катіонами гідрогену. Концентрація іонів гідрогену є кількісною мірою кислотності середовища.

Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють аніони гідроксид-іона OH^- (інших аніонів не утворюють).



Багатокислотні малорозчинні гідроксиди дисоціюють ступенево:



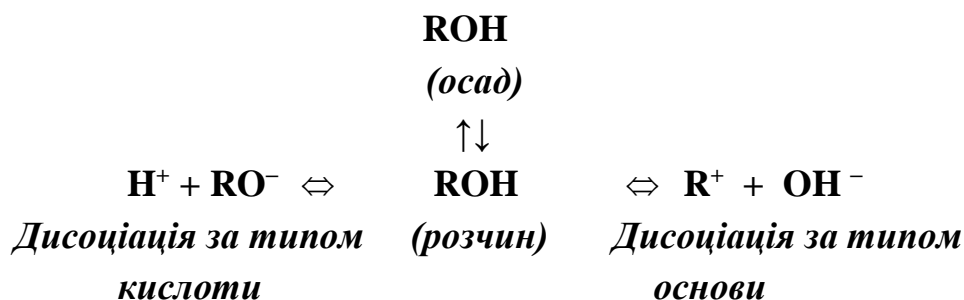
Загальні властивості гідроксидів (взаємодія з кислотами та кислотними оксидами тощо) зумовлені гідроксид-іонами. **Розчинні у**

воді гідроксиди називають лугами. Вони характеризуються такими загальними властивостями: їхні розчини милкі, змінюють колір індикаторів, роз’їдають тваринні і рослинні тканини. Концентрація гідроксид-іонів є кількісною мірою лужності середовища.

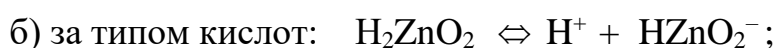
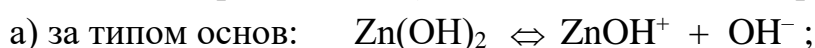
Крім кислот і гідроксидів, є й інші **електроліти, здатні дисоціювати, утворюючи катіони водню і гідроксид-іони.** Ці електроліти називають **амфотерними** електролітами, або амфолітами.

До них належать амфотерні гідроксиди: $Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ та інші. Це слабкі електроліти, які залежно від умов виявляють властивості як слабких кислот, так і слабких основ. Тобто під час їхньої дисоціації утворюються й іони водню, й гідроксид-іони.

У загальному вигляді дисоціацію молекули амфотерного електроліту можна подати такою схемою:

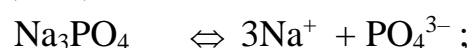


Наприклад, процес дисоціації амфотерного гідроксиду цинку (тієї його кількості, що розчинилася) можна подати такими рівняннями :



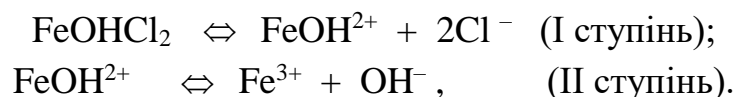
С о л і – це електроліти, які під час дисоціації розпадаються на катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків.

Середні розчинні солі практично повністю дисоціюють на іони за одним ступенем:



Кислі та основні солі дисоціюють ступенево:





Саме тому в розчинах кислих солей, крім катіонів металів, можуть міститися іони гідрогену H^+ , а в розчинах основних солей, крім аніонів кислотних залишків, – гідроксид-іони OH^- .

Кислі та основні солі є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації.

Електроліти різною мірою дисоціюють на іони. Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є значення *ступеня дисоціації (α) і константи дисоціації ($K_{\text{дис.}}$)* електроліту.

Ступінь дисоціації (α) – це відношення кількості молей електроліту, що розпалися на іони ($c_{\text{дис.}}$), до його загальної концентрації у розчині ($c_{\text{заг.}}$) (див. дод. 6).

Ступінь дисоціації електроліту виражають у відсотках або в частках одиниці. Наприклад, ступінь дисоціації 0,1 М розчину CH_3COOH дорівнює 1,36 %, або 0,0136.

За величиною ступеня дисоціації 0,1 н. розчинів усі електроліти поділяють на сильні, середньої сили та слабкі.

До *сильних електролітів* належать речовини, які у розчині дисоціюють практично цілком. Ступінь їх дисоціації має значення $\alpha > 30\%$. Це більшість солей, кислоти HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HI та інші; луки (гідроксиди лужних і лужноземельних металів) NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ та ін.

Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють частково. Ступінь їхньої дисоціації визначається в межах 2-3%. До них належать більшість органічних кислот і деякі неорганічні: H_2S , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , HNO_2 , HCN та ін., нерозчинні у воді гідроксиди металів, гідроксид амонію, вода.

Значення ступеня дисоціації *електролітів середньої сили* більші за 2-3%, але менші, ніж 30 % ($2-3\% < \alpha < 30\%$). До них належать H_2SO_3 , H_3PO_4 , HF , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ та ін.

Реакції в розчинах електролітів

Реакції у водних розчинах електролітів відбуваються між іонами. Такі реакції називаються *іонними реакціями*, а рівняння цих реакцій – *іонними рівняннями*.

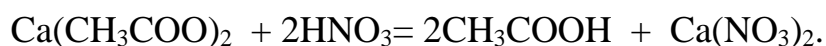
Під час складання іонних рівнянь реакцій слід дотримуватись такої послідовності:

- скласти молекулярне рівняння реакції;
- подати його у вигляді іонного рівняння реакції, зображуючи сильні електроліти у вигляді іонів, нерозчинні, малодисоційовані, газоподібні сполуки – в молекулярній формі;
- відкинути іони, що не беруть участі у реакції;
- записати скорочене іонне рівняння реакції.

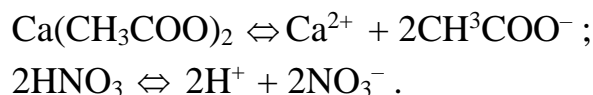
7.2. Приклади складання рівнянь реакцій, що відбуваються у розчинах електролітів

1. Утворення малодисоційованої сполуки

Молекулярне рівняння реакції:



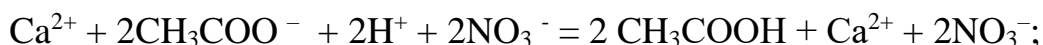
Ацетат кальцію і нітратна кислота – сильні електроліти. У водному розчині вони існують у вигляді іонів:



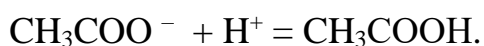
Під час змішування цих розчинів іони CH_3COO^- і H^+ утворюють слабкий електроліт – малодисоційовані молекули оцтової кислоти CH_3COOH . Іони Ca^{2+} і NO_3^- не беруть участі у реакції, тому що нітрат кальцію $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ є сильним електролітом.

Іонні рівняння цієї реакції мають такий вигляд:

повне іонне рівняння реакції



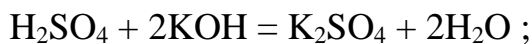
скорочене іонне рівняння реакції



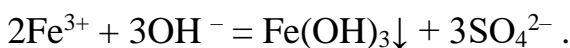
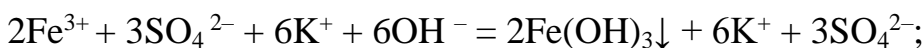
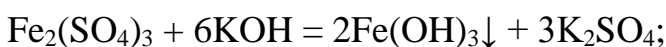
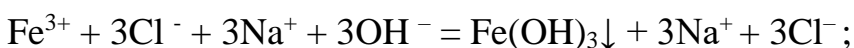
Скорочене іонне рівняння одержують шляхом вилучення з правої і лівої частин повного іонного рівняння однакових іонів (Ca^{2+} і 2NO_3^-).

Скорочене іонне рівняння свідчить про те, що реакція між ацетатом кальцію і нітратною кислотою являє собою взаємодію між іонами CH_3COO^- та H^+ .

Рівняння реакції, що відбувається внаслідок взаємодії розчинів сульфатної кислоти та гідроксиду калію, записують так:

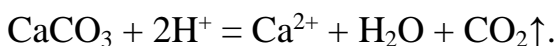
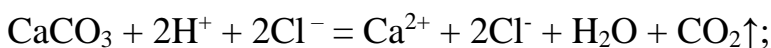


2. Утворення малорозчинної сполуки



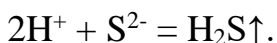
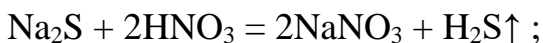
Ці скорочені іонні рівняння показують, що в процесі змішування розчину будь-якої солі, що містить іони Fe^{3+} , з розчином, що містить іони OH^- , рівновага зміщується в бік нерозчинного у воді гідроксиду феруму (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

3. Утворення газоподібної сполуки



Карбонат кальцію не розчиняється у воді. Оксид карбону (IV) виділяється у вигляді газу. В іонному рівнянні реакції їх записують у молекулярній формі. Хлоридна кислота та хлорид кальцію – сильні електроліти. У розчині вони існують у вигляді іонів.

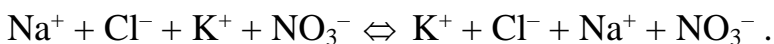
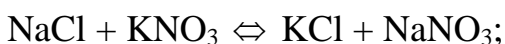
Рівняння реакції, що відбувається під час взаємодії сульфиду натрію з нітратною кислотою, має вигляд:



Реакції в розчинах електролітів відбуваються до кінця (тобто є практично необоротними), якщо в результаті реакції утворюються:

- малодисоційована сполука;
- малорозчинна речовина (осад);
- газоподібна речовина.

Якщо в продуктах реакції не утворюється хоча б одна з сполук – малодисоційована, малорозчинна або газоподібна, то реакції оборотні, вони не відбуваються до кінця. У такому разі в розчині міститься суміш іонів, які між собою не взаємодіють. Наприклад:



7.3. Лабораторна робота ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Дослід 1. Порівняння хімічної активності електролітів

У дві пробірки кладуть по однаковому шматочку цинку. В одну наливають 3 мл 2 н. розчину HCl, а в другу стільки ж 2 н. розчину CH₃COOH. Обидві пробірки занурюють у склянку з гарячою водою. Визначають, в якій пробірці швидкість виділення водню є більшою.

Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Іонні реакції з утворенням осадів

А. У пробірки з розчинами сульфату натрію, сульфату цинку й розбавленої сульфатної кислоти наливають по 1 мл розчину хлориду барію.

Поясніть реакції, що відбуваються, і складіть їхні молекулярні та іонні рівняння.

Б. В одній пробірці з 2-3 мл води розчиняють кілька кристалів FeSO₄, в іншу наливають 2-3 мл розчину FeCl₃. Потім в обидві додають по 1 мл розчину лугу.

Чому утворились осадки різного кольору?

Запишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі.

Дослід 3. Іонні реакції з утворенням слабого електроліту

А. У пробірку наливають 2-3 мл концентрованого розчину CH₃COONH₄ і додають розчин NaOH.

Газ, що виділяється, визначають за запахом.

Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі.

Б. У пробірку наливають 2-3 мл концентрованого розчину CH₃COONH₄ і додають 1 мл 1 н. розчину H₂SO₄. За запахом визначають утворення оцтової кислоти.

В. До 3 мл розчину карбонату натрію обережно додають 1 мл хлоргідрогенної кислоти.

Який газ при цьому утворюється? Складіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі.

Дослід 4. Вплив однойменного іона на ступінь дисоціації слабких електролітів

А. У дві пробірки наливають по 2 мл розбавленої оцтової кислоти і додають по 2-3 краплі метилоранжу. Одну пробірку залишають для порівняння, а в другу кладуть кілька кристаликів ацетату натрію. Вміст

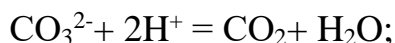
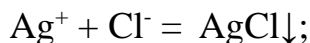
пробірки перемішують, спостерігають зміну забарвлення індикатора в другій пробірці.

Б. У дві пробірки наливають по 2 мл розчину гідроксиду амонію і додають по 2-3 краплі фенолфталеїну. Одну пробірку залишають для порівняння, а в другу кладуть кілька кристаликів хлориду амонію; вміст пробірки перемішують.

Виходячи з принципу Ле-Шательє, поясніть причину зміни забарвлення індикатора в другій пробірці.

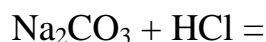
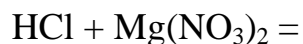
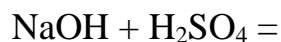
Запитання для самоконтролю

1. У чому полягає суть теорії електролітичної дисоціації?
2. Складіть рівняння дисоціації окремих класів неорганічних сполук: гідроксидів, кислот, солей (середніх, кислих, основних).
3. Наведіть кількісні характеристики здатності електролітів дисоціювати (ступінь, константа дисоціації; фактори, які на них впливають).
4. Запишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами таких речовин: CaS і HCl ; K_2CO_3 і H_2SO_4 ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
5. Складіть молекулярні рівняння реакцій, яким відповідними є такі іонно-молекулярні рівняння:



6. Складіть за ступенями рівняння електролітичної дисоціації таких сполук: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

7. Напишіть в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій між наведеними речовинами:



8. Обчисліть ступінь дисоціації і рН розчину ацетатної (оцтової) кислоти концентрації 0,1 М, якщо константа дисоціації $K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

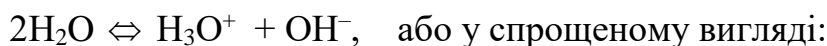
9. Які з вказаних пар іонів можуть одночасно бути в розчині:
а) Na^+ і PO_4^{3-} ; б) Na^+ і OH^- ; в) Ag^+ і Cl^- ; г) Cu^{2+} і S^{2-} ?

10. Розрахуйте рН розчину натрій гідроксиду NaOH концентрації 0,001 моль/л.

8. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

8.1. Теоретичні відомості

Хімічно чиста вода є дуже слабким електролітом. Вона незначною мірою дисоціює на іони за рівнянням



Залежно від концентрації іонів H^+ або OH^- реакцію середовища розчинів (тобто їх кислотність або лужність) виражають таким чином:

- якщо у розчині $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л - середовище нейтральне;
- якщо $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$; $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л - середовище кисле;
- якщо $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$; $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л - середовище лужне.

На практиці записувати концентрації іонів H^+ або OH^- через від'ємний ступінь не зовсім зручно. Тому кислотні властивості розчинів характеризують величиною водневого показника рН.

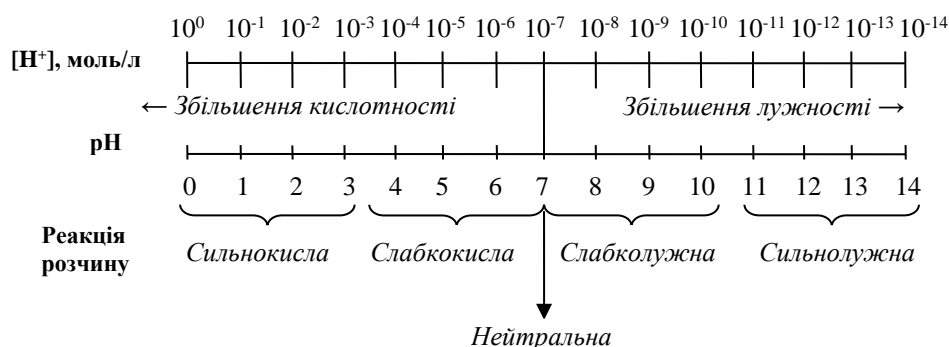
Водневий показник рН – це від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів гідрогену в розчині:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+], \quad \text{або} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}.$$

Оскільки концентрація іонів гідрогену може змінюватись у межах іонного добутку, то рН змінюється в інтервалі від нуля до чотирнадцяти. За допомогою рН середовище розчинів характеризується так:

- нейтральне – $\text{pH} = 7$ ($\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$);
- кисле – $\text{pH} < 7$;
- лужне – $\text{pH} > 7$.

Научно взаємозв'язок між концентрацією іонів гідрогену, величиною рН і реакцією середовища розчину можна виразити схемою:



Із схеми видно, що менше значення рН розчину, то більша концентрація іонів H^+ , тобто вища кислотність середовища; і навпаки, що більше значення рН, то менша концентрація іонів H^+ , тобто вища лужність середовища.

Наприклад, значення рН дощової води становить 6 (слабокисла реакція); водопровідної води – рН = 7,5 (слабколужна реакція).

Суть реакцій гідролізу солей

Гідроліз – досить поширене явище, на яке треба зважати на практиці. Гідролізувати можуть хімічні сполуки різних класів: солі, вуглеводи, білки, жири тощо. У загальній хімії найчастіше привертає увагу гідроліз солей.

Досвід свідчить, що внаслідок гідролізу розчини середніх солей, наприклад Na_2CO_3 , $CuSO_4$, $NaCl$, до складу яких не входять іони, що зумовлюють кисле або лужне середовище розчину (тобто іони H^+ або OH^-), мають різну реакцію середовища – лужну (Na_2CO_3), кислу ($CuSO_4$) або нейтральну ($NaCl$).

Наприклад, у процесі розчинення у воді соди Na_2CO_3 , крім іонів Na^+ і CO_3^{2-} , в розчині утворюються іони HCO_3^- і OH^- , реакція середовища стає лужною. Якщо розчинити у воді сульфат міді $CuSO_4$, крім іонів Cu^{2+} і SO_4^{2-} , в розчині утворюються іони $CuOH^+$ і H^+ , реакція середовища буде кислою.

Гідроліз солі – це хімічна взаємодія іонів розчинної солі з водою, яка веде до накопичення іонів H^+ або OH^- і, відповідно, до зміни реакції середовища розчину солі.

Гідролізу зазнають солі, утворені за участі слабких кислот або слабких основ. Солі, які є похідними сильних кислот і сильних основ, не гідролізують, оскільки їхні іони не зв'язують іони води (H^+ або OH^-) в слабкий електроліт, а отже, не зміщують її іонної рівноваги. Тому під час розчинення у воді таких солей, як KCl , $NaNO_3$, Na_2SO_4 , $CaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$ тощо, реакція середовища залишається нейтральною (рН=7).

Солі, до складу яких входять багатозарядні іони, гідролізують ступенево (за стадіями). При цьому гідроліз солі переважно активно відбувається за першим ступенем.

Складаючи рівняння реакцій гідролізу, слід дотримуватись такої послідовності:

- скласти молекулярне рівняння реакції;
- представити його у вигляді повного іонного рівняння реакції;
- записати скорочене іонне рівняння реакції;
- зазначити реакцію середовища розчину солі (pH).

Залежно від природи солі розрізняють *три типи* гідролізу солей.

За катіоном – характерний для солей, утворених катіоном слабкого гідроксиду й аніоном сильної кислоти.

Наприклад: NH_4NO_3 , FeCl_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 та ін.

За аніоном – характерний для солей, утворених катіоном сильного гідроксиду й аніоном слабкої кислоти.

Наприклад : Na_2CO_3 , K_2SO_3 , Na_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ та ін.

За катіоном і аніоном – характерний для солей, утворених катіоном слабкого гідроксиду й аніоном слабкої кислоти.

Наприклад: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, NH_4NO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ та ін.

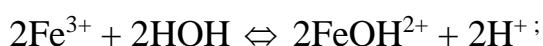
Гідроліз солі за катіоном відбувається внаслідок зв'язування катіоном солі гідроксид-іонів води в малодисоційований електроліт.

Сильна кислота, яка при цьому утворюється, не зв'язує іонів H^+ . Вона залишається в розчині у вигляді іонів. Тому розчини солей, утворених катіоном слабкого гідроксиду й аніоном сильної кислоти, мають кислу реакцію середовища ($\text{pH} < 7$).

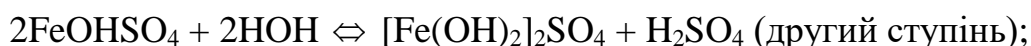
Продуктами гідролізу цих солей залежно від заряду катіона є такі:

- слабкий гідроксид (якщо сіль утворена однозарядним катіоном);
- основна сіль (якщо сіль утворена багатозарядним катіоном).

