

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства
та природокористування
Кафедра хімії та фізики

05-06-165М

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання практичних робіт та самостійної роботи
з навчальної дисципліни
«Фізико-хімічні властивості гірничих порід»
для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня
за освітньо-професійною програмою «Гірництво»
спеціальностей 184 «Гірництво», G16 «Гірництво та нафтогазові
технології» денної та заочної форм навчання

Рекомендовано
науково-методичною радою
ННМІ
протокол № 6 від 20.01.2026 р.

Рівне – 2026

Методичні вказівки до виконання практичних робіт та самостійної роботи з навчальної дисципліни «Фізико-хімічні властивості гірничих порід» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Гірництво» спеціальностей 184 «Гірництво», G16 «Гірництво та нафтогазові технології» денної та заочної форм навчання [Електронне видання] / Буденкова Н. М. – Рівне : НУВГП, 2026. – 42 с.

Укладач: Буденкова Н. М., к.х.н., доцентка кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., доктор хімічних наук, професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення
спеціальностей 184 «Гірництво»,
G16 "Гірництво
та нафтогазові технології"

Васильчук О. Ю.

© Н. М. Буденкова, 2026
© НУВГП, 2026

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	4
ПРАКТИЧНА РОБОТА №1. РОЗРАХУНКИ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ ПРИ ВИЛУГОВУВАННІ...	5
ПРАКТИЧНА РОБОТА №2. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ ПРИ ДОБУВАННІ МЕТАЛІВ З РУД.....	8
ПРАКТИЧНА РОБОТА №3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА.	13
ПРАКТИЧНА РОБОТА №4. ВИЗНАЧЕННЯ ВОДНЕВОГО ПОКАЗНИКА ПРОДУКТИВНИХ РОЗЧИНІВ.....	19
ПРАКТИЧНА РОБОТА №5. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ ПРИ ВИЛУГОВУВАННІ.....	23
ПИТАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ.....	26
Тема 1.....	26
Тема 2.....	34
Тема 3.....	36
Тема 4.....	37
Тема 5.....	38
Тема 6.....	39
Тема 7.....	40
Тема 8.....	41
ЛІТЕРАТУРА.....	42

Передмова

Мета навчальної дисципліни «Фізико-хімічні властивості гірничих порід» – засвоєння студентами спеціальності 184 «Гірництво» теоретичних основ неорганічної хімії, вивчення фізичних та хімічних властивостей простих речовин, сполук і мінералів, які є корисними копалинами; різноманітними технологічними процесами по вилученню цінних компонентів та формування на цій основі наукового світогляду фахівців вищої кваліфікації, що будуть працювати інженерами в галузі гірництва. Матеріал, засвоєний студентами при вивченні даної дисципліни, є теоретичною базою для наступного вивчення загальнотеоретичних і спеціальних дисциплін.

Практичні роботи та самостійна робота з навчальної дисципліни «Фізико-хімічні властивості гірничих порід» максимально наближені до майбутньої спеціальності студентів, охоплюють основні розділи фізичної та неорганічної хімії і спрямовані на більш поглиблене засвоєння знань. Теоретичні відомості передують змісту кожної практичної роботи.

В процесі виконання самостійної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з певних розділів силабусу, відповівши на наведені контрольні запитання. Виконання практичних робіт потребує осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані завдання, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми практичної роботи, який наведений у вступі до кожної роботи.

Студенти при оформленні практичних робіт повинні навести розв'язок завдань. Практична робота з відповідним оформленням в зошиті подається у вигляді звіту для захисту в аудиторії або фотозвіт прикріплюється в Moodle для перевірки та оцінювання викладачем.

Запропановані питання по самостійної роботі студентів по 8-мі темах згідно силабусу 05-06-102S. Освітлені питання, які не розглядаються на лекціях.

ПРАКТИЧНА РОБОТА №1. РОЗРАХУНКИ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ ПРИ ВИЛУГОВУВАННІ

Концентрація – величина, що вказує відносний вміст певного компоненту у розчині.

Способи вираження вмісту розчиненої речовини:

Масова частка – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину; у разі її виразу в % кількісно дорівнює масі (у грамах) розчиненої речовини у 100 г розчину:

$$\omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-HV}} \text{ [безрозм]} \quad \text{або} \quad \omega = \frac{m_{P.P.}}{m_{P-HV}} \cdot 100\% [\%].$$

Молярна концентрація (молярність) – відношення числа моль розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

$$C_M = \frac{m_{P.P.}}{M_{P.P.} \cdot V_{P-HV}} \text{ [моль/л або М]}.$$

Молярна концентрація еквівалента (нормальність) – відношення числа еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину (в літрах):

$$C_H = \frac{m_{P.P.}}{M_{E(P.P.)} \cdot V_{P-HV}} \text{ [моль-екв/л або н.]}.$$

Моляльна концентрація (моляльність) – відношення числа моль розчиненої речовини до маси розчинника (в кг):

$$m = \frac{m_{P.P.} \cdot 1000}{M_{P.P.} \cdot m_{P-KA}} \text{ [моль/кг]}.$$

Молярна частка: $X = \frac{n_{P.P.}}{n_{P.P.} + n_{P-KA}}$, дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини до загальної кількості