Наприклад:



Накопичення у розчині великої кількості іонів H^+ зміщує рівновагу дисоціації води, тому гідроліз $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ майже припиняється на першому ступені. За підвищення температури і значного надлишку води може лише частково відбуватись *другий ступінь* гідролізу (гідроліз основної солі):



Третій ступінь гідролізу $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ практично не відбувається через накопичення іонів H^+ (процес зміщується в бік вихідних сполук).

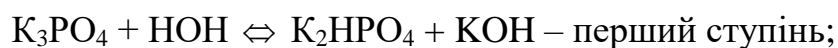
Гідроліз солі за аніоном відбувається внаслідок зв'язування аніоном солі іонів H^+ води в малодисоційований електроліт.

Сильний гідроксид, який при цьому утворюється, не зв'язує гідроксид-іони OH^- , тому розчини солей, утворених катіоном сильного гідроксиду й аніоном слабкої кислоти, мають лужну реакцію середовища ($\text{pH} > 7$).

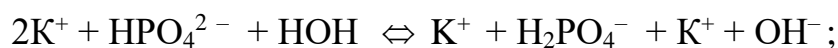
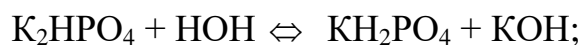
Продукти гідролізу таких солей залежно від заряду аніона:

- слабка кислота (якщо сіль утворена однозарядним аніоном);
- кисла сіль (якщо сіль утворена багатозарядним аніоном).

Наприклад:



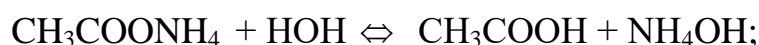
Гідроксид-іони OH^- , що накопичуються у розчині, пригнічують дисоціацію води, перешкоджаючи здійсненню другого ступеня гідролізу. Проте за підвищення температури і додаванні води гідроліз частково відбувається за другим ступенем:



Третій ступінь гідролізу з утворенням ортофосфорної кислоти H_3PO_4 практично не відбувається.

Гідроліз солі за катіоном і аніоном відбувається внаслідок зв'язування катіоном і аніоном солі кожного з іонів води (H^+ і OH^-) в малодисоційовані сполуки.

Гідроліз солей, утворених катіоном слабого гідроксиду й аніоном слабкої кислоти, наприклад $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ та ін., відбувається досить повно, оскільки внаслідок гідролізу утворюються два слабких електроліти. Наприклад:



(Скороченого іонного рівняння в такому разі не записують).

Оскільки значення констант дисоціації слабких електролітів, що утворюються внаслідок реакції, практично однакові

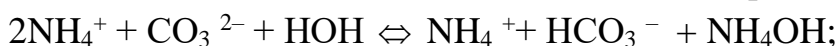
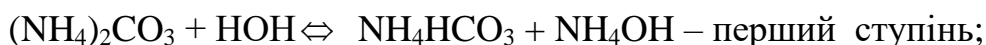
($K_{\text{дис}}\text{CH}_3\text{COOH}=1,75 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{дис}}\text{NH}_4\text{OH}=1,79 \cdot 10^{-5}$), то розчин $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ має $\text{pH} \approx 7$.

Гідроліз солей, утворених багатозарядними катіоном або аніоном, відбувається *ступенево* (переважно за першим ступенем).

Продукти гідролізу таких солей залежно від зарядів катіона і аніона:

- основна сіль (якщо сіль утворена багатозарядним катіоном);
- кисла сіль (якщо сіль утворена багатозарядним аніоном).

Наприклад:

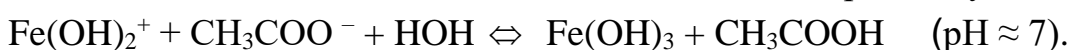


$\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{FeOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CH}_3\text{COOH}$ – перший ступінь;

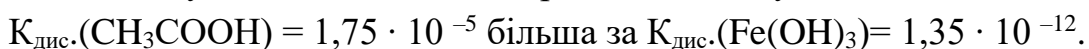


За кімнатної температури друга стадія гідролізу практично не відбувається. Однак у разі нагрівання і додавання води може відбуватися друга і навіть частково третя стадія гідролізу:

$\text{FeOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO} + \text{CH}_3\text{COO}^-$ – другий ступінь;

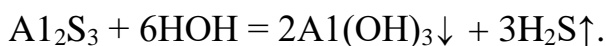


Розчин набуває слабкокислого середовища, тому що



Багато солей цього типу гідролізують необоротно. Прикладом солей, які зазнають *повного гідролізу*, є солі слабких основ і дуже слабких, нестійких або летких кислот – Cr_2S_3 , Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, CuSiO_3 , Ag_2SiO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$, SnCO_3 та ін. Їхній гідроліз супроводжується повним розкладанням солі з виділенням кислот і гідроксидів.

Рівняння реакцій повного гідролізу солей записують лише у молекулярному вигляді:



Через повний гідроліз ці солі не можуть бути одержані з водних розчинів.

8.2. Лабораторна робота ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Дослід 1. Визначення середовища реакцій гідролізу

Наливають в п'ять пробірок по 3 мл розчину солей карбонату натрію Na_2CO_3 , сульфату амонію – $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, хлориду натрію – NaCl , силікату натрію – Na_2SiO_3 , ацетату натрію – CH_3COONa . До кожної пробірки додають по 2-3 краплі метилоранжу.

Поясніть зміну забарвлення індикатора. Запишіть рівняння реакцій гідролізу солей, де це можливо, в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 2. Вплив розбавлення розчину на гідроліз солі

А. У пробірку наливають 1 мл концентрованого розчину нітрату бісмуту – $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ і розбавляють в 4-5 разів дистильованою водою. Спостерігають випадіння осаду. Додають 1-2 мл нітратної кислоти.

Що сталося з осадом?

Б. У пробірку наливають 1 мл розчину хлориду стибію – SbCl_3 і в 2-3 рази розбавляють дистильованою водою. До одержаного осаду додають краплями хлорогідрогенну кислоту до повного його розчинення. Додають воду до утворення осаду.

Запишіть рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.

Дослід 3. Вплив температури на гідроліз

У пробірку наливають 3 мл розчину ацетату барію – $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$ і додають кілька крапель фенолфталеїну. Вміст пробірки нагрівають до кипіння, спостерігають зміну кольору індикатора.

Сформулюйте висновок про вплив нагрівання на гідроліз солі. Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цієї солі.

Якого висновку можна дійти щодо зміни концентрації іонів OH^- в розчині на підставі зміни забарвлення фенолфталеїну внаслідок нагрівання?

Запитання для самоконтролю

1. Що називають гідролізом солей? Які фактори впливають на нього?
2. Чи всі солі гідролізують у водному розчині? Наведіть приклади.
3. Що характеризують ступінь гідролізу, константа гідролізу? Від яких факторів вони залежать?
4. Наведіть типові випадки гідролізу солей.

5. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей K_2S , $Pb(CH_3COO)_2$, $CuSO_4$. Яке значення рН (більше чи менше, ніж сім) мають розчини цих солей?

6. Які з солей K_2SO_3 , K_2SO_4 , $FeCl_3$ здатні до гідролізу? Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу відповідних солей.

7. Яка з солей $FeCl_2$ чи $FeCl_3$ більшою мірою підлягає гідролізу? Відповідь мотивуйте. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу наведених солей.

8. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей $CuSO_3$, K_2CO_3 . Яким буде рН розчинів?

9. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей $ZnCl_2$, Na_2CO_3 . Якою буде реакція середовища – кисла чи лужна?

10. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_3PO_4 . Визначте реакцію середовища в розчинах цієї солі.

11. Складіть рівняння реакції гідролізу солі $Al(CH_3COO)_3$.

12. Наведіть приклади реакцій гідролізу солей, у результаті яких утворюються розчини, що мають $pH < 7$; $pH > 7$; $pH = 7$.

9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

9.1. Теоретичні відомості

Окисно-відновними називають реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів елементів, що входять до складу речовин, що реагують.

Елемент, атоми якого віддають електрони, називається відновником. Під час реакції він окиснюється. Елемент, атоми якого приймають електрони, називається окисником. Під час реакції він відновлюється.

Складаючи рівнянь окисно-відновних реакцій, потрібно чітко розуміти, які речовини можуть бути окисниками, а які – відновниками, як змінюватимуться ступені окиснення атомів елементів, що належать до складу речовин, що реагують. Окисниками можуть бути:

1) елементарні речовини, атоми яких легко приєднують електрони, наприклад P_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 , O_3 ;

2) позитивно заряджені іони металів з високими ступенями окиснення, наприклад Fe^{3+} , Cu^{2+} тощо, а також іони водню H^+ . Залежно

від умов перебігу реакції ці іони можуть відновлюватися як до іонів з більш низьким ступенем окиснення, так і до вільного стану;

3) кисневмісні сполуки, що містять атоми металів або неметалів з високими ступенями окиснення – HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3 , HClO_4 , HBrO_4 тощо.

Відновниками можуть бути:

1) елементарні речовини, атоми яких здатні легко віддавати електрони, наприклад метали, водень, вуглець та ін.;

2) негативно заряджені атоми неметалів, наприклад H_2S , H_2Se , H_2Te , HI , HBr та їх солі, а також AsH_3 , PH_3 , NH_3 , NaNH_2 , CaH_2 та ін.;

3) деякі іони металів з низькими ступенями окиснення: Sn^{2+} , Fe^{2+} , Hg^{2+} , Cr^{3+} та ін.

Якщо елемент, який належить до складу хімічної сполуки або простої речовини, має проміжний ступінь окиснення, то він може і приєднувати, і віддавати електрони. У першому випадку речовина є окисником, у другому – відновником, наприклад I_2 , S , H_2O_2 , HNO_2 , H_2SO_3 та солі цих кислот, MnO_2 та ін.

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій – процес досить складний, особливо розставляння коефіцієнтів для реакцій.

Тому у складанні таких рівнянь рекомендується дотримуватися певної послідовності:

1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;

2) записати рівняння електронного балансу;

3) підставити у схему рівняння коефіцієнти, які знайдено за рівнянням електронного балансу;

4) розставити всі коефіцієнти у рівнянні реакції;

5) перевірити правильність балансу, підраховавши кількість атомів кисню в обох частинах рівняння.

У кожній реакції загальна кількість електронів, які віддає відновник, завжди дорівнює кількості електронів, які приєднує окисник. Цю закономірність використовують для визначення так званих основних стехіометричних коефіцієнтів. Від них залежить електронний баланс окисно-відновної реакції, тому змінювати їх вже не можна. Решту коефіцієнтів добирають за законом збереження маси.

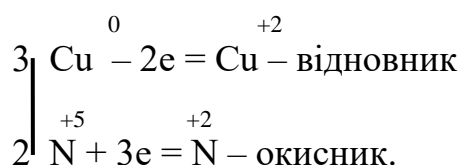
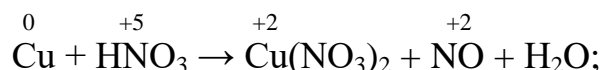
Окисно-відновні реакції поділяють на такі типи:

1) міжмолекулярні;

- 2) внутрішньомолекулярні;
- 3) реакції диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення);
- 4) складні окисно-відновні реакції.

9.2. Розв'язання типових задач

Приклад 1. Реакція міжмолекулярного окиснення-відновлення.
Відновник та окисник – це різні прості або складні речовини:



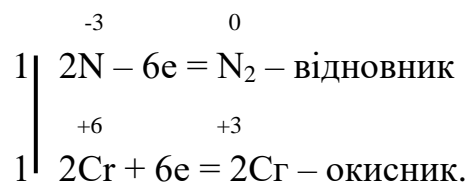
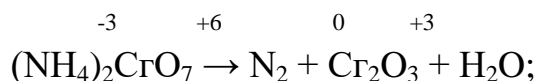
У рівняннях таких реакцій коефіцієнти треба починати розставляти у правій частині рівняння:



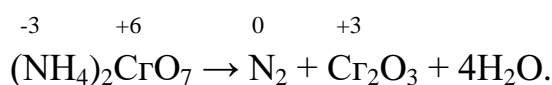
Розставивши основні коефіцієнти у правій частині рівняння, визначають загальну кількість вихідних молекул HNO_3 , потрібних і на окиснення, і на утворення солей з іонами металів. Перевірка за кількістю атомів кисню у правій та лівій частинах рівняння: $24 = 24$.

Приклад 2. Реакція внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення.

У реакціях цього типу віддають і приєднують електрони атоми різних елементів однієї й тієї самої складної речовини:



Обидва коефіцієнти скорочуються і дорівнюють одиниці, тому:



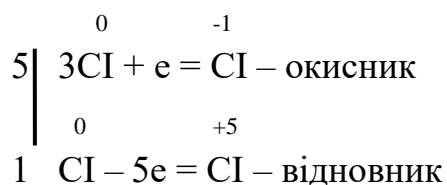
Приклад 3. Реакція диспропорціювання.

У таких реакціях віддають та приєднують електрони атоми одного й того самого елемента, що мають однакові ступені окиснення і належать до складу однієї й тієї самої речовини. Перебіг реакцій диспропорціювання супроводжується одночасним підвищенням і зниженням ступеня окиснення одного й того самого елемента й утворенням різних продуктів реакції. Вони характерні для атомів елементів з проміжними ступенями окиснення.

Диспропорціювання хлору в лужних розчинах під час нагрівання відбувається за рівнянням

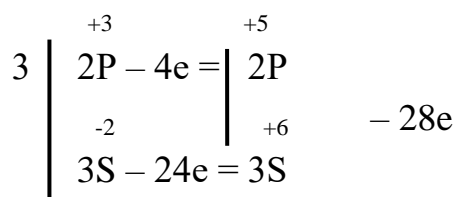
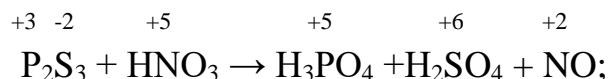


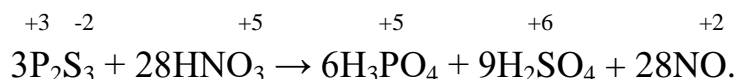
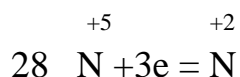
У процесі реакції частина атомів хлору, як відновники, віддають електрони, а інша частина атомів хлору, як окисники, приєднують електрони:



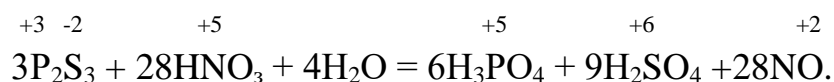
Приклад 4. Складні окисно-відновні реакції.

Поряд з уже розглянутими досить простими прикладами окисно-відновних реакцій є й складніші, у яких окиснюються відразу два чи більше елементів. Наприклад, молекула P_2S_3 містить атоми двох елементів, які віддають електрони: фосфор підвищує ступінь окиснення від +3 до +5, та сірка, що підвищує ступінь окиснення від -2 до +6. Окисником є азот, він приєднує електрони від атомів фосфору і сірки, понижаючи свій ступінь окиснення від +5 до +2:





У балансі за воднем не вистачає восьми атомів водню у лівій частині рівняння, отже, слід додати чотири молекули води:



Розставляти основні коефіцієнти слід починати перед вихідними речовинами, оскільки окиснюються відразу два елементи (фосфор та сірка).

Запитання для самоконтролю

Визначте окисник і відновник, складіть електронні рівняння процесів окиснення та відновлення, розрахуйте основні коефіцієнти, складіть рівняння окисно-відновних реакцій:

1. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{S} + \text{KOH}$.
1. $\text{MnO}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
2. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2$.
3. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{KClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{KClO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HBr}$.
8. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.
9. $\text{SnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{Sn} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
10. $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
11. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.
12. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
13. $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + 4\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
14. $\text{As} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$.
15. $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
16. $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH}$.
17. $\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

18. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
19. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{розб.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
20. $\text{Sb} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
21. $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
22. $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$.
23. $\text{NH}_3 + \text{SeO}_2 \rightarrow \text{Se} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
24. $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 (\text{розб.}) + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
25. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.
26. $\text{HClO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
27. $\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HBr}$.
28. $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2 \uparrow$.
29. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$.
30. $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

10. Р Я Д Н А П Р У Г М Е Т А Л І В

10.1. Теоретичні відомості

Метали до деякої міри розчиняються у воді та водних розчинах. Тобто якщо металеву пластину занурити в такий розчин, то відбудеться процес гідратації іонів металу полярними молекулами води і вони перейдуть у розчин.

У таких випадках електрони, що в надлишку залишились в металі, заряджають його поверхню негативно. Виникає електростатичне притягування між гідратованими катіонами і електронами. Тим самим встановлюється рухома рівновага:



де n – кількість електронів, які беруть участь у процесі. На межі метал–розчин виникає подвійний електричний шар, який характеризується відповідним стрибком потенціалів – електродним потенціалом.

Електродний потенціал залежить не тільки від природи металу, а й від концентрації розчину, температури і тиску.

Для обчислення значень електродних потенціалів використовують **рівняння Нернста**:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \lg[\text{Me}^{n+}],$$

де E – електродний потенціал металу, В;

E^0 – стандартний електродний потенціал металу (величина довідкова для кожного металу) (див. дод. 7);

T – температура, К ($25^{\circ}\text{C} + 273^{\circ}\text{C} = 298\text{ K}$);

R – універсальна газова стала ($8,31\text{ Дж/моль К}$);

F – число Фарадея 96500 (кл/моль) ;

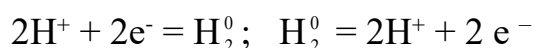
n – валентність атома металу;

$[Me^{n+}]$ – активність (концентрація) іонів металу.

Відповідно до числових значень величин T , F рівняння Нернста набуває вигляду, за яким виконують практичні розрахунки значень потенціалів кожного з електродів:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg[Me^{n+}].$$

Стандартним електродним потенціалом металу E_{298}^0 називається його електродний потенціал, який виникає після занурення металу в розчин його солі концентрацією або активністю (за точних розрахунків), рівною 1 моль/л, за температури, рівної 298 К, і тиску 101,3 кПа, виміряного у порівнянні зі стандартним електродним потенціалом водню, взятого за нуль. Стандартний гідрогеновий електрод – це платинова пластинка, насичена воднем за температури 298 К та тиску гідрогену 101 кПа, занурена в розчин кислоти, в якому активність іонів гідрогену дорівнює одиниці. На гідрогеновому електроді може відбуватися процес приєднання електронів до іонів гідрогену або процес відщеплення електронів і перехід гідрогену в іонний стан:



залежно від того, надходять електрони до електрода чи відходять від нього.

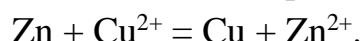
Розмістивши метали в ряд залежно від значень стандартних електродних потенціалів, отримуємо ряд напруг металів.

Місце того чи іншого металу в ряду напруг металів характеризує його відновні властивості, а також окисні можливості його іонів у водних розчинах за стандартних умов. Що менше значення E_{298}^0 , то кращі відновні властивості атомів металів і слабші окисні властивості іонів металів.

Характерною властивістю металів є їхня здатність лише віддавати електрони, тобто метали можуть виступати тільки в ролі відновників.

Здатність металів до утворення вільних позитивно заряджених іонів виявляється в реакціях витіснення металів з їхніх солей іншими, активнішими металами або під час взаємодії з кислотами-неокисниками. Наприклад, під час взаємодії цинку з хлорогідрогенною або розбавленою сульфатною кислотою відбувається окисно-відновна реакція витіснення водню цинком.

Здатність різних металів віддавати електрони оцінюють за реакціями витіснення цих металів з їхніх солей іншими металами. Наприклад, якщо цинкову пластинку занурити в розчин сульфату купруму, то відбувається окисно-відновна реакція:



Ця реакція, наприклад, відбувається у гальванічному елементі, в якому цинкову пластинку (один електрод) занурено у розчин сульфату цинку, а мідну (другий електрод) – у розчин сульфату купруму (II). Сполучивши цинковий та мідний електроди з гальванометром і з'єднавши розчини U-подібною трубкою, заповненою розчином електроліту KNO_3 , отримують гальванічний елемент (елемент Якобі – Даніеля) (рис. 10.1).

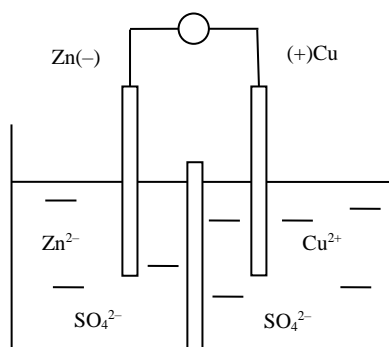


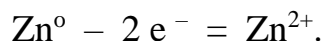
Рис. 10.1. Схема мідно-цинкового гальванічного елемента

Після встановлення у гальванічному колі контакту стрілка гальванометра відхиляється у напрямку до електрода із купруму. Це свідчить про те, що під час роботи гальванічного елемента електрони рухаються від цинкового електрода до купруму.

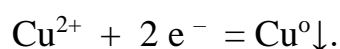
Гальванічний елемент – це прилад, що слугує для перетворення хімічної енергії окисно-відновної реакції на електричну.

У гальванічному елементі електрони переходять від відновника до окисника не безпосередньо, а по провіднику електричного струму – по зовнішньому колу. Цей напрямлений потік електронів є електричним струмом.

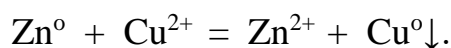
На цинковому електроді елемента Якобі – Даніеля відбувається розчинення цинку з перетворенням його атомів на іони, тобто процес окиснення:



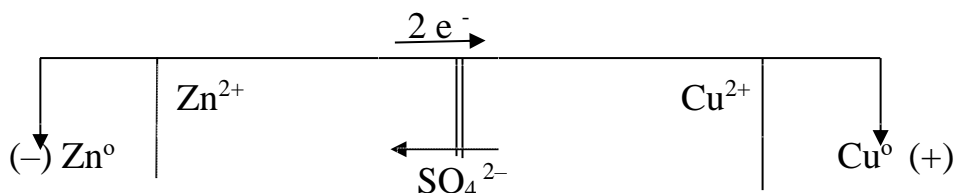
А вивільнені електрони по провіднику переходять на електрод з купруму, де відбувається розрядження катіонів купруму (процес відновлення):



Сумарне рівняння реакції, внаслідок якої у колі виникає електричний струм, матиме такий вигляд:



Схематично гальванічний елемент Якобі – Даніеля зображують так:



Зі схеми видно, що в розчині катіони Zn^{2+} і Cu^{2-} переміщуються від цинкового електрода до мідного, а аніони SO_4^{2-} – у зворотному напрямку. Електрод, на якому відбувається процес окиснення, називається анодом, а електрод, на якому відбувається процес відновлення, катодом. У цьому елементі анодом є цинковий електрод, а катодом – купрум.

Електричний струм, що проходить по зовнішньому колу гальванічного елемента, здатен виконувати певну корисну роботу. Величина роботи, яку можна виконати внаслідок перетворення хімічної енергії окисно-відновної реакції, що відбувається в гальванічному елементі, залежить від величини струму, який виникає в цьому елементі.

У разі збільшення опору зовнішнього кола виділятиметься лише «некорисна» теплота, а корисна робота не виконуватиметься.

Сполучивши гальванічний елемент з електромотором, ротор якого обертається з такою швидкістю, що розвинута ним зворотна електрорушійна сила (е.р.с.) зрівноважує е.р.с. гальванічного елемента, дістають інший результат – теплова втрата стає мінімальною, а робота, навпаки, максимальною.

За сталої температури і тиску максимальна робота, яку може виконати реакція, дорівнює зміні енергії Гіббса цієї реакції ΔG , взятій з протилежним знаком (знак «мінус» означає, що процес може відбутися самочинно).

Робота електричного струму, який виникає в гальванічному елементі внаслідок відновлення та окиснення n еквівалентів речовини, дорівнюватиме:

$$\Delta G = nFE,$$

де F – число Фарадея;

E – електрорушійна сила гальванічного елемента.

Електрорушійною силою гальванічного елемента називається максимальне значення напруги гальванічного елемента, відповідне перебігу реакції в прямому і зворотному напрямках. Електрорушійна сила гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів між електродами.

Для обчислення е.р.с. від величини потенціалу катода слід відняти величину потенціалу анода. В гальванічному елементі, як уже зазначено, катодом є позитивно заряджений електрод, анодом – негативно заряджений (під час електролізу – навпаки).

10.2. Розв'язання типових задач

Приклад 1. Визначити е.р.с. гальванічного елемента, який складається з мідного і цинкового електродів, занурених в розчини своїх солей концентрацією 1,5 моль/л і 0,01 моль/л відповідно.

Розв'язання. Виходячи з рівняння Нернста, знаходимо значення електродних потенціалів електрода із купруму і цинкового електрода:

$$E_{\text{Cu}} = +0,337 + \frac{0,059}{2} \lg 1,5 = 0,345 \text{ В};$$

$$E_{\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,818 \text{ В}.$$

Електрорушійна сила гальванічного елемента становитиме:

$$E_{PC} = E_{Cu} - E_{Zn} = 0,345 - (-0,818) = 1,163 \text{ В.}$$

Приклад 2. Магнієву пластину занурили в розчин його солі, електродний потенціал магнію став дорівнювати 2,41 В. Визначити концентрацію іонів магнію.

Розв'язання. Подібні приклади розв'язують також за допомогою рівняння Нернста:

$$2,41 = -2,37 + \frac{0,058}{2} \cdot \lg C;$$

$$0,04 = 0,029 \cdot \lg C;$$

$$\lg C = -\frac{0,04}{0,029} = -1,3793;$$

$$C_{Mg^{2+}} = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

10.3. Лабораторна робота РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ

Дослід 1.

У чотири пробірки наливають по 2-3 мл розчину хлоридної кислоти і кладуть в кожну по шматочку алюмінію, цинку, заліза та міді. Спостерігають, що відбувається (за виділенням водню в пробірках).

Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.

Дослід 2.

Наливають у пробірку 2-3 мл розчину сульфату купруму і занурюють у нього шматочок очищеного залізного дроту. Спостерігають за перебігом процесу.

Складіть рівняння реакції в молекулярній формі і електронну схему до нього.

Дослід 3.

Наливають у пробірку 2 мл нітрату плюмбуму і кладуть у розчин шматочок цинку. Спостерігають за зміною поверхні цинку. Складають рівняння реакції.

Дослід 4.

Беруть два однакових шматочки цинку, один з них обмінюють, зануривши на 2-3 хвилини в розчин сульфату купруму. У дві пробірки

наливають по 2 мл розбавленої хлорогідрогенної кислоти і кладуть в одну шматочок обмідненого цинку, а в другу – шматочок звичайного.

В якій з пробірок швидше відбуватиметься виділення водню? Поясніть причину і напишіть відповідні хімічні реакції.

Запитання для самоконтролю

1. Визначте ЕРС гальванічного елемента, що складається зі свинцю, зануреного у розчин нітрату свинцю з молярною концентрацією 0,01 моль/л, і магнію, зануреного у розчин нітрату магнію з молярною концентрацією 1 моль/л. Вкажіть напрямок руху електронів у зовнішньому колі. Складіть рівняння електродних процесів, що відбуваються внаслідок розрядження елемента.

2. Електродами гальванічного елемента є магній, занурений у розчини своєї солі різної концентрації (1 моль/л і 0,01 моль/л відповідно). Обчисліть ЕРС цього елемента, вкажіть напрям струму в зовнішньому колі.

3. Обчисліть ЕРС мідно-срібного елемента, в якому мідний електрод занурено у розчин нітрату міді (II) з молярною концентрацією 1 моль/л, а срібний електрод – у розчин нітрату срібла з молярною концентрацією 0,01 моль/л. Запишіть рівняння електродних процесів внаслідок розрядження акумулятора.

4. Визначте ЕРС елемента, що складається з міді, зануреної у розчин сульфату міді (II) з молярною концентрацією 0,001 моль/л і цинку, зануреного у розчин сульфату цинку з молярною концентрацією 1 моль/л.

Складіть рівняння електродних процесів, які відбуваються під час роботи елемента. Вказати напрям руху електронів у зовнішньому колі.

5. Гальванічний елемент складено із нікелю, зануреного у розчин нітрату нікелю з молярною концентрацією 0,1 моль/л, і срібла, зануреного у розчин нітрату срібла з молярною концентрацією 0,001 моль/л. Обчисліть ЕРС елемента, вкажіть напрям струму у зовнішньому колі.

6. Які окисно-відновні реакції відбуватимуться на залізній і цинковій пластинках після їхнього занурення у розчин сірчаної кислоти, якщо зовнішні кінці пластинок з'єднати дротом? Запишіть рівняння реакцій.

7. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, електродами якого є кадмій і ртуть, занурені у розчини своїх солей (нітратів), якщо концентрації іонів Cd^{2+} та Hg^{2+} дорівнюють 1 моль/л та 0,01 моль/л відповідно.

Складіть схему гальванічного елемента, запишіть рівняння електродних процесів і вкажіть напрям струму у зовнішньому колі.

8. Залізу та срібну пластини з'єднано зовнішнім провідником і занурено у розчин H_2SO_4 . Запишіть електронні рівняння процесів на електродах цього гальванічного елемента.

9. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких кадмій є анодом, в другому – катодом. Напишіть електронні рівняння електродних процесів.

10. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, який складається з цинкової та нікелевої пластин, занурених у розчини своїх солей (сульфатів). Концентрація іонів Zn^{2+} дорівнює 0,01 моль/л, а іонів Ni^{2+} – 0,001 моль/л. Вкажіть напрям струму в зовнішньому колі.

11. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із залізного електрода, зануреного у розчин сульфату заліза (II) з молярною концентрацією 0,01 моль/л, і срібного електрода у розчині нітрату срібла з молярною концентрацією 0,001 моль/л. Вкажіть катод і анод. Складіть рівняння електродних процесів.

12. Срібло не витісняє водень з кислот. Чому? Однак якщо до срібної пластинки, зануреної у кислоту, доторкнутися залізним дротом, на сріблі починається інтенсивне виділення водню. Дайте пояснення цьому явищу. Складіть рівняння реакцій.

13. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається з нікелю, зануреного у розчин нітрату нікелю з молярною концентрацією 1 моль/л, і свинцю, зануреного у розчин нітрату свинцю з молярною концентрацією 0,001 моль/л. Вкажіть напрям руху електронів у зовнішньому колі. Складіть рівняння реакцій, які відбуваються на електродах елемента.

14. Складіть електрохімічні схеми сухих манган-цинкового й ртутно-цинкового елементів. Запишіть рівняння електродних процесів, які відбуваються під час розрядження. Вкажіть їх недоліки та переваги.

15. Складіть електрохімічну схему елемента Вольта. Запишіть рівняння процесів, які відбуваються на електродах під час його

розряджання. Яку роль відіграє в такому разі перенапруга для виділення водню? Чому цей елемент не може працювати протягом тривалого часу?

16. Складіть електрохімічну схему воднево-кисневого паливного елемента. Запишіть рівняння процесів, які відбуваються на його електродах під час розряджання. Опишіть конструкцію двошарових електродів, а також переваги паливних елементів і перспективи їхнього використання у техніці.

17. Складіть електрохімічну схему кадмієво-нікелевого акумулятора. Запишіть рівняння електродних процесів під час його розряджання й заряджання. Чому можна герметизувати цей акумулятор?

18. Якщо олов'яну пластинку занурити у соляну кислоту, виділиться водень. Якщо занурити у соляну кислоту алюмінієву пластинку і з'єднати її з олов'яною, то водень і далі виділятиметься на олов'яній пластинці, але більш інтенсивно. Поясніть це явище. Складіть електронні рівняння процесів, які відбуваються.

19. Якщо цинкову і магнієву пластинки занурити у розчин сірчаної кислоти, обидві пластинки при цьому розчиняться з виділенням водню. Чи будуть пластинки розчинятися, якщо з'єднати їхні кінці металевим провідником? На поверхні якої пластинки буде виділятися водень? Обґрунтуйте відповідь.

20. Складіть електрохімічну схему срібно-кадмієвого акумулятора. Запишіть рівняння процесів, які відбуваються на електродах під час його розряджання і заряджання. Вкажіть переваги і недоліки цього акумулятора.

11. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

11.1. Теоретичні відомості

Корозія (лат. Corrodere – роз'їдати) – це самочинний процес руйнування металів та їх сплавів унаслідок хімічного або електрохімічного впливу навколишнього середовища.

Критерієм самочинного перебігу процесу є ізобарно-ізотермічний потенціал ΔG . Для значної більшості металів величина ΔG має від'ємне значення, що свідчить про можливість їх руйнування у звичайних умовах. Щодо реакції $Zn + \frac{1}{2}O_2 = ZnO$ можна стверджувати, що $\Delta G = -318,5$ кДж. Це є свідченням того, що цинк самочинно окиснюється. Металічний стан більшості технічних металів в атмосфері або в інших

середовища залишається термодинамічно нестабільним. Це визначає прагнення більшості металів до самочинного корозійного руйнування. Термодинамічна нестабільність металу залежить від його природи, особливостей корозійного середовища й умов, за яких середовище впливає на метал. Наприклад, алюміній у лужному середовищі буде руйнуватись інтенсивніше ($\Delta G = -1140$ кДж), ніж залізо у хлорогідрогенній кислоті ($\Delta G = -304$ кДж).

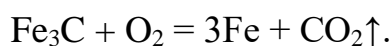
Розрізняють два механізми корозійного процесу: хімічний і електрохімічний. Хімічна корозія відбувається за законами гетерогенних хімічних реакцій. Атоми металів безпосередньо взаємодіють з агресивним середовищем. Прикладом хімічної корозії може бути руйнування металів під впливом різних сухих газів і неелектролітів.

Електрохімічна корозія відбувається за законами електрохімічної кінетики з розмежуванням процесу на два самочинних, але пов'язаних між собою – анодний і катодний:



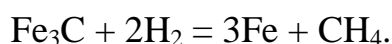
катодний – наприклад, відновлення іонів гідрогену $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$ або молекул кисню, розчиненого у воді $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$.

На повітрі й особливо за високих температур корозія зводиться до взаємодії металу з киснем. Залізо, сталь, чавун покриваються окалиною складної будови, яка містить FeO , Fe_3O_4 , Fe_2O_3 . Одночасно відбуваються процеси з'єднання поверхні сталі цементитом (Fe_3C):



Швидкість корозії зростає також за підвищеного тиску газового середовища.

Особливим випадком корозії є руйнування в присутності водню, який за підвищення температури і тиску зменшує міцність сталі (гідрогенна крихкість сталі). Крихкість зумовлена взаємодією цементиту з воднем:



Під впливом газів руйнується більшість кольорових металів.

Основним методом протидії корозії, яка відбувається під впливом газів, може бути легування, створення на поверхні металу захисних

покривів. Наприклад, добавка до сталі 3,5% алюмінію збільшує її стійкість вдвічі навіть за 900 °С.

Умовою перебігу електрохімічної корозії є наявність електроліту. Загалом метали неоднорідні, і тому внаслідок дії електролітів на межі розподілу фаз виникає безліч гальванопар.

Іноді сполуки корозії утворюють на поверхні металів щільний шар, який захищає метал від подальшого руйнування. Швидкість корозії залежить від суцільності оксидної плівки. Суцільність оксидного шару можна оцінити за відношенням об'єму оксиду $V_{\text{Me}x\text{O}_y}$ до об'єму металу, витраченого на утворення цього оксиду V_{Me} : $\alpha = \frac{V_{\text{Me}x\text{O}_y}}{V_{\text{Me}}}$. Метали, в

яких $\alpha < 1$, не мають суцільної плівки. Для суцільних і стійких плівок значення факторів α перебувають у межах від 1,2 до 1,6. До таких металів належать, наприклад, магній, алюміній, цинк, свинець та деякі інші.

Залежно від умов перебігу корозійного процесу розрізняють такі види корозії: атмосферна, ґрунтова, в електролітах, корозія під дією мандрівного струму, механічних навантажень разом з дією агресивного середовища, біохімічна корозія.

Корозійні процеси зумовлені об'єктивними законами природи. На основі їхнього вивчення вдається якоюсь мірою загальмувати шкідливий вплив агресивного середовища.

Методи захисту від корозії можна поділити на три групи. До першої належать методи, пов'язані із зміною властивостей металів, до другої – зменшення агресивної дії корозійного середовища, до третьої – електрохімічні методи.

За першим варіантом захист ґрунтується на спрямованому модифікуванні хімічного складу металів і покриттям їх поверхні ізолювальними плівками.

Прикладом може бути легування, на якому ґрунтується виробництво нержавіючих сталей. Вони містять хром, здатний утворювати пасивувальні оксидні плівки, а для запобігання пітинговій корозії, до якої схильні хромисті сталі, додають молібден.

На повітрі, особливо за високих температур, корозія зводиться до взаємодії металу з киснем.

Ізолювальні неметалічні покриття можуть бути неорганічними та органічними. До органічних захисних плівок належать мастила (різні мінеральні масла, вазелін, парафін, бітуми тощо), які використовують для тимчасового захисту металів від корозії. Для тривалішого захисту застосовують високов'язкі композиції – пластичні (консистентні) мастила. Для захисту зовнішньої поверхні конструкцій у процесі їхньої експлуатації в атмосфері або агресивних середовищах, наприклад, у річковій та морській воді, широко використовують лакофарбні покриття. Різні ємкості та сховища, наприклад, електролітичні ванни та кислотозбірники, захищають від корозії, покриваючи їх поверхню гумою або ебонітом, які мають високу стійкість у багатьох агресивних середовищах. Нарівні з органічними покриттями застосовують неорганічні – емалі, кислототривкі плитки, цементи тощо.

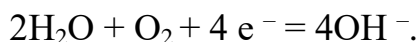
Захисні плівки на поверхні металів можна створювати, перетворюючи їх поверхневий шар на хімічні сполуки, які ефективно перешкоджають контакту металу з агресивними середовищами шляхом обробки металів хімічними реагентами чи електричним струмом. Захисні плівки складаються з важкорозчинних сполук металу (оксидні, фосфатні, боратні, змішані та ін.). Прикладом утворення пасивувальних плівок під впливом хімічних реагентів може бути хімічне оксидування сталі, яке широко застосовують на практиці для захисту металовиробів від атмосферної корозії. Прикладом електрохімічного утворення поверхневих оксидних плівок є анодне оксидування алюмінію та його сплавів. Електрохімічний процес виконують у кислотному розчині, де металічні вироби є анодами. Тому цей метод іноді називають **анодуванням**.

Ефективного захисту металів від корозійного руйнування досягають, покриваючи їх поверхню металічними плівками. Для цього використовують гальванічні процеси, гарячі методи нанесення покриттів, методи напилення у вакуумі, термодифузійні методи тощо. Відносно основного металу розрізняють катодні й анодні покриття, тобто покриття, які є відповідно менш і більш активними, ніж метал, який захищають.

До перших з них належать металічні покриття, потенціал яких у середовищі більший за потенціал металу, який захищають від корозії (наприклад, олово, мідь, нікол, срібло на вуглецевих або низьколегованих сталях). Ефективність покриттів зумовлена механічною

ізоляцією металовиробів від впливу середовища, тому порушення їх суцільності створює небезпеку відновлення корозійного процесу, який посилюється внаслідок роботи гальванічних пар (анодом є більш активний основний метал) і може навіть призвести до відокремлення захисної металічної плівки.

До другої групи належать металічні покриття, потенціал яких менший за потенціал основного металу (цинк, кадмій). Їх дія зумовлена не тільки механічним екрануванням, а й можливістю протекторного захисту оголених ділянок поверхні. Для прикладу розглянемо процеси, які відбуваються у разі порушення суцільності цинкового покриття на залізі. Через попадання вологи на місце зруйнованого цинкового шару виникає гальванічна пара цинк – ферум. Цинк, як більш активний метал, із ферумом має більш від’ємний електродний потенціал і тому виконує роль анода. Він окиснюється і переходить у розчин у вигляді іонів $Zn = Zn^{2+} + 2 e^-$. Електрони переходять на залізо, що перебуває у безпосередньому контакті з цинком, де можлива реакція відновлення:



Захищають метали від корозії і за другим варіантом, змінюючи властивості середовища.

Досягають цього завдяки вилученню або зменшенню вмісту в корозійному середовищі агресивних компонентів або за допомогою речовин, які називаються інгібіторами корозії.

До найпоширеніших агресивних компонентів середовища належать кисень та іони водню. Концентрацію розчиненого кисню, який є основною корозійно активною складовою в нейтральних та близьких до них середовищах, знижують за допомогою деаерації розчинів їх нагріванням, барботуванням інертного газу.

Ефективно впливають на корозійні властивості середовища заходи для його нейтралізації, оскільки часто найбільша швидкість корозії спостерігається в кислих або лужних середовищах.

Захищають метали за допомогою інгібіторів корозії – спеціальних хімічних речовин: додані у малих кількостях до агресивного середовища, вони в десятки або й сотні разів знижують швидкість корозійного процесу. Інгібітори здатні гальмувати корозію металів у кислих, нейтральних та лужних розчинах. Їх поділяють на неорганічні та органічні, оскільки механізм дії та галузі застосування різні. Гальмівна дія неорганічних інгібіторів зумовлена окисненням поверхні металу з

переведенням її у пасивний стан (нітрити, хромати та ін.) або утворенням плівки важкорозчинних сполук з металом (фосфати, борати, силікати тощо). Органічні інгібітори – це поверхнево-активні речовини, які адсорбуються на поверхні металів і значно гальмують електрохімічні корозійні процеси. До них належать органічні сполуки, що містять нітроген, сульфур, кисень.

Електричні методи захисту металів належать до третього варіанта захисту. Це, зокрема, *катодний, анодний, а також протекторний* захист металів від корозійного руйнування.

Катодного захист полягає в тому, що металокопструкції під'єднують до негативного полюса зовнішнього джерела струму (тобто їх перетворюють на катод). До позитивного полюса приєднують електрод з малоцінного металу, який виконує функцію анода. Внаслідок цього для захищеного металу рівновага $Me^{n+} + ne^{-} \leftrightarrow Me$ зміщується у бік металу (катодна поляризація) і його корозія припиняється.

Протекторний захист відрізняється від розглянутого катодного тим, що негативний потенціал на металічну копструкцію подається не від джерела постійного струму, а завдяки використанню більш активного металу (цинку, магнію, алюмінію, сплавів) як анода. Активний метал під час корозійного розчинення утворює в системі електричний струм потрійної сили.

Анодний захист полягає в накладанні на метал анодної поляризації, тобто позитивного потенціалу від джерела струму. Завдяки цьому метал, який захищають, окиснюється, і на його поверхні утворюється захисна плівка. Цей метод захисту застосовують лише для металів і сплавів, які здатні за певних умов до пасивації.

11.2. Лабораторна робота КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Дослід 1. Корозія оцинкованого і лудженого заліза в кислому середовищі

У дві пробірки наливають по 2-3 мл розбавленої сульфатної кислоти і додають по дві краплі розчину червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$. Беруть дві залізні канцелярські скріпки, затискають в одній шматочок цинку, в другій – стануму і занурюють їх у пробірки. Пробірку з парою станум – ферум трохи нагрівають. За деякий час спостерігають утворення турнбулевої блакиті $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

Накресліть схеми гальванопар та пояснюють їх роботу за допомогою рівнянь.

Дослід 2. Вплив на швидкість корозії контакту більш активного металу з менш активним

У пробірку наливають розбавлену хлоридну кислоту й занурюють шматочок цинку. Впевнившись у тому, що виділення водню відбувається з невеликою швидкістю, доторкаються до цинку дротом з купруму. Дріт забирають й ще раз доторкаються ним до цинку. Спостерігають, як змінюється швидкість виділення гідрогену внаслідок дотику до цинку дротом з купруму. Звертають увагу на те, на якому з металів виділяється гідроген під час контакту з цинку з купрумом.

Складіть електронні рівняння реакції й схему гальванопари за контакту купруму з цинком. Встановлюють вплив на швидкість корозії цинку в кислому середовищі менш активного металу.

Дослід 3. Корозія алюмінію в умовах лужного середовища

У пробірку кладуть трохи ошурок алюмінію і доливають 30%-й розчин лугу. Доводять дослідним шляхом, що газ, який виділяється, – водень.

Складіть рівняння реакції, беручи до уваги, що в процесі бере участь вода.

Яким є механізм розчинення алюмінію в лугах? Чи доцільно використовувати алюміній як арматуру в середовищі бетону, що твердне, на основі силікатного цементу?

Запитання для самоконтролю

1. Яке покриття металу називають анодним, катодним? Наведіть приклад анодного і катодного покриття заліза. Складіть рівняння процесів, які відбуваються у разі порушення цілісності анодного, катодного покриття.

2. У розчин хлориду натрію занурили залізну пластину, а також залізну пластину, склепану з цинковою. В якому випадку корозія заліза буде відбуватись інтенсивніше? Відповідь обґрунтуйте. Складіть рівняння процесів, які відбуваються.

3. Чому хімічно чисте залізо є більш стійким проти корозії порівняно з технічним залізом? Складіть рівняння процесу корозії технічного заліза у морській воді.

4. У розчин хлориду натрію занурено залізну пластину, а також залізну пластину, склепану з мідною. В якому випадку корозія заліза відбувається інтенсивніше? Складіть рівняння процесів, які відбуваються.

5. Складіть рівняння процесів, які відбуваються через вплив атмосферної корозії лудженого заліза і лудженої міді у разі порушення цілісності покриття.

6. Які процеси відбуватимуться на цинковій і залізній пластинах, якщо занурити кожен окремо у розчин сульфату міді (II)? Які процеси будуть відбуватися, якщо зовнішні кінці пластин, які занурено у розчин, з'єднати провідником? Складіть рівняння процесів.

7. Чому технічний цинк взаємодіє з розчиненими кислотами більш інтенсивно, ніж хімічно чистий цинк? Складіть рівняння процесів, які відбуваються під час розчинення цинку (чистого і технічного) у соляній кислоті.

8. Нікелеву і кадмієву пластини занурено у розчин сірчаної кислоти. Якщо з'єднати кінці пластин провідником, то на нікелевій пластині буде спостерігатись виділення водню. Дайте пояснення цьому явищу. Який метал розчиняється? Складіть рівняння процесів.

9. Як впливає рН середовища на корозію заліза, цинку? Складіть рівняння реакцій.

10. Поверхню залізної пластинки покрили шаром кадмію. Яке це покриття – анодне чи катодне? Відповідь обґрунтуйте. Який метал буде кородувати в разі пошкодження захисного покриття? Складіть електронні рівняння відповідних процесів (середовище нейтральне).

11. У розчин електроліту занурили цинкову пластину, а також цинкову пластину, частково покриту міддю. В якому випадку процес корозії відбуватиметься інтенсивніше? Відповідь обґрунтуйте.

12. У чому полягає суть протекторного захисту металу від корозії? Наведіть приклади. Складіть рівняння відповідних процесів (середовище нейтральне) (див. дод. 7).

13. У розчин електроліту занурили цинкову пластину, а також цинкову пластину, частково вкриту оловом. В якому випадку процес корозії цинку відбуватиметься інтенсивніше? Відповідь обґрунтуйте.

14. Дві залізні пластини, частково покриті одна – оловом, друга – міддю, знаходяться у вологому повітрі. На якій з цих пластин швидше виникне іржа? Відповідь обґрунтуйте.

15. Які процеси і чому відбуваються під час корозії мідного дроту, покритого золотом, у разі пошкодження цілісності покриття у розчині соляної кислоти. Складіть рівняння процесів, які відбуваються.

16. Цинкову і магнієву пластини занурили у розчин сірчаної кислоти. Обидві пластини при цьому розчиняються з виділенням водню. Чи будуть пластини розчинятися, якщо з'єднати їхні кінці металічним провідником? Біля поверхні якої пластини буде виділятися водень? Обґрунтуйте відповіді.

17. Дві залізні пластини, частково покриті одна – кадмієм, друга – нікелем, знаходяться у вологому повітрі. На якій з цих пластин виникне іржа? Відповідь обґрунтуйте. Складіть рівняння відповідних процесів.

18. Які з наведених металів – Zn, Sn, Mg, Cd, Ag, Au – слугуватимуть анодним покриттям відносно заліза? Чи й надалі покриття захищатиме залізний виріб від руйнування в разі його ушкодження? Складіть рівняння відповідних процесів.

19. Які з металів слугуватимуть для заліза катодним покриттям – Zn, Mg Cd, Cu, Ag Ni? Чи й надалі покриття захищатиме залізний виріб у разі порушення його цілісності? Складіть рівняння відповідних процесів.

20. Що таке анодний, катодний процеси в явищах електрохімічної корозії? Наведіть приклад, складіть рівняння відповідних процесів.

12. СПОЛУКИ КАЛЬЦІЮ ТА МАГНІЮ

12.1. Теоретичні відомості

Магній і кальцій належать до головної підгрупи другої групи періодичної системи елементів. Вони легко окиснюються, але важко відновлюються зі сполук. Найбільш поширеними мінералами, до складу яких входить магній, наприклад, можна назвати:



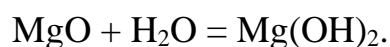
Одними з досить поширених природних сполук магнію є магнезит MgCO_3 і доломіт $\text{CaCO}_3\cdot\text{MgCO}_3$.

У природі у невеликих кількостях трапляється оксид магнію MgO (периклаз). У промисловості його отримують за допомогою термічної дисоціації карбонату магнію:

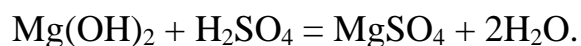


У техніці MgO називають паленою магнезією. Це тугоплавка речовина, яку використовують для виготовлення вогнетривкої цегли, магнезійного цементу, добування магнію.

Оксид магнію не розчиняється у воді, але взаємодіє з нею:

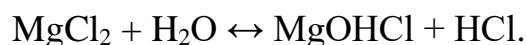


Гідроксид магнію реагує з кислотами і не взаємодіє з лугами:

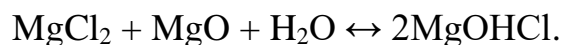


До важливих солей магнію належать хлорид магнію MgCl₂.

Солі магнію підлягають гідролізу з утворенням основних солей:



У техніці сіль MgOHCl отримують як результат взаємодії концентрованого розчину хлориду магнію з попередньо нагрітим до високої температури оксидом магнію:



Це метод отримання магнезійного цементу, який використовують у будівельній галузі.

Одним з поширених елементів є кальцій. Маючи високу активність, він не трапляється в природі у вільному стані, а лише в сполуках мінералів: **CaCO₃ – кальцит; CaSO₄ – ангідрит; CaSO₄·2H₂O – природний гіпс; Ca₃(PO₄)₂ – фосфорит; штучні мінерали, які входять до складу портландського цементу: 3CaO·SiO₂ – аліт; 2CaO·SiO₂ – беліт; 4CaO·Al₂O₃·Fe₂O₃ – целіт.**

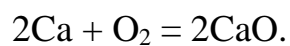
У промисловості кальцій отримують методом електролізу хлориду кальцію: **на катоді** $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}^0$; **на аноді** $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2^0$.

Для зниження температури плавлення CaCl₂ добавляють фторид кальцію (CaF₂).

Невелику кількість кальцію отримують способом алюмотермії:



Під час нагрівання на повітрі кальцій згорає і утворює оксид:

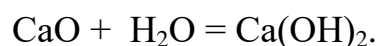


У промисловості будівельних матеріалів оксид кальцію (негашене вапно) отримують як результат розкладанням в процесі нагрівання вапняку:



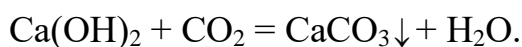
Ця реакція оборотна. Щоб запобігти цьому, потрібно відбирати CO₂.

Отриманий оксид кальцію активно самочинно взаємодіє з водою:

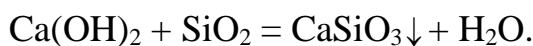


Гідроксид кальцію, який використовують в будівництві як в'язучу речовину, називають гашеним вапном.

На повітрі гідроксид кальцію вступає в реакцію (з вуглекислим газом) і поступово перетворюється на карбонат кальцію:

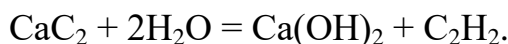
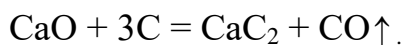


Це одна з причин твердіння вапна. Для виготовлення будівельного розчину до гашеного вапна додають кремнезем (SiO_2) як наповнювач. За певних умов між ними можлива реакція:



Це може бути другою причиною твердіння вапна.

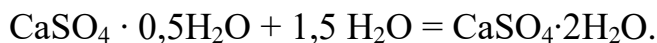
Оксид кальцію разом з карбоном за високої температури ($1950\text{ }^\circ\text{C}$) утворює карбід кальцію CaC_2 , який використовують для отримання ацетилену:



Велике значення у будівництві має напівводний гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. Його отримують з природного гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в процесі нагрівання:



Унаслідок взаємодії напівводного гіпсу з водою, що є і реакцією твердіння, утворюється штучний камінь:



12.2. Розв'язання задач

П р и к л а д. Скільки будівельного гіпсу можна добути з 800 кг природного гіпсового каменю?

Р о з в' я з а н н я. Напишемо реакцію часткової дегідратації природного гіпсового каменю:



Із моля природного гіпсу, який становить 172,1 г, отримують 81,1 г напівводного гіпсу, з $800 \cdot 1000$ г отримують X г:

$$X = \frac{800000 \cdot 81,1}{172,1} = 376990,12 \text{ г, або } 376,99 \text{ кг.}$$

12.3. Л а б о р а т о р н а р о б о т а **СПОЛУКИ МАГНІЮ І КАЛЬЦІЮ**

Дослід 1. Взаємодія оксиду магнію з водою

У пробірку кладуть порошок оксиду магнію, додають 1-2 мл дистильованої води, а також 2-3 краплі фенолфталеїну. Що спостерігається? Чи розчиняється гідроксид магнію у воді? Нагрівають вміст пробірки до кипіння і кип'яють протягом 1-2 хв.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання оксиду кальцію та його взаємодія з водою

Шматочок мармуру або крейди затискають залізними щипцями і прожарюють 10-15 хв на вогні. Після охолодження поміщають прожарений шматочок в пробірку, додають трохи води і 2-3 краплі фенолфталеїну.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Порівняльна розчинність сульфатів магнію та кальцію у воді

У дві пробірки поміщають невелику кількість (по 0,5 г) сульфату магнію і сульфату кальцію, додають воду (по 5-6 мл), збовтують. В якій пробірці сіль повністю розчинилась? Відбирають з пробірки з сульфатом кальцію 1-2 мл прозорого розчину, вносять в чисту пробірку і додають 1-2 мл розчину хлориду барію. Що спостерігається? Яка реакція відбувається? Як змінюється розчинність у воді сульфатів ряду $MgSO_4 \rightarrow BaSO_4$?

Дослід 4. Порівняльна розчинність сульфату та карбонату кальцію у воді

Для одержання сульфату кальцію додають до 1-2 мл розчину хлориду кальцію 1-2 мл розчину сульфату натрію. Розчин відстоюється, а потім частину прозорого розчину переливають в чисту пробірку. В цей розчин додають 1-2 мл розчину карбонату натрію.

Що відбувається? Чому в розчині, після того як з нього випав осад сульфату кальцію, знову утворюється осад після додавання карбонат-іонів? Складіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 5. Дія кислот на карбонат кальцію

У три пробірки кладуть по шматочку мармуру й додають по 1 мл розчину кислот з молярною концентрацією еквівалента 2 г-екв/л (2 н.): в першу – хлорогідрогенної, в другу – оцтової, в третю – сульфатної. За

інтенсивністю виділення вуглекислого газу формулюють висновок про швидкість реакції.

Складають рівняння реакцій. В якій пробірці реакція згодом майже припиняється? Чим це пояснюється?

Запитання для самоконтролю

1. Запишіть, які найважливіші сполуки магнію і кальцію трапляються в земній корі.

2. Які зміни відбуваються під час термічної дисоціації карбонатів магнію та кальцію?

Запишіть реакції гашення і твердіння вапна.

3. Як отримують магнезійний цемент і де його застосовують?

4. Що є сировиною для отримання гіпсу будівельного? Запишіть рівняння реакції отримання гіпсу будівельного і його взаємодії з водою.

5. Як отримують карбід кальцію? З якою метою його використовують?

6. Скільки отримують негашеного вапна, обпалюючи 500 кг вапняку, який має 15% некарбонатних домішок?

7. Гідрид кальцію якої маси потрібно обробити водою, щоб отримати водень об'ємом 1000 м³ (н. у.)?

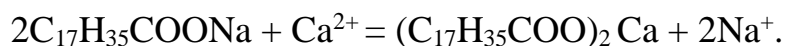
8. Які природні сполуки кальцію широко застосовують у виробництві в'язучих речовин? З якою метою їх використовують?

9. Поясніть, чому неможливо осадити гідроксид магнію в присутності солей амонію.

13. ТВЕРДІСТЬ ВОДИ

13.1. Теоретичні відомості

У природі чиста вода не трапляється – вона завжди має домішки. Наявність у воді розчинених солей магнію і кальцію робить її твердою. Занадто тверда вода не придатна для технічних, побутових потреб і шкідлива для здоров'я. В парових котлах тверда вода утворює нашарування нерозчинних солей (накип), що погіршує теплопровідність, призводить до перевитрати палива і навіть оже спричинитися до аварій. Тверда вода уповільнює виникнення мильної піни внаслідок утворення нерозчинених солей магнію і кальцію жирних кислот:



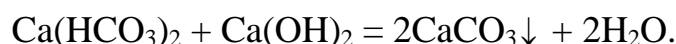
Сумарний вміст солей магнію і кальцію у воді називається загальною твердістю. Загальну твердість води поділяють на тимчасову карбонатну і постійну некарбонатну.

Твердість води звичайно виражають кількістю мілімоль-еквівалентів (ммоль-екв) іонів Mg^{2+} і Ca^{2+} , що містяться в 1 л води.

Тимчасова твердість води зумовлена наявністю гідрокарбонатів магнію і кальцію, і її можна усунути кип'ятінням:



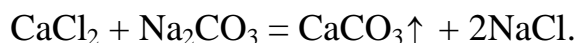
Якщо вода містить багато гідрокарбонатів, то її можна пом'якшити додаванням вапна, яке переводить кислу сіль у середню:



Кількість вапна має бути точно відповідною аналізу води, тому що надлишок призведе до збільшення твердості.

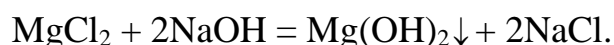
Постійна твердість води зумовлена наявністю у воді солей сильних кислот – сульфатів і хлоридів магнію і кальцію.

Якщо твердість зумовлена наявністю сульфатів і хлоридів магнію, кальцію, то до води додають соду:



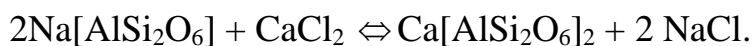
Замість соди для пом'якшення води застосовують ортофосфат натрію Na_3PO_4 .

Можливим є і натронний метод пом'якшення води:



Усунути твердість води можна також методом іонного обміну. Для цього тверду воду пропускають крізь шар катіоніту, який здатен обмінювати іони Na^+ на Ca^{2+} і Mg^{2+} .

Часто для таких потреб використовують природний мінерал цеоліт:



Оскільки ця реакція оборотна, то катіон легко піддається регенерації. Для цього крізь катіоніт достатньо пропустити концентрований розчин $NaCl$, і його знову можна використовувати.

Розв'язування типових завдань

Приклад 1. Визначити твердість води, знаючи, що в 500 л міститься 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Розв'язання. В одному літрі міститься $\frac{202,5}{500} = 0,405$ г цієї солі. Розділивши отримане значення на еквівалент солі, який становить 81 г/моль, знатmemo твердість води: $\frac{0,405}{81} \cdot 100 = 5$ ммоль-екв/л.

Приклад 2. Скільки грамів сульфату кальцію CaSO_4 міститься в 800 л води, твердість якої становить 3 ммоль-екв/л?

Розв'язання. Якщо в 1 л води міститься 3 ммоль-екв, то в 800 л буде: $800 \cdot 3 = 2400$ ммоль-екв. Еквівалент цієї солі становить:

$$\varepsilon_{\text{CaSO}_4} = \frac{136,14}{2} = 68,07 \text{ г/моль, а кількість солі в грамах буде:}$$

$$m_{\text{CaSO}_4} = \frac{2400 \cdot 68,07}{1000} = 163,37 \text{ г.}$$

Приклад 3. Скільки грамів ортофосфату натрію треба додати до 300 л води, щоб усунути її твердість, яка зумовлена хлоридом кальцію і становить 4 ммоль-екв/л?

Розв'язання. Якщо в 1 л води міститься 4 ммоль-екв/л, то в 300 л буде: $300 \cdot 4 = 1200$ ммоль-екв/л.

Для усунення цієї твердості слід додати ортофосфат натрію:

$$1200 \cdot 54,7 = 65640 \text{ мг, або } 65,64 \text{ г}$$

54,7 г/моль-еквівалент ортофосфату натрію (Na_3PO_4).

13.3. Лабораторна робота ТВЕРДІСТЬ ВОДИ

Дослід 1. Приготування твердої води

У колбу наливають 20-30 мл вапняної води, стільки ж – дистильованої і додають 5-6 мл насиченого розчину сульфату кальцію.

У розчин пропускають вуглекислий газ. Утворений спочатку осад повністю розчиняється.

Запишіть рівняння цих реакцій. Які солі містяться в розчині?

Одержану тверду воду залишають для наступних дослідів.

Дослід 2. Пом'якшення води

Наливають у чотири пробірки по 4-5 мл води, одержаної в першому досліді. Воду в одній пробірці нагрівають до кипіння. Чому виникло помутніння? Яка твердість усувається кип'ятінням?

Складіть рівняння реакції.

В решту пробірок додають: в першу – розчин соди, в другу – вапняну воду і в третю – розчин фосфату натрію.

Що відбувається в пробірках? Складіть рівняння всіх реакцій.

Дослід 3. Визначення тимчасової (карбонатної) твердості води

В основі методу лежить реакція між соляною кислотою і гідрокарбонатами: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2\uparrow$.

Тимчасова твердість дорівнює кількості хлорогідрогенної кислоти, що витрачена на титрування води.

Наливають у дві колби по 10 мл досліджуваної води і додають по 2-3 краплі метилоранжу. Воду в одній колбі залишають для контролю, а в другу колбу бюреткою краплями додають розчин хлорогідрогенної кислоти молярної концентрації еквівалента 0,1 моль/л, доки від останньої краплі кислоти забарвлення з жовтого не перейде в жовтогаряче (порівняйте із забарвленням води в контрольній колбі). Титрування проводять 2-3 рази; для розрахунків потрібно взяти середній результат. Оскільки розчини однакової нормальності реагують між собою в кількостях, рівних їхнім об'ємам, тобто $N_1V_1 = N_2V_2$, то для конкретного випадку запишемо розрахункову формулу:

$$J_{\text{тим}} = \frac{N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

де $J_{\text{тим}}$ – карбонатна (тимчасова) твердість води;

N_{HCl} – молярна концентрація розчину еквівалента хлорогідрогенної кислоти;

V_{HCl} – об'єм розчину HCl, використаний для титрування води, мл;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм взятої для титрування води, мл.

Дослід 4. Якісне визначення іонів Ca^{2+} у воді

Беруть три однакові пробірки, в одну наливають 5 мл води, отриманої в досліді 1, в другу – 5 мл води водопровідної, у третю – 5 мл дистильованої води. У кожну пробірку додають по 1 мг розчину NH_4OH і по 2-3 мл розчину оксалату амонію $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Де утворився осад? Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 5. Дія мила на м'яку та тверду воду

Наливають в одну пробірку 5-6 мл водопровідної води, а в другу – такий самий об'єм дистильованої води. Додають в кожен пробірку піпеткою по 0,5 мл мильного розчину і, закривши корки, струшують вміст пробірок до зникнення піни. Після цього додають ще по 0,5 мл мильного розчину і знову струшують. Так повторюють доти, доки не утвориться стійка піна.

Яка кількість мильного розчину знадобилася для утворення стійкої піни в кожній пробірці? Чому?

Запишіть рівняння реакції взаємодії солей, які визначають твердість води з милом.

Запитання для самоконтролю

1. Які солі зумовлюють твердість води? Яка твердість називається тимчасовою, постійною і загальною твердістю води?
2. Поясніть твердість води. У чому полягає її негативний вплив на властивості води?
3. В яких одиницях вимірюють твердість води?
4. Наведіть класифікацію природних вод за твердістю.
5. Опишіть методи усунення тимчасової (карбонатної) твердості води.
6. Наведіть методи усунення постійної (некарбонатної) твердості води.
7. Скільки грамів соди Na_2CO_3 потрібно для пом'якшення 500 л води загальною твердістю 3 ммоль-екв/л?
8. Визначте твердість води, якщо в її 750 л міститься 80 г сульфату магнію.
9. Опишіть хелатний спосіб пом'якшення води.
10. Як визначають загальну твердість води?

14. АЛЮМІНІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

14.1. Теоретичні відомості

Уперше алюміній отримав хімічним методом німецький учений Ф. Велер у 1821 р. (відновлення хлориду алюмінію металічним калієм в процесі нагрівання).

У 1886 році американський хімік Ц. Холл запропонував новий спосіб добування алюмінію методом електролізу Al_2O_3 , розчиненого в

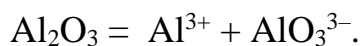
розплавленому кріоліті Na_3AlF_6 . Цей метод залишається принциповим до цього часу. Для зниження температури плавлення тепер додають CaF_2 .

Основним сировинним матеріалом для отримання алюмінію є боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

Першим етапом переробки руди є очищення її від домішок, якими можуть бути сполуки силіцію, феруму, вапняк, глина та ін.

Другий етап – цілковите видалення води. Електроліз водних розчинів сполук алюмінію неможливий, тому що іон Al^{3+} більш активний, ніж іон H_3O^+ , і на катоді буде відновлюватись водень.

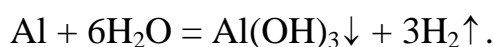
Процеси під час електролізу розплаву Al_2O_3 відбуваються таким чином: на катоді виділяється алюміній $\text{Al}^{3+} + 3 e^- = \text{Al}$, а на аноді відбувається окиснення алюмінат-іона AlO_3^{3-} : $2\text{AlO}_3^{3-} - 6 e^- = \frac{3}{2} \text{O}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3$. Алюмінат-іон утворюється внаслідок термічної дисоціації оксиду алюмінію:



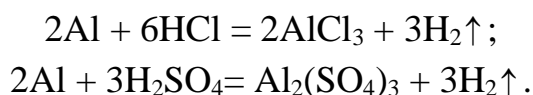
В усіх своїх сполуках алюміній має ступінь окиснення, що дорівнює +3. Він є сильним відновником. Алюміній легко з'єднується з киснем вже за звичайної температури.

Незважаючи на те, що алюміній належить до активних металів (знаходиться між магнієм і цинком), він стійкий на повітрі, у холодній і гарячій воді, концентрованих сульфатній і нітратній кислотах. Пояснюється це тим, що на поверхні алюмінію утворюється міцна щільна оксидна плівка Al_2O_3 , яка захищає його від руйнування.

Якщо оксидну плівку зняти, очищений алюміній буде реагувати з водою:



Унаслідок взаємодії алюмінію з хлорогідроною і розбавленою сульфатною кислотами утворюються відповідні солі і відновлюється водень:

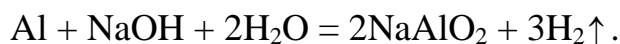


На холоді концентровані сульфатна і нітратна кислоти пасивують алюміній, і тому їх можна транспортувати у ємкостях з цього металу.

Концентровані, але гарячі кислоти H_2SO_4 і HNO_3 взаємодіють з алюмінієм, наприклад:

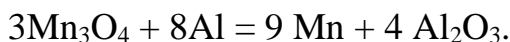
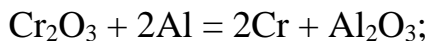


Алюміній добре реагує з розчинами лугів і при цьому утворює алюмінати:

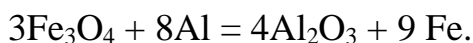


З цієї причини алюмінієва арматура руйнувалась би в умовах лужного середовища силікатного цементу.

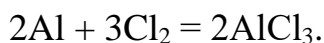
Алюмотермією називають процес відновлення металів з їх оксидів за допомогою металічного алюмінію:



Тонко подрібнена суміш алюмінію й оксиду заліза має назву «терміт» (25% Fe_3O_4 і 75% Al). Використовують терміт для зварювання деталей з металів. Під час горіння терміту температура підвищується до $3500\text{ }^\circ\text{C}$ внаслідок реакції



Алюміній легко реагує з галогенами:



За високої температури алюміній взаємодіє з сульфуром, нітрогеном, карбоном, утворюючи сульфід Al_2S_3 , нітрид AlN , карбід Al_4C_3 (карбід, реагуючи з водою, утворює газ метан).

Практичне застосування має оксид алюмінію Al_2O_3 . Оксид алюмінію трапляється в природі у вигляді корунду, сапфіру, рубіна, аметисту (останні три сполуки – дорогоцінне каміння).

Сіль AlCl_3 використовують як каталізатор у переробці нафти; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – для очищення води.

У медицині і легкій промисловості використовують подвійні солі алюмінію – галун: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

14.2. Л а б о р а т о р н а р о б о т а **АЛЮМІНІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ**

Дослід 1. Одержання гідроксиду алюмінію та дослідження його властивостей

Наливають у пробірку розчин солі алюмінію і додають краплями розчин гідроксиду натрію до утворення осаду.

Складіть рівняння реакції.

Дослід 2. Гідроліз солі алюмінію

Випробовують розчин сульфату алюмінію універсальним лакмусовим папером.

Складіть рівняння реакції гідролізу. Яким буде середовище ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$)? Поясніть.

Дослід 3. Взаємодія алюмінію з лугами

У пробірку насипають трохи ошурків алюмінію і доливають 30%-й розчин гідроксиду натрію. Доводять дослідним шляхом, що газ, який виділяється, – водень.

Складіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді, пам'ятаючи, що в реакції бере участь вода. Назвіть отриману сполуку.

Дослід 4. Взаємодія алюмінію з водою

Кладуть у пробірку трохи ошурків алюмінію і додають 3-5 мл води.

Чому не відбувається реакція? Поясніть.

Потім кип'ятять вміст пробірки, додавши 2-3 мл розведеного розчину лугу. Зливають рідину, кілька разів промивають ошурки водою для видалення лугу і залишають їх постояти у воді. За деякий час спостерігають виділення бульбашок газу.

Який газ виділяється? Запишіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 5. Взаємодія алюмінію з кислотами

У дві пробірки кладуть трохи ошурків алюмінію і доливають в одну пробірку 2 н. розчин HCl , а в другу 2 н. розчин H_2SO_4 . Порівнюють активність взаємодії алюмінію з HCl і H_2SO_4 , потім пробірки підігривають.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакцій.

Запитання для самоконтролю

1. З яких природних сполук добувають алюміній?

Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються на катоді й аноді в процесі добування алюмінію.

2. Запишіть найважливіші реакції, які характеризують хімічні властивості алюмінію.

3. Які властивості має гідроксид алюмінію?

Складіть реакції електролітичної дисоціації гідроксиду алюмінію як основи і як кислоти.

4. Запишіть реакцію гідролізу хлориду алюмінію. Яким буде середовище?

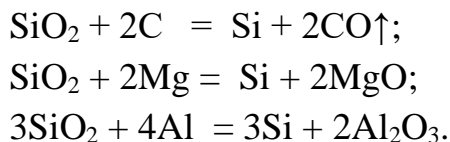
5. Який процес називають алюотермією?
Складіть реакцію хімічного процесу взаємодії Al і Fe₃O₄.
6. Як отримують карбід алюмінію і який газ утворюється внаслідок його взаємодії з водою?
7. Де використовують алюміній і деякі його сполуки?
8. Складіть рівняння реакцій алюмінію з гідроксидом кальцію. Чи доцільно застосовувати алюміній замість сталльної арматури в бетоні?
9. Складіть електронні і молекулярні рівняння реакцій:
а) алюмінію з розчином лугу; б) алюмінію з соляною кислотою.
10. Які алюмінати кальцію вам відомі? Що відбувається під час взаємодії алюмінату кальцію (цементного клінкера) з водою?

15. СИЛІЦІЙ ТА ЙОГО СПОЛУКИ

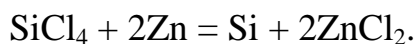
15.1. Теоретичні відомості

Силіцій за поширенням у природі посідає друге місце після кисню. У вільному стані силіцій не трапляється. Найбільш його поширеним мінералом є оксид SiO₂ і велика кількість солей силікатної кислоти (силікатів). Вони утворюють оболонку земної кори.

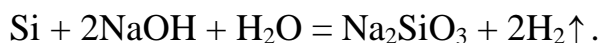
У промисловості силіцій отримують, відновлюючи кремнезем коксом в електричних печах, а в лабораторних умовах відновником може бути і магній, і алюміній:



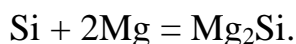
А в приладобудуванні використовують силіцій особливої чистоти, отримують його таким методом:



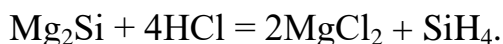
Силіцій реагує з розплавами або розчинами лугів:



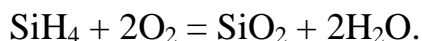
Під час нагрівання силіцій взаємодіє з багатьма металами і утворює силіциди:



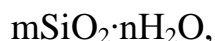
З воднем силіцій безпосередньо не реагує, але водневі сполуки відомі – це силани:



Силан на повітрі самочинно займається:



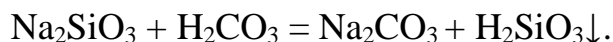
Стійким і поширеним мінералом земної кори залишається кремнезем SiO_2 , що є ангідридом силікатних кислот, склад яких виражають загальною формулою:



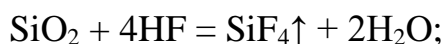
де: m і n – цілі числа.

Кислоти, для яких $m > 1$, називають полісилікатними.

Силікатна кислота може бути отримана в процесі взаємодії розчину її солі з більш сильною кислотою:



Кремнезем стійкий до кислот, але реагує з плавиковою й ортофосфорною кислотою:



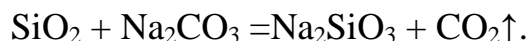
Солі силікатних кислот – силікати – в більшості випадків нерозчинні у воді, винятком є силікати лужних металів (розчинне скло).

Розчинне скло Na_2SiO_3 чи K_2SiO_3 застосовують для обробки паперу, тканин, деревини, для закріплення фундаментів будівель, а також для отримання в'язучих і клеєвих сумішей.

Розчинне скло отримують «мокрим» методом:



і «сухим» методом плавлення:



Водний розчин розчинного скла називають рідким склом.

Віконне скло отримують плавленням кремнезему SiO_2 , вапняку CaCO_3 і кальцинованої соди Na_2CO_3 . Воно має приблизно таку формулу:



У медицині, спеціальній техніці використовують кварцеве скло, отримують його плавленням чистого кварцу. Воно не забруднене домішками інших сполук, перш за все заліза, і тому вільно пропускає ультрафіолетові промені.

Кварцеве скло має незначний коефіцієнт розширення і тому не руйнується в разі різкого нагрівання чи охолодження.

Серед природних силікатів найбільше значення мають азбест $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, каолінит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, польові шпати $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$; $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$; $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$.

На основі силікатів отримують будівельні матеріали (шифер, цегла, силікатний цемент) та товари народного споживання (кришталь, фарфор, фаянс, майоліка).

Окрім неорганічних сполук силіцію в промисловості використовують кремнійорганічні сполуки.

15.2. Лабораторна робота СИЛІЦІЙ ТА ЙОГО СПЛУКИ

Дослід 1. Одержання гідрогелю силікатної кислоти

У пробірку вносять 4-5 мл концентрованого розчину силікату натрію і 2-3 мл розбавленої хлорогідрогенної кислоти, перемішують.

Що сталося з розчинами? Складіть рівняння реакції.

Дослід 2. Одержання гідрозолю силікатної кислоти

У пробірку вливають 2-3 мл концентрованої хлорогідрогенної кислоти і додають стільки ж розчину силікату натрію. Одержаний золь (колоїдний розчин) силікатної кислоти обережно нагрівають і пробірку струшують.

Що спостерігається? Поясніть, що відбувається з розчином.

Дослід 3. Витиснення силікатної кислоти з її солей карбонною кислотою

Вливають у пробірку 4-5 мл розчину силікату натрію і пропускають крізь нього струмінь вуглекислого газу. Відбувається утворення гелю силікатної кислоти.

Складіть рівняння реакції. Поясніть можливість перебігу цієї реакції.

Дослід 4. Гідроліз солей силікатної кислоти

Наливають у пробірку розчин силікату натрію і випробовують його індикаторним папером.

Складіть рівняння реакції гідролізу силікату натрію.

Дослід 5. Вилуговування скла водою

У ступці ретельно розтирають кілька шматочків віконного скла, порошок кладуть у пробірку з дистильованою водою й кип'ятять. Після охолодження додають 2-3 краплі фенолфталеїну.

Що спостерігається?

Дослід 6. Визначення середовища силікатного цементу

У пробірку кладуть 1-2 г силікатного цементу, доливають 5-6 мл дистильованої води і ретельно перемішують. За 3-5 хв додають 3-4 краплі фенолфталеїну. Якого кольору набуває розчин? Яким буде середовище ($\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$)?

Запишіть реакцію взаємодії трикальцієвого силікату $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (аліт) з водою.

Запитання для самоконтролю

1. Як отримують силіцій?
2. З якими з наведених речовин може взаємодіяти кремнезем (SiO_2): HCl , HF , HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , Na_2CO_3 ? Складіть рівняння відповідних реакцій.
3. Які солі силікатної кислоти розчинні у воді? Як можна їх одержати? З якою метою їх застосовують?
4. Що таке кварцове скло? Охарактеризуйте його властивості і сферу його застосування.
5. Що є сировиною для одержання віконного скла? Яким є приблизний склад віконного скла?
6. Що таке кремнійорганічні сполуки? Охарактеризуйте їх властивості і сферу їх застосування.
7. Скільки треба взяти кремнезему SiO_2 і кальцинованої соди Na_2CO_3 для того, щоб отримати 200 кг рідкого скла Na_2SiO_3 ?
8. Яка сполука кремнію утворюється внаслідок його розчинення в NaOH ? Складіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.
9. Який ступінь окиснення виявляє кремній в сполуках? Складіть рівняння, які описують такі перетворення:
$$\text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3.$$
10. Які силікати розчинні у воді? Як їх можна добути? З якою метою їх застосовують?

16. ХРОМ І ЙОГО СПОЛУКИ

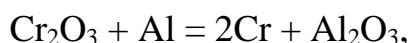
Хром – перехідний елемент, він належить до побічної підгрупи VI групи періодичної системи елементів.

Відповідно до електронної формули $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ хром може мати ступінь окиснення від +1 до +6, але найбільш стійкими

сполуками хрому є ті, у яких він має ступінь окиснення +2, +3 і +6. У створенні хімічного зв'язку беруть участь не тільки електрони зовнішнього четвертого рівня, а й п'ять електронів 3d-підрівня.

У вільному стані хром не трапляється, лише в сполуках. Основними мінералами є хроміт FeCr_2O_4 (або $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$), крокоїт PbCrO_4 (або $\text{PbO}\cdot\text{CrO}_3$).

Металічний хром отримують, відновлюючи оксид хрому (III) в процесі нагрівання з алюмінієм (алюмотермія), силіцієм, кальцієм, гідрогеном:



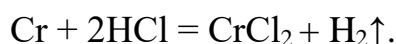
а також електролізом солей хрому:



У стані найнижчого ступеня окиснення хром проявляє основні властивості, тоді як у стані вищих ступеней окиснення – металоїдні.

Наприклад, оксид хрому (II) CrO – типовий основний оксид, а Cr_2O_3 (оксид хрому III) – амфотерний і CrO_3 (оксид хрому VI) – кислотний, або ангідрид хромових кислот.

На поверхні хрому утворюється оксидна плівка Cr_2O_3 , тому хром стійкий до повітря і води. В розбавлених розчинах хлорогідрогенної і сульфатної кислот хром реагує тільки після розчинення оксидної плівки:



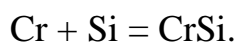
У нітратній і концентрованій сульфатній кислотах хром зазнає пасивації.

За високої температури хром горить в кисні.

Розжарений хром реагує з парою води:

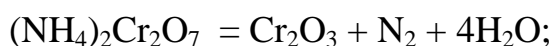


Хром у процесі нагрівання взаємодіє з галогенами, сульфуром, нітратом, фосфором, карбоном, силіцієм, наприклад:



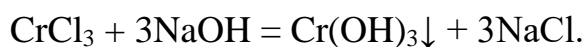
За високої температури хром реагує з киснем, утворюється оксид Cr_2O_3 , який за твердістю наближається до корунду.

У лабораторії оксид хрому (III) отримують, нагріваючи гідроксид хрому $\text{Cr}(\text{OH})_3$ або дихромат амонію $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, а також іншими методами:

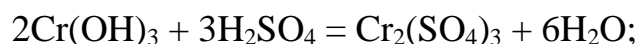




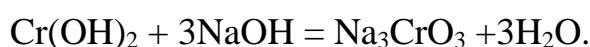
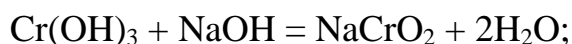
Оксид хрому (III) з водою не реагує, але має відповідник – гідроксид хрому (III) – $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Отримують його дією лугів на розчини солей хрому (III):



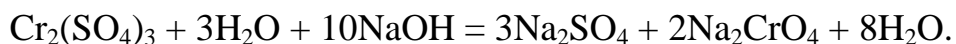
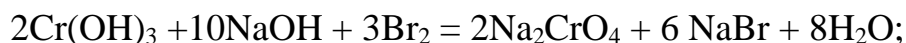
Оксид хрому (III) і його гідроксид мають амфотерні властивості:



Сплавляючи $\text{Cr}(\text{OH})_3$ з лугами, отримують метахроміти або ортохроміти:



Хром в ступені окиснення +3 може бути відновником. Він легко окиснюється в лужному середовищі хлором, бромом, пероксидом водню з утворенням хроматів:

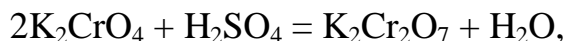


Вищим оксидом є хромовий ангідрид CrO_3 , який отримують, діючи надлишком концентрованої сульфатної кислоти на концентрований розчин хромату або дихромату:

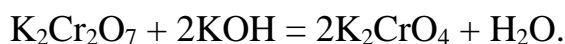


Кислотний оксид хрому (VI) CrO_3 розчиняється у воді й утворює хромову H_2CrO_4 і дихромову $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислоти. Солі цих кислот – хромати і дихромати – стійкі сполуки.

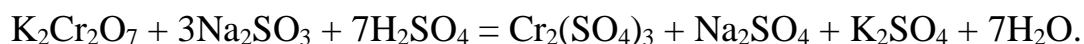
Водні розчини хроматів мають лужну реакцію, а дихромати – кислу, тому в кислому середовищі хромати переходять в дихромати:



і жовте забарвлення розчину змінюється на помаранчеве, а в лужному середовищі дихромати переходять в хромати і розчин стає жовтим:



Сполуки хрому (VI) в кислому середовищі – сильні окисники:



16.2. Лабораторна робота

ХРОМ І ЙОГО СПОЛУКИ

Дослід 1. Одержання оксиду хрому (III)

У суху пробірку помістити трохи розтертого дихромату амонію, закріпити тримачем й обережно нагрівати до початку реакції.

Складіть рівняння реакції, зважаючи на те, що виділяється азот.

Дослід 2. Одержання і властивості гідроксиду хрому (III)

До 2-3 мл розчину солі хрому (III) додають краплинами 2 н. розчин їдкою натрію (уникати надлишку лугу!) до утворення осаду. Розділивши осад на дві пробірки, в одну додають в надлишку луг, в другу – кислоту.

Що відбувається? Складіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 3. Перехід хромату калію у дихромат калію і навпаки

3.1. До розчину хромату калію додають сульфатну кислоту.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.

3.2. До розчину дихромату калію додають розчин лугу.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.

Дослід 4. Окиснення сполук хрому (III)

До 2-3 мл розчину солі хрому (III) додають 4-5 мл розчину лугу (до розчинення утвореного спочатку осаду), 4-5 мл 3%-го розчину перекису водню і обережно нагрівають до кипіння.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.

Дослід 5. Окиснювальні властивості сполук хрому (VI)

До 5 мл розчину дихромату калію, підкисленого 2 н. розчином сульфатної кислоти (1 мл), додати розчин сульфіту натрію. Спостерігають зміну забарвлення. Замість сульфіту натрію в ролі відновника можна використати нітрит натрію або сульфат феруму (II).

Складіть рівняння реакції.

Запитання для самоконтролю

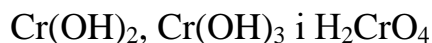
1. Складіть електронну формулу атома хрому і визначити його валентні можливості.
2. Як отримують хром?
3. Визначити ступінь окиснення атома хрому в таких сполуках: CrSO_4 , K_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{NaCr}[(\text{OH})_4]$.

4. Напишіть п'ять відомих оксидів хрому. Які з цих оксидів є нестійкими?

5. Закінчіть рівняння реакцій:

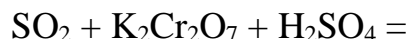


6. Порівняйте хімічні властивості сполук:



і запишіть, якщо можливо, реакції з кислотами і основами.

7. Закінчіть окисно-відновну реакцію:



8. Запишіть реакцію перетворення хроматів у дихромати в кислому середовищі.

9. Запишіть реакцію отримання оксиду хрому (III) з дихромату натрію.

10. Запишіть реакцію перетворення хроматів у дихромати в лужному середовищі.

17. МАНГАН ТА ЙОГО СПОЛУКИ

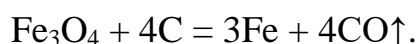
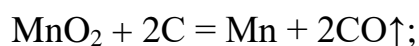
17.1. Теоретичні відомості

Атом мангану має на зовнішньому енергетичному рівні два електрони, які він віддає. Передзовнішній енергетичний рівень мангану не закінчений і складається із п'яти електронів, які манган може віддавати відновникам. Тому в сполуках манган має ступінь окиснення +2, +3, +4, +5, +6 і +7.

Наявність двох електронів на зовнішньому рівні характеризує манган як відновник.

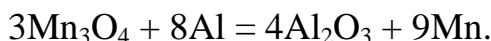
Найважливішими рудами мангану є піролюзит MnO_2 і гаусманіт Mn_3O_4 . Крім того, для добування мангану використовують інші мінерали, наприклад, манганіт $\text{MnO}_3 \cdot \text{Mn}(\text{OH})_2$, вернадит $\text{MnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, зрауніт Mn_2O_3 та ін.

Манган здебільшого використовують як легувальну добавку до чавунів і сталей, тому більшу частину металічного мангану добувають у вигляді його сплаву із ферумом – феромангану. Для цього суміш манганових і залізних руд відновлюють карбоном (коксом) в електричних печах:



Найчистіший манган добувають електролізом розчину MnSO_4 .

Невеликі кількості менш чистого мангану можна добути алюмотермічним методом:



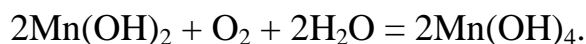
Як активний метал, манган легко реагує з розбавленими кислотами, відновлюючи гідроген.

У концентрованих сульфатній і нітратній кислотах манган пасивується.

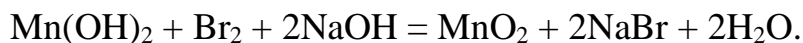
Під час нагрівання манган взаємодіє з галогенами, нітрогеном, сульфуром, фосфором та іншими типовими неметалами. З гідрогеном манган сполук не утворює.

З киснем манган утворює такі оксиди: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_5 , MnO_3 і Mn_2O_7 .

Оксид мангану (II) MnO і гідроксид мангану (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ мають основні властивості. $\text{Mn}(\text{OH})_2$ легко окиснюється киснем повітря за звичайних умов:



У лужному середовищі гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$ миттєво окиснюється хлором і бромом до сполук мангану (IV):



Оксид MnO_2 і його гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ характеризуються амфотерними властивостями, тобто можуть взаємодіяти з основними і кислотними оксидами, основами і кислотами.

Оксид мангану Mn_2O_5 і відповідна йому кислота H_3MnO_4 , на відміну від їх солей, наприклад K_3MnO_4 , у вільному стані не виявлені. Ці солі є в розчинах на холоді і за наявності надлишку лугу.

Не виявлено у вільному стані ангідрид мангану MnO_3 і його кислоту H_2MnO_4 . Солі цієї кислоти – манганати – можна отримати нагріваючи розчин солі Na_3MnO_4 :



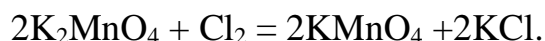
У водних розчинах манганати можуть бути тільки в сильнолужному середовищі. У разі розчинення манганатів у воді вони переходять до стійкіших сполук мангану (IV) і мангану (VII):



Манганати мають окиснювальні властивості, наприклад:



Під дією сильних окисників вони здатні виявляти відновні властивості і перетворюватись на перманганати:



У разі додавання до кристалічного KMnO_4 концентрованої сульфатної кислоти утворюється мангановий ангідрид Mn_2O_7 :

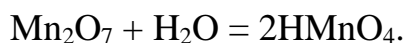


Це дуже нестійка речовина, під час незначного нагрівання вона розкладається:



Мангановий ангідрид Mn_2O_7 – надзвичайно сильний окисник. В контакті з ним органічні речовини займаються.

Під час розчинення манганового ангідриду у воді утворюється манганова кислота:



Це одна з найсильніших кислот, у розчинах майже повністю дисоціює на іони.

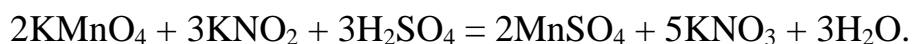
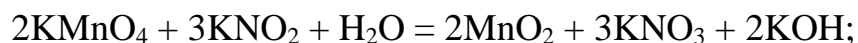
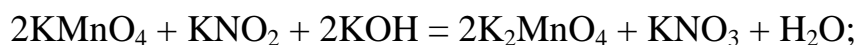
Манганова кислота існує тільки у розчинах, але коли її концентрація перевищує 2% (мас.), вона розкладається:



Стойкішими є солі манганової кислоти – перманганати, але під час нагрівання перманганати розкладаються:



Перманганат калію KMnO_4 – один із поширених окисників. У водних розчинах він відновлюється по-різному залежно від рН середовища:



17.2. Лабораторна робота

МАНГАН ТА ЙОГО СПЛУКИ

Дослід 1. Одержання і властивості гідроксиду мангану (II)

1. Наливають у пробірку 5-6 мл розчину солі двовалентного мангану і додають розчин лугу до утворення білого осаду, який ділять на чотири пробірки.

Першу пробірку залишають стояти на повітрі. Звертають увагу на зміну забарвлення осаду.

У другу пробірку додають надлишок лугу і бромну воду. Відмічають зміну кольору осаду.

2. Вміст двох пробірок, що залишились, використовують для вивчення хімічного характеру осаду. Для цього в одну пробірку додають кислоту, а в другу – луг.

Запишіть рівняння хімічних реакцій.

Дослід 2. Термічний розклад перманганату калію

У суху пробірку помістили декілька кристалів перманганату калію (0,5 г), закріпили дерев'яним тримачем й обережно нагрівають, прогріваючи всю пробірку. Який газ виділяється (дія тріски, що тліє)? Після закінчення виділення газу доливають в охолоджену пробірку 2-3 мл води і збовтують. Яким є забарвлення розчину й осаду? Складіть рівняння реакції.

Дослід 3. Окиснювальні властивості перманганату калію

У три пробірки вливають по 1 мл розчину перманганату калію, в одну додають 2 н. розчин сульфатної кислоти, у другу – дистильовану воду, у третю – луг. В усі пробірки додають по кілька кристаликів сульфату натрію або сульфату заліза (II). Спостерігають зміну забарвлення розчинів.

Складіть рівняння реакцій. В якому середовищі відбувається найповніше відновлення перманганату калію?

Запитання для самоконтролю

1. Дайте хімічну характеристику мангану з огляду на будову його атому.

2. Які оксиди утворює манган? Запишіть формули оксидів і гідроксидів мангану, звернувши увагу на їхні хімічні властивості.

3. Запишіть рівняння окисно-відновних реакцій перетворення перманганату калію KMnO_4 в кислому, лужному і нейтральному середовищах.

4. Закінчіть рівняння реакції $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{MnO}_2 \dots$

5. Чому оксид мангану (IV) може проявляти окисні і відновні властивості? Складіть рівняння реакцій:



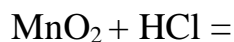
6. Визначити масу і об'єм хлору (н.у.) як результат дії хлоридної кислоти на 45 кг KMnO_4 .

7. Скільки грамів KMnO_4 потрібно взяти для повного окиснення FeSO_4 в кислому середовищі? Закінчіть рівняння реакції:



8. Що станеться з розчином манганату на повітрі? Як зміниться колір розчину? Що при цьому утвориться? Запишіть реакцію.

9. Закінчіть рівняння реакцій:



18. ФЕРУМ І ЙОГО СПОЛУКИ

18.1. Теоретичні відомості

Ферум належить до хімічних елементів побічної підгрупи VIII групи періодичної системи Д.І. Менделєєва.

Електронна формула атому феруму має такий вигляд:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. В атомі феруму валентні електрони заповнюють орбіталі таким чином:



Атом феруму утворює хімічні зв'язки завдяки електронам зовнішнього і передостаннього електронних шарів. У збудженому стані один із спарених 4s-електронів переходить із 4s- в 4p-стан. Таким чином, атом феруму матиме найбільшу валентність, рівну шести. Для нього характерні ступені окислення +2, +3, +6.

Вміст феруму в земній корі становить 5,1%. Основними мінералами феруму є такі: магнетит (магнітний залізняк) Fe_3O_4 ; гематит (червоний залізняк) Fe_2O_3 ; лимоніт (бурий залізняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; пірит FeS_2 .

У промисловості у великих кількостях добувають сплави заліза – чавун і сталь. Це питання є предметом спеціальної галузі – чорної металургії.

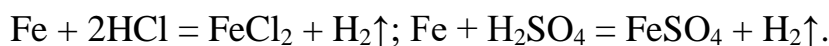
Найчастіше сталь виготовляють за два етапи; спочатку в доменній печі виплавляють чавун, що містить 3-4% карбону. Для отримання сталі

з чавуну застосовують різні способи: конверторний, мартенівський, електрометалургійний, що зменшують уміст карбону.

Чисте залізо отримують електролізом розчинів солей феруму, або розкладанням пентакарбонілу феруму, або відновленням оксидів феруму воднем:

- 1) $\overset{\text{ел.ліз}}{\text{FeCl}_3} \rightarrow \text{FeCl}_2$;
- 2) $\text{Fe}(\text{CO})_5 = \text{Fe} + 5\text{CO}$;
- 3) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$.

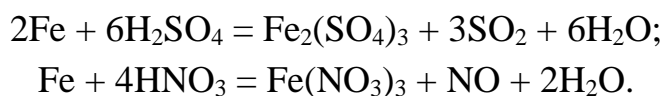
Стандартний електродний потенціал системи Fe/Fe^{2+} дорівнює 0,44 В. Видно, що ферум належить до металів з середньою активністю. Ферум легко реагує з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами:



Концентровані кислоти – окисники HNO_3 і H_2SO_4 – пасивують ферум. Після цього ферум не реагує з розбавленими кислотами.

Очищений від оксидної плівки ферум може відновлювати Pb , Sn , Cu , Ag , Hg і Au із розчинів їх солей.

Концентровані H_2SO_4 і HNO_3 під час нагрівання взаємодіють з ферумом:

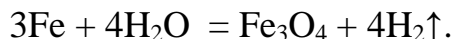


Оскільки ферум – метал середньої активності, то можливі ще й такі продукти відновлення нітрогену: NO_2 , N_2O , N_2 , що залежить від концентрації нітратної кислоти.

На повітрі і особливо у вологих умовах ферум швидко руйнується:



За високих температур ферум взаємодіє з водяною парою:

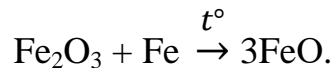
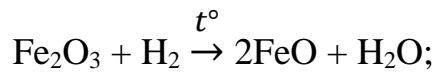


Під дією галогенів ферум утворює галогеніди $\text{Fe}\Gamma_3$.

Для феруму найбільш характерні два типи сполук – сполуки феруму (II) і (III). Відома невелика кількість сполук феруму (VI), наприклад K_2FeO_4 , BaFeO_4 (ферати).

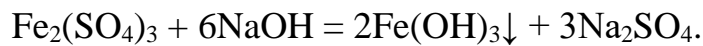
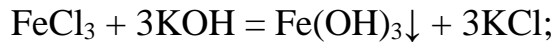
Найбільш відомими оксидами є FeO , Fe_2O_3 і певною мірою Fe_3O_4 (змішаний оксид $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$).

Для добування FeO використовують відновлення Fe_2O_3 воднем або металічним залізом та ін.:

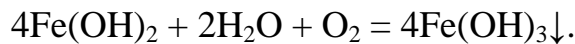


Оксид феруму (II) має основні властивості, Fe_2O_3 – амфотерні.

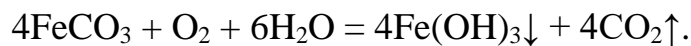
Ці оксиди утворюють гідроксиди внаслідок дії лугів (без надлишку) на відповідні розчини солей:



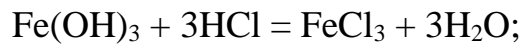
Іони феруму (II) Fe^{2+} легко окиснюються киснем повітря або іншими окисниками до іонів феруму(III) Fe^{3+} :



У процесі гідролізу й окиснення солі FeCO_3 також утворюється гідроксид тривалентного феруму:



Гідроксид феруму (III) проявляє амфотерні властивості і тому може розчинятися у кислотах і концентрованих розчинах лугів:

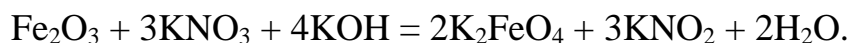


Солі феруму (II) виступають як відновники:



Окрім солей феруму (II) і (III) відомі ферати – солі фератної кислоти H_2FeO_4 , яка не існує у вільному стані.

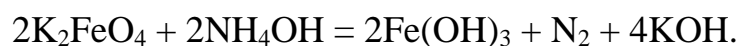
Отримують ферати, діючи на Fe_2O_3 сильним окисником в присутності лугу:



У розчині ця сіль поступово розпадається:



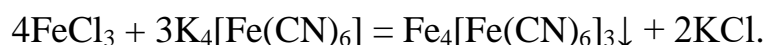
Усі ферати є сильними окисниками:



Відомі комплексні сполуки феруму, за допомогою яких визначають наявність у розчині іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} .

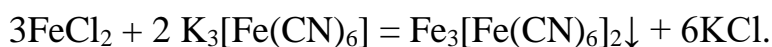
Для виявлення іонів Fe^{3+} використовують роданід калію KSCN або роданід амонію NH_4SCN .

Гексаціанідферат $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жовта кров'яна сіль) є також реактивом для виявлення іонів Fe^{3+} в розчині:



Унаслідок взаємодії іонів $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$ з іонами Fe^{3+} утворюється темно-синій осад – берлінська блакить.

Червона кров'яна сіль, тобто гексаціано (III) ферат калію $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, є реактивом для виявлення Fe^{2+} у розчині:



Осад, що утворився, називають турнбулевою синню.

18.2. Л а б о р а т о р н а р о б о т а **ФЕРУМ І ЙОГО СПЛУКИ**

Дослід 1. Характерна реакція на іони Fe^{2+}

До 2 мл свіжоприготованого розчину сульфату феруму (II) додають 1 мл розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червона кров'яна сіль). Спостерігається утворення осаду. Складають рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 2. Характерна реакція на іони Fe^{3+}

2.1. До 2 мл розчину хлориду феруму (III) додають 1 мл розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жовта кров'яна сіль). Спостерігають утворення осаду.

Складіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

2.2. До 2 мл розчину хлориду заліза (III) додають 1 мл роданіду калію KSCN чи амонію NH_4SCN . Спостерігають утворення осаду.

Складіть рівняння реакцій молекулярного та іонного виду.

Дослід 3. Взаємодія феруму з кислотами

3.1. У три пробірки наливають по 2 мл 2 н. розчинів кислот (хлоридної, сульфатної і нітратної). У кожену пробірку кладуть трохи ошурків феруму. Спостерігають процеси, що відбуваються. Вміст кожної пробірки розділяють на дві частини. В одну додають 1-2 краплини розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а в другу – розчин $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. За допомогою якісних реакцій на іони Fe^{2+} та Fe^{3+} визначають, які іони феруму утворилися в кожній пробірці.

Складіть рівняння реакцій.

3.2. Досліди повторюють з концентрованими хлоридною, сульфатною і нітратною кислотами.

Складіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Одержання і властивості гідроксидів феруму (II) і (III)

В одну пробірку наливають свіжоприготований розчин FeSO_4 , а в іншу FeCl_3 . В кожену пробірку додають розчин луку до утворення

стійкого осаду. Утворений осад розділяють на дві частини. До однієї додають хлоридну кислоту, а в іншу з надлишком луг.

Складіть рівняння реакцій. Які властивості мають гідроксиди феруму (II) і (III)?

Дослід 5. Відновні властивості сполук феруму (II)

До розчину солі сульфату феруму (II) додають трохи розчину сульфатної кислоти і краплями – розчин перманганату калію, спостерігають його знебарвлення.

Складіть рівняння реакції.

Дослід 6. Окиснювальні властивості сполук феруму (III)

До розчину хлориду феруму (III) приливають трохи розчину йодиду калію.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.

Запитання для самоконтролю

1. Запишіть рівняння реакцій металічного феруму з концентрованими і розбавленими кислотами (хлоридною, сульфатною та нітратною).

2. Що станеться з ферумом на повітрі під дією води? Складіть рівняння реакції.

3. Чому розчин FeCl_3 має кислотну реакцію? Складіть молекулярне та іонне рівняння реакції гідролізу.

4. Запишіть рівняння реакцій отримання оксидів та гідроксидів феруму.

5. Пом'ятаючи, що гідроксид феруму (III) має амфотерні властивості, запишіть рівняння його реакцій з лугом і кислотою.

6. Складіть рівняння реакцій перетворення сполук Fe^{2+} у сполуки Fe^{3+} і навпаки.

7. Як одержують сполуки феруму із ступенем окиснення +6? Складіть рівняння реакцій.

8. Отримайте феррит NaFeO_2 внаслідок сплавлення з Fe_2O_3 і Na_2CO_3 .

9. Які дві реакції використовують для відкриття іона Fe^{2+} і Fe^{3+} ? Запишіть в молекулярній та іонно-молекулярній формах реакції утворення берлінської блакиті і турнбулевої солей.

10. Запишіть формули жовтої і червоної кров'яної солей та визначте заряд комплексних іонів, координаційні числа центральних атомів комплексоутворювачів та їх ступені окиснення.

19. ХІМІЯ МІНЕРАЛЬНИХ В'ЯЖУЧИХ РЕЧОВИН

10.1. Теоретичні відомості

Мінеральні в'язучі речовини – тонкодисперсні матеріали, які, змішуючись з водою, утворюють пластичне тісто, яке тужавіє, твердіє і згодом набуває міцності каменю.

В'язучі матеріали поділяють на повітряні та гідравлічні.

Повітряні твердіють на повітрі. До них належать повітряне вапно, гіпс будівельний, магнезіальний цемент.

Гідравлічні можуть твердіти і зберігати міцність не тільки на повітрі, а й у воді. До гідравлічних в'язучих належать силікатні й алюмінатні цемента.

Вапно отримують випаленням вапняку CaCO_3 за 1110-1200 °С:



Процес термічної дисоціації вапняку починається вже за 900 °С, коли тиск, який створюється CO_2 , стає рівним атмосферному. Незважаючи на те, що в міру підвищення температури швидкість хімічної реакції зростає і згідно з другим законом термодинаміки зменшуються витрати палива, процес ведуть, не виходячи за межі 1200 °С, тому що негашене вапно CaO може реагувати з домішками, які завжди наявні у вихідному матеріалі CaCO_3 , а це призводить до зменшення об'єму готової продукції та продуктивності праці.

Будівельне гашене вапно отримують як результат взаємодії CaO з водою:



Гідроксид кальцію широко застосовують у будівництві у вигляді так званого вапняного розчину як в'язучого матеріалу.

Вапняний розчин зазвичай готують, змішуючи 1 мас. ч. вапна Ca(OH)_2 з 3-4 мас. ч. піску, після чого, перемішуючи, додають воду до утворення тістоподібної маси. Така маса поступово твердіє через висихання та утворення кристалів Ca(OH)_2 , кристалічного CaCO_3 внаслідок взаємодії вапна з вуглекислим газом повітря і дуже повільного утворення гідросилікатів кальцію як результату реакції між Ca(OH)_2 і SiO_2 .

Широко вживаним в будівництві є портландський цемент.

Цемент виробляють штучно, прожарюючи суміш CaCO_3 (вапняк, крейда), глини і колчеданових недогарків Fe_2O_3 . Співвідношення вапняк – глина становить 3:1. Там, де це можливо, використовують мергелі (природна суміш вапняку і глини).

За температури близько 1450 °С на виході з обертової циліндричної печі одержують частково сплавлену масу – клінкер, який після миттєвого охолодження (режим охолодження впливає на структуру клінкеру) подрібнюють і тонко розмелюють.

Клінкер складається із суміші різних силікатів, переважно таких:

$3\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ – аліт (трикальцієвий силікат);

$2\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ – беліт (двокальцієвий силікат);

$3\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$ – (трикальцієвий алюмінат);

$4\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$ – целіт (чотирикальцієвий алюмоферит).

Ці силікати, залежно від вимог виробництва, перебувають у контрольованому співвідношенні.

Склад цементів виражають співвідношенням вмісту оксиду CaO до сумарного вмісту оксидів SiO₂, Al₂O₃, Fe₂O₃. Масове співвідношення цих оксидів називають гідравлічним модулем. Для силікатного цементу він наближається до двох.

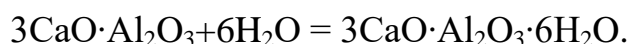
Під час замішування з водою цемент утворює масу, яка упродовж короткого періоду часу тужавіє, твердіє, набираючи міцності.

Цей процес зумовлений в основному наявністю кристалогідратів, кристали яких, переплітаючись, утворюють тверду кам'яну масу, а також частковою поверхневою взаємодією Ca(OH)₂, SiO₂, CO₂.

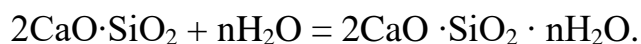
У процесі взаємодії аліту з водою відбуваються процеси гідратації (приєднання води) і гідролізу взаємодії з водою:



Реакцію взаємодії трикальцієвого алюмінату з водою можна подати так:



Двокальцієвий силікат взаємодіє з водою таким чином:



Процес гідратації беліту відбувається повільно, за звичайних умов на це потрібно 5-6 років.

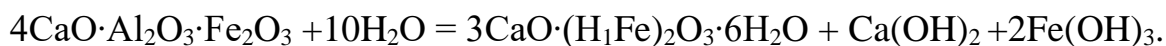
Трикальцієвий алюмінат, навпаки, надто швидко взаємодіє з водою. Протягом кількох годин бетон тужавіє і його використання стає неможливим. Вже за добу ступінь гідратації трикальцієвого алюмінату становить більш ніж 70%.

Для запобігання цьому ще на стадії помелу до клінкеру додають гіпс. А вже на виробництві після додавання води утворюється сполука з низькими механічними властивостями – гідросульфоалюмінат кальцію:



Лише за кілька годин після використання всього гіпсу процес повертається до утворення $3\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, і розчин починає тужавіти, цього достатньо для перевезення бетону і подальшого його використання на будмайданчику.

Процес взаємодії целіту з водою, можна вважати, відбувається за схемою:



Реакція іде прискорено, і вже за три доби ступінь гідратації становить 50-70%.

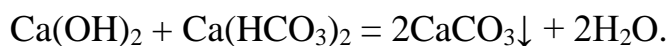
Цементний камінь бетонних споруд і виробів не інертний до навколишнього середовища – він руйнується. Процес руйнації називається корозією.

Причиною руйнування можуть бути фізичні, біологічні і хімічні фактори: вібрація, механічні удари, зміна температури, дія бактерій, вплив агресивного середовища.

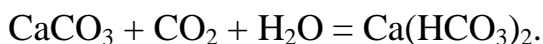
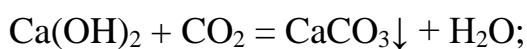
Залежно від характеру впливу агресивного середовища розглядають три види корозії бетону:

- 1) розчинення складових речовин бетону і видалення їх у навколишнє середовище;
- 2) утворення внаслідок хімічних реакцій між бетоном і агресивним середовищем нових речовин, які за своєю природою не є в'язучими;
- 3) утворення в затверділому бетоні сполук, які збільшуються в об'ємі, що призводить до виникнення внутрішніх напруг.

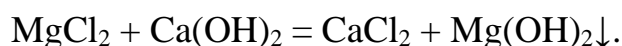
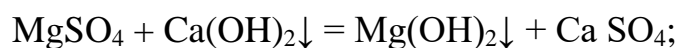
Такий поділ корозії на види взагалі є умовним. Практично бетон часто підлягає корозійному впливу одночасно різних видів. Якщо бетон використовують в умовах м'якої води, то можливе вилугування $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Підвищення тимчасової твердості води значно гальмує руйнування бетону, тому що в капілярах і порах накопичується карбонат кальцію, який ущільнює бетон:



Вуглекислотна корозія – різновид кислотної корозії бетону. Вона належить до другого виду і зростає в міру підвищення вмісту вуглекислого газу у воді:



Міцність бетону також погіршується, якщо споруда перебуває у воді, насиченій солями магнію (магnezіальна корозія):



Гідроксид магнію не має в'язучих властивостей, його структура пухка і прониклива для води.

Хлорид кальцію, як розчинна сіль, легко вимивається. Наявність CaCl_2 небажана і з іншої причини: вона збільшує розчинність гідроксиду кальцію.

Сульфатна корозія належить до третього виду корозії бетону. Вона можлива, коли у воді містяться сульфати, наприклад, CaSO_4 або Na_2SO_4 :



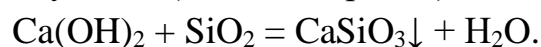
Об'єм гідросульфоалюміната кальцію $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{CaSO}_4 \cdot 31\text{H}_2\text{O}$ в 2,5 раза більший від об'єму гідроалюмінату кальцію $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Виникають внутрішні напруги, і бетон руйнується.

Для запобігання руйнування бетону застосовують захисні фізичні і хімічні методи залежно від умов експлуатації споруд і конструкцій.

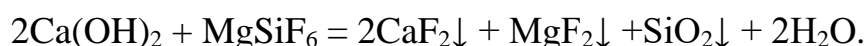
До таких методів належить вибір мінерального складу цементу, різноманітні ефективні добавки, досягнення високої щільності бетону, надійна гідроізоляція та ін.

Вибір мінералогічного складу цементу залежить від особливостей агресивного середовища. Наприклад, для запобігання сульфатній корозії бетону використовують цемент з обмеженим вмістом трикальцієвого алюмінату.

У разі дії на бетон м'якої води для запобігання можливому вилугуванню зв'язують гідроксид кальцію з активним SiO_2 , що перебуває в аморфному стані (діатоміт, трепел):



Використовують нові методи, наприклад, ократування і флюатування відповідно:



Відкладання в порах продуктів цих реакцій збільшує щільність бетону.

Підвищення щільності перешкоджає проникненню в бетон розчинів агресивних речовин.

Ущільнюють бетон за допомогою пластифікаторів – ПАР. Вони підвищують пластичність бетонної суміші, окремі частки не злипаються, легко ковзають, заповнюючи вільний простір.

19.2. Лабораторна робота

ХІМІЯ МІНЕРАЛЬНИХ В'ЯЖУЧИХ РЕЧОВИН

Дослід 1. Гашення вапна

У фарфорову чашку вносять 3-4 г негашеного вапна CaO і додають воду до утворення густої суспензії. Температуру контролюють за допомогою термометра.

Складіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Визначення вмісту активного CaO у вапні

Ретельно розтирають у фарфоровій ступці негашене вапно. Зважують на технічних вагах 1 г порошку вапна, кладуть наважку в конічну колбу, додають туди 100 мг дистильованої води і 2-3 краплі фенолфталеїну. Вміст колби титрують 1 н. розчином хлоридної кислоти до зникнення рожевого забарвлення. Розраховують масову частку CaO у вапні (у перерахунку на CaO), %:

$$C = \frac{V \cdot N \cdot 0,028}{g} \cdot 100,$$

де V – об'єм хлоридної кислоти, витраченої на титрування, мл;

N – нормальність хлоридної кислоти;

0,028 – ммоль-еквівалент оксиду кальцію;

g – маса наважки порошку, г.

Дослід 3. Приготування магнезійного цементу

У фарфоровій ступці перемішують 2,5 г кристалогідрату хлориду магнію ($\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) та 1 г оксиду магнію до одержання однорідної суміші. Потім краплинами додають воду до утворення густої тістоподібної маси. Одержану масу шпателем переносять на скло. За деякий час (приблизно 1 год) магнезійне в'язуче тужавіє і твердне.

Складіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Розчинення гіпсу у воді

У склянку з дистильованою водою на 5-10 хв опускають 1-2 г напівводного гіпсу. Потім розчин фільтрують і на фільтрат діють розчином хлориду барію.

Що спостерігається? Складіть рівняння реакції.

Дослід 5. Вплив хімічних добавок на швидкість твердіння гіпсу

Швидкість твердіння гіпсу визначають на приладі «Віка». Готують гіпсове тісто так: в чисту чашку наливають 120 мл води, потім у воду протягом 2-5 с всипають 200 г гіпсового в'язучого. Масу перемішують

ручною мішалкою протягом 30 с, починаючи відлік часу від початку всипання гіпсового в'язучого у воду. Одержане тісто виливають у кільце приладу «Віка», встановлене на полірованій пластинці. Надлишки тіста зрізають лінійкою й заповнену форму на пластинці кладуть на основу приладу «Віка». Рухому частину приладу з голкою вставляють у таке положення, за якого кінець голки торкається поверхні гіпсового тіста, а потім голку вільно опускають у кільце з тістом. Занурюють один раз на 30 с, починаючи з цілого числа хвилин. Після кожного занурення голку ретельно витирають, а пластину разом з кільцем пересувають так, щоб голка під час нового занурення попадала в інше місце поверхні тіста. Кінець тужавіння визначають як кількість хвилин, що минули від моменту сполучення в'язучого з водою до того часу, коли вільно опущена голка занурюється на глибину не більш ніж 1 мм.

Готують другу порцію гіпсового тіста, попередньо розчинивши у відміряній воді 4 г сульфату натрію Na_2SO_4 . Як і в першому досліді, визначають кінець тужавіння гіпсового в'язучого.

Третю порцію готують аналогічно першій, але у воду додають органічні добавки: мило, столярний клей чи спирт (0,1-1% маси гіпсу). Спостерігають за зміною швидкості тужавіння гіпсу

Дані спостережень зазначають в таблиці.

№ пор.	Маса гіпсу, г	Об'єм води, мл	Назва добавки	Час кінця тужавіння	Примітка
1	200	120	–		Контрольний зразок
2	200	120	Na_2SO_4		
3	200	120			

Після виконання дослідів сформулюйте висновок про вплив добавок на швидкість тужавіння гіпсового в'язучого.

Дослід 6. Взаємодія клінкерних мінералів портландцементу з водою

Наважку портландцементу масою 1-2 г вносять у пробірку, наливають воду, перемішують і додають 2-3 краплі фенолфталеїну.

Складіть рівняння реакції взаємодії клінкерних мінералів з водою і з'ясуйте причину появи малинового забарвлення розчину.

Запитання для самоконтролю

1. До якого виду мінеральних в'язучих речовин належать будівельний гіпс і гашене вапно? Як їх добувають?
2. У чому суть процесу твердіння будівельного гіпсу та гашеного вапна? Де їх застосовують?
3. Які мінерали належать до складу портландцементного клінкеру і які фізико-хімічні процеси відбуваються під час їх взаємодії з водою?
4. Чим зумовлюється корозія портландського цементу?
Поясніть хімізм вуглекислотної, магнезіальної і сульфатної корозії бетону.
5. Як запобігти корозії бетону?
6. Як отримують магнезіальний цемент? Де його застосовують?
7. Чим відрізняється гідравлічна в'язуча речовина від повітряної?
Наведіть приклади. Запишіть рівняння реакції силікатів кальцію портландського цементу з водою.

ПРАВИЛА РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Під час виконання лабораторних робіт із загальної хімії доводиться користуватися горючими, легкозаймистими речовинами, концентрованими кислотами, лугами й отруйними сполуками. У зв'язку з цим потрібно строго дотримуватись таких правил:

1. Працювати студентам у лабораторії дозволяється тільки в присутності викладача чи лаборанта.
2. Кожен студент повинен вести в журналі (зошиті) записи про лабораторні роботи в такій послідовності: тема роботи, відповіді на запитання і розв'язання задач, які є перед текстом лабораторної роботи; зміст роботи з малюнком приладу; стислий виклад спостережень з відповідними рівняннями реакцій, розрахунками і висновками.
3. Перед кожною роботою слід вивчити теоретичний матеріал, що належить до теми роботи, і засвоїти техніку виконання дослідів.
4. Під час роботи строго дотримувати правил техніки безпеки, які потрібно засвоїти в перший же день занять. Порухення їх може призвести до нещасного випадку.
5. Виконуючи досліди, неухильно дотримуватись послідовності операцій, зазначених у наведених далі вказівках до лабораторних робіт.

6. Роботи з отруйними речовинами та такими, що мають різкий запах, слід виконувати у витяжній шафі.

7. Роботи з етиловим спиртом, ефіром, ацетоном, бензином та іншими легкозаймистими речовинами обов'язково треба виконувати подалі від вогню.

8. Посуд з горючими і легкозаймистими речовинами забороняється ставити біля вогню чи електронагрівального приладу.

9. Працюючи з газами, що утворюють вибухонебезпечні суміші з повітрям, наприклад, з метаном, етиленом, ацетиленом, гідрогеном, слід бути особливо обережним.

10. Розбавляючи концентровані кислоти, особливо сульфатну, обережно вливати кислоту у воду, безперервно помішуючи суміш, а не навпаки.

11. Забороняється виливати в раковини залишки кислот, лугів, вогненебезпечних речовин тощо. Такі речовини зливають у спеціальний посуд.

12. Залишки металічного натрію чи калію забороняється викидати в раковини, їх потрібно збирати в спеціальні банки з гасом.

13. Під час роботи з газовими пальниками треба слідкувати, щоб не було втрат газу (визначають за запахом).

14. Обережно поводитись із хімічним посудом і предметами обладнання.

15. Пробірки та інший скляний посуд нагрівають дуже обережно і поступово, перед нагріванням на відкритому полум'ї поверхню посуду насухо витирають, також слід використовувати сітки.

16. Під час роботи не можна відходити від приладу, в якому відбувається реакція з нагріванням.

17. Під час нагрівання рідин чи твердих тіл не можна направляти пробірки і колби отвором до себе чи на тих, хто працює поруч. Не можна нахилитися над отвором посуду, в якому відбувається реакція.

18. Якщо загорівся ефір, бензол чи бензин, негайно накрийте полум'я азбестом чи засипте піском.

19. Виконуючи досліди, треба уважно спостерігати за їх перебігом і фіксувати всі зміни, що виникають під час реакції.

20. По закінченню користування водою, газом і електроенергією закрити крани і вимкнути електроприлади.

21. Після завершення роботи вимити посуд, ретельно прибрати робоче місце і здати реактиви й обладнання лаборанту.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. *Емельянов Б.М.* Хімія: підручник / Б.М. Емельянов, Г.І. Бердов та ін. – Київ : Фенікс, 2010. – 456 с.
2. *Григор'єва В.В.* Загальна хімія: підручник / В.В. Григор'єва, М.В. Самійленко та ін. – Київ : Вища шк., 1991. – 471 с.
3. *Рейтер Л.Г.* Загальна та неорганічна хімія: підручник / В.М. Медовських, С.В. Іванов та ін. – Київ : Педагогічна преса, 2002. – 639 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ : Перун, 2004. – 480 с.
5. Глінка М.Л. Загальна хімія / М.Л. Глінка. – Київ : Вища шк., 1976. – 624 с.
6. *Слободяник М.С.* Загальна та неорганічна хімія: практикум / М.С. Слободяник, Н.В. Улько та ін. – Київ : Либідь, 2004. – 336 с.
7. *Неділько С.А.* Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С.А. Неділько, П.П. Попель. – Київ : Либідь, 2001. – 397 с.

ТИСК ВОДЯНОЇ ПАРИ P_{H_2O} ЗА РІЗНИХ ТЕМПЕРАТУР

t° С	P _{H₂O}		t° С	P _{H₂O}	
	кПа	мм рт. ст		кПа	мм рт. ст
10	1,23	9,21	21	2,49	18,65
11	1,31	9,84	22	2,64	19,83
12	1,40	10,51	23	2,81	21,07
13	1,49	11,23	24	2,98	22,38
14	1,60	11,99	25	3,17	23,76
15	1,70	12,79	26	3,36	25,21
16	1,82	13,63	27	3,56	26,74
17	1,94	14,53	28	3,78	28,35
18	2,06	15,48	29	4,00	30,04
19	2,20	16,48	30	4,24	31,82
20	2,34	17,54	31	4,50	33,79

ЧИСЛОВІ ЗНАЧЕННЯ ДЕЯКИХ КОНСТАНТ

Константа	Символ	Числове значення
Абсолютна температура плавлення льоду	T пл. льоду	273,15 К
Атомна одиниця маси	а.е.м.	1 а.е.м. = 1/12 (12 _о) = = 1,66·10 ⁻²⁷ кг
Універсальна газова стала	R	8,314 Дж/(моль·К) 62360 мм
рт.ст.·см ³ /(моль·К)		0,082 атм·л/(моль·К)
Стала Авогадро	N _A	6,02253·10 ²³ моль ⁻¹
Молярний об'єм за нормальних умов (T=273 К, p=101325 Па)	V _M	22,414 л/моль
Константа Планка	h	6,625·10 ⁻³⁴ Дж·с
Заряд електрона	q _e	1,6021·10 ⁻¹⁹ Кл
Маса спокою електрона	m _e	9,1091·10 ⁻³¹ кг
Константа Фарадея	F	96485 Кл/моль
Константа дисоціації води за температури 20 °С	K _{дН20}	1,8·10 ⁻¹⁶
Іонний добуток води за температури 20 °С	K _{Н20}	10 ⁻¹⁴

Взаємозв'язок одиниць різних систем

$$\begin{aligned}
 1 \text{ атм} &= 760 \text{ рт.ст} = 101325 \text{ Па} \\
 1 \text{ эв} &= 23,6 \text{ ккал/моль} = 96,483 \text{ кДж/моль} \\
 1 \text{ ккал} &= 4,1868 \text{ кДж}; \quad 1 \text{ кДж} = 0,239 \text{ ккал} \\
 1 \text{ кд} &= 3 \cdot 10^{-11} \text{ ел.ст.од.} = \text{Є}; \quad 1 \text{ е.е.з.} = 1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}
 \end{aligned}$$

Перетворення деяких кратних і дільних одиниць

$$\begin{aligned}
 e_x &= 2,3 \text{ l}_g x; \quad 1 \text{ м} = 10^{-10} \text{ А}^\circ \\
 1 \text{ м} &= 10^{-3} \text{ км} = 10^2 \text{ см} = 10^3 \text{ мм} = 10^6 \text{ мкм} = 10^9 \text{ нм} = 10^{12} \text{ пм} \\
 1 \text{ кг} &= 10^{-3} \text{ т} = 10^3 \text{ г} = 10^6 \text{ мг} = 10^{-9} \text{ мкг} \\
 1 \text{ м}^3 &= 10^3 \text{ дн}^3 (10^3 \text{ л}) = 10^6 \text{ см}^3 (10^6 \text{ мл}).
 \end{aligned}$$

ТЕРМОДИНАМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН

Формула речовини	Агрегатний стан	$\Delta H^\circ, \text{кДж/}$ (моль·К)	$S^\circ, \text{Дж/}$ (моль·К)	Формула речовини	Агрегатний стан	$\Delta H^\circ, \text{кДж/}$ (моль·К)	$S^\circ, \text{Дж/}$ (моль·К)
1	2	3	4	5	6	7	8
NH₃	Г	-46,19	192,50	MgCO₃	Т	-1112,94	65,69
O₂	Г	0	205,03	Mg(NO₃)₂	Т	-789,604	164,012
NO	Г	+86,69	210,20	MgO	Т	1574,98	130,54
N₂	Г	0	191,49	CaSO₄· 0,5 H₂O	Т	-601,826	26,77
NO₂	Г	+33,852	240,454	CaSO₄·2H₂O	Т	-2033,67	193,97
H₂O	Г	-241,83	108,72	CaSiO₃	Т	-1584,06	82,006
CO	Г	-110,52	197,91	CaCO₃	Т	-1206,87	92,08
CO₂	Г	-393,51	213,64	CaO	Т	- 635,55	39,75
CH₄	Г	- 74,85	186,19	Ca(OH)₂	Т	-986,587	76,148
N₂	Г	0	130,547	NaHCO₃	Т	-947,68	102,09
C₂H₆	Г	-235,308	52,655	Na₂CO₃	Т	-1130,93	135,98
C₂H₄	Г	+ 52,28	19,45	AgNO₃	Т	-123,135	140,91
H₂S	Г	- 20,146	205,643	Ag	Т	0	42,70
SO₂	Г	- 296,86	248,53	SiO₂	Т	859,393	41,84
S₂	Г	0	31,88	NH₄Cl	Т	-315,39	94,5
HCl	Г	-92,31	86,779	Fe₂O₃	Т	-821,3	90,0
Cl₂	Г	0	222,96	Fe	Т	0	27,15
				FeO	Т	-263,7	58,8
H₂O	Ж	-285,84	69,94	3CaO·SiO₂	Т	-3826,9	2 11,01
C₂H₅OH	Ж	-277,67		BeCO₃	Т	-981,57	199,4
				BeO	Т	570,24	14,24
ZnO	Т	-347,98	43,93	2BeO·SiO₂	Т	- 2160,0	64,48
Zn	Т	0	41,63	BeO·SiO₂	Т	-1453,45	54,0
				Al₂O₃	Т	-1675,0	50,94
Mg(OH)₂	Т	-925,99	63,22	Al	Т	0	28,31
				BaO	Т	-556,6	70,3
				BaCO₃	Т	-1202,0	112,1

СТАНДАРТНІ ІЗОБАРНІ ПРОЦЕСИ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН

Речовина	ΔG° утв., 298		Речовина	ΔG° утв., 298	
	кДж/моль	ккал/моль		кДж/моль	ккал/моль
1	2	3	4	5	6
AgF (k)	- 186,0	- 44,5	KCl (k)	- 707,8	- 97,66
AgCl (k)	- 109,5	- 26,2	KCl (p)	- 413	- 98,88
AgBr (k)	- 194,9	- 22,7	KBr (k)	- 379,7	- 90,6
AgI	- 66,3	- 15,85	KI(k)	- 321,9	- 77,0
Al(OH)₃ (k)	- 1138,6	- 272,4	KNO₃ (p)	- 392,5	- 93,9
Al₂O₃ (k)	- 1580	- 378,0	KOH (p)	- 439,3	- 105,1
As₂O₃ (k)	- 568,5	- 136,0	K₂CrO₄ (k)	- 1284,9	- 307,4
As₂O₃ (k)	- 771,2	- 183,5	K₂SO₄ (k)	- 1315,0	- 314,6
BaCO₃ (k)	- 1137,8	- 272,8	K₂SO₄ (p)	- 1305,0	- 312,2
BaO (k)	- 527,5	- 126,2	MgCO₃ (k)	- 1028,3	- 246,0
BaCl₂ (p)	- 810,0	- 193,8	MgO (k)	- 568,9	- 136,1
BaSO₄ (k)	- 1352,8	- 323,4	Mg(OH)₂ (k)	- 833,1	- 199,3
BaSO₄ (p)	- 1311,2	- 313,3	MgSO₄ (k)	- 1172,5	- 280,5
CF₄ (r)	- 634,7	- 151,85	NH₃ (r)	- 16,7	- 4,0
CCl₄ (r)	- 63,95	- 15,3	NH₄NO₃	- 173,3	- 43,86
CBr₄ (r)	- 35,9	- 8,6	NO (r)	- 86,8	- 20,76
			NO₂ (r)	51,8	12,4
CO (r)	- 138,1	- 32,8	Na (k)	- 539,2	- 129,0
CO₂ (r)	- 393,96	- 94,25	NaCl (k)	- 383,1	- 91,9
CaCO₃ (k)	- 1128,8	- 269,8	NaCl (p)	- 392,5	- 83,9
CaO (k)	- 603,4	- 144,35	NaBr (k)	- 348,6	- 83,4
Ca(OH)₂ (k)	- 1118,4	- 267,33	NaI (k)	- 285,1	- 68,2
CaSO₄ (k)	- 1319,2	- 315,6	NaNO₃ (p)	- 367,8	- 89,0

Закінчення дод. 4

1	2	3	4	5	6
Cl₂O₃ (k)	401,3	96	NaOH (k)	- 380,4	- 91,0
CrO₃ (k)	- 505,8	- 121,0	Na₂O (k)	- 376,2	- 90,0
Cr₂O₃ (k)	-1058,0	- 253,15	Na₂SO₄ (p)	-1260,3	- 302,5
CuSO₄ (p)	- 676,4	161,81	NiCl₂ (k)	- 258,7	- 61,9
FeCl₂ (k)	- 303,5	- 72,6	Ni(OH)₂ (k)	- 452,7	- 108,3
Fe(OH)₂ (k)	- 473,1	- 115,57	Fe(OH)₃ (k)	- 693,9	- 166
FeS (k)	97,5	23,32	P₄O₁₀ (k)	- 2735,4	- 654,4
HgCl₂ (k)	- 183,9	- 44,0	PbCl₂ (k)	- 313,9	- 75,06
HF (r)	- 269,6	- 54,5	PbO (k)	- 188,5	- 45,1
HCl (r)	- 95,1	- 22,75	SO₂ (r)	- 300,1	- 71,79
HBr (r)	- 58,3	- 12,8	SO₃ (r)	- 370,1	- 88,52
HI (r)	1,3	0,3	SnO (k)	- 256,7	- 61,4
H₂O (r)	- 228,2	- 54,635	SnO₂ (k)	- 519,6	- 124,3
H₂O (ж)	- 237,2	- 56,72			
H₂S (r)	- 33,3	- 7,96	TiCl₂ (k)	- 468,8	-112,5
HNO₃ (p)	- 110,4	- 26,4	TiCl₄ (k)	- 752,4	-180,0
H₂SO₄ (r)	- 741,1	- 177,3			
H₂SO₄ (ж)	- 689,4	- 164,94	TiO₂ (k)	- 887,8	-212,4
H₃PO₄ (k)	- 1118,2	- 267,5			
ZnO (k)	- 318,1	- 76,1			
ZrO₂ (k)	-1035,6	- 247,75			
ZnS (k)	- 239,8	- 57,4			
ZnSO₄ (k)	- 870,7	- 280,31			
ZnSO₄ (p)	- 888,3	- 212,52			

РОЗЧИННІСТЬ СОЛЕЙ ТА ОСНОВ У ВОДІ ЗА ТЕМПЕРАТУРИ 18 °С
(в грамах безводної солі на 100 г Н₂О)

Аніон	К а т і о н										
	K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ag ⁺	Ti ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺
Cl ⁻	33,0	35,9	77,8	1,3·10 ³	0,9	37,2	51,1	79,2	55,8	204	1,49
Br ⁻	65,9	88,8	168,7	1·10 ⁻⁵	0,042	103,6	96,5	143,3	103,1	478	0,598
I ⁻	137,5	177,9	161,5	3,5·10 ⁻⁷	6·10 ⁻³	201	169,2	200	148,2	419	0,08
F ⁻	92,6	44,4	0,27	195,4	72,1	0,16	0,012	1,6·10 ⁻³	8,7·10 ⁻³	5·10 ⁻³	0,06
NO ₃ ⁻	30,3	84,0	71,4	213	8,91	8,74	66,3	121,8	74,3	117,8	51,7
ClO ₃ ⁻	6,6	97,2	313	12,25	3,69	35,74	174,9	179,3	126,4	183,9	150,6
BrO ₃ ⁻	6,38	36,7	152,5	0,59	0,30	0,8	30,0	85,2	42,9	58,4	1,3
IO ₃ ⁻	7,62	8,33	80,4	0,04	0,059	0,05	0,25	0,25	6,87	0,83	2·10 ⁻³
OH ⁻	142,9	116,4	12,04	0,01	40,0	3,7	0,77	0,17	1·10 ⁻³	5·10 ⁻⁴	0,01
SO ₄ ²⁻	11,11	15,83	35,6	0,55	4,74	2,3·10 ⁻⁴	0,011	0,20	35,4	53,1	4,1·10 ⁻³
CrO ₄ ²⁻	63,1	16,2	11,6	2,5·10 ⁻³	6·10 ⁻³	3,5·10 ⁻³	0,12	0,4	73,0	—	2·10 ⁻⁵
Cr ₂ O ₇ ²⁻	30,3	3,34	7,22	3,4·10 ⁻³	1,48	8,5·10 ⁻³	4,6·10 ⁻³	5,5·10 ⁻⁴	0,03	6,4·10 ⁻⁴	2,6·10 ⁻⁴
CO ₃ ²⁻	108,0	19,39	1,33	0,03	4,95	2,3·10 ⁻³	1,1·10 ⁻³	1,3·10 ⁻³	0,1	4·10 ⁻³	1·10 ⁻⁴

**СТУПІНЬ ДИСОЦІАЦІЇ КИСЛОТ*, ОСНОВ І СОЛЕЙ В
РОЗЧИНАХ З МОЛЯРНОЮ КОНЦЕНТРАЦІЄЮ 0,1 ЗА
ТЕМПЕРАТУРИ 18 °С**

Електроліт	Формула	Ступінь дисоціації, %
------------	---------	--------------------------

Кислоти

Хлоридна	HCl	92
Бромідна	HBr	92
Іодидна	HI	92
Нітратна	HNO ₃	92
Сульфатна	H ₂ SO ₄	58
Сульфідна	H ₂ SO ₃	34
Фосфорна	H ₃ PO ₄	27
Фторидна	HF	8,5
Ацетатна	CH ₃ COOH	1,3
Карбонова	H ₂ CO ₃	0,17
Сульфідна	H ₂ S	0,07
Цианідна	HCN	0,01
Борна	H ₂ BO ₃	0,01

Гідроксиди

Гідроксид барію	Ba(OH) ₂	92
Гідроксид калію	KOH	89
Гідроксид натрію	NaOH	84
Гідроксид амонію	NH ₄ OH	1,3

Солі

Хлорид калію	KCl	86
Хлорид амонію	NH ₄ Cl	85
Хлорид натрію	NaCl	84
Нітрат калію	KNO ₃	83
Нітрат аргентуму	AgNO ₃	82
Ацетат натрію	CH ₃ COONa	79
Хлорид цинку	ZnCl ₂	73
Сульфат натрію	Na ₂ SO ₄	69
Сульфат цинку	ZnSO ₄	40
Сульфат купруму (II)	CuSO ₄	40

* Для багатоосновних кислот наведено I ступінь дисоціації.

РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ

Елемент	Катіон у розчині	Стандартний потенціал, В	Елемент	Катіон у розчині	Стандартний потенціал, В
Літій	Li ⁺	-3,01	Кадмій	Cd ²⁺	-0,40
Калій	K ⁺	-2,92	Талій	Ta ²⁺	-0,34
Рубідій	Rb ⁺	-2,98	Кобальт	Co ²⁺	-0,27
Барій	Ba ²⁺	-2,92	Нікол	Ni ²⁺	-0,23
Стронцій	Sr ²⁺	-2,89	Молібден	Mo ³⁺	-0,20
Кальцій	Ca ²⁺	-2,84	Германій	Ge ⁴⁺	-0,15
Натрій	Na ⁺	-2,74	Станум	Sn ²⁺	-0,14
Магній	Mg ²⁺	-2,38	Плюмбум	Pb ²⁺	-0,13
Берилій	Be ²⁺	-1,70	Гідроген	H ⁺	0
Алюміній	Al ³⁺	-1,66	Бісмут	Bi ³⁺	+0,22
Титан	Ti ²⁺	-1,2	Стибій	Sb ³⁺	+0,24
Цирконій	Zr ²⁺	-1,53	Арсен	As ³⁺	+0,30
Ванадій	V ²⁺	-1,18	Купрум	Cu ²⁺	+0,34
Манган	Mn ²⁺	-1,05	Меркурій	Hg ²⁺	+0,798
Хром	Cr ³⁺	-1,18	Аргентум	Ag ⁺	+0,799
Цинк	Zn ²⁺	-0,71	Платина	Pt ²⁺	+1,19
Ферум	Fe ²⁺	-0,44	Аурум	Au ⁺	+1,7
Полоній	Po ⁴⁺	-0,40			

Навчальне видання

ГРЕЧАНЮК Віра Григорівна,
ВІТОВЕЦЬКА Тетяна Василівна,
АПАНАСЕНКО Валерій Юхимович

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Навчальний посібник

Редагування та коректура *Г.В. Кобринної*
Комп'ютерне верстання *Т.І. Кукарєвої*

Підписано до друку 24.09. 2024. Формат 60 × 84 ^{1/16}
Ум. друк. арк. 7,44. Обл.-вид. арк. 8,0.
Тираж 25 прим. Вид. № 15/І-24. Зам. № 34/1-24.

Видавець і виготовлювач
Київський національний університет будівництва і архітектури

Проспект Повітряних Сил, 31, Київ, Україна, 03037

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру суб'єктів
видавничої справи ДК № 808 від 13.02.2002 р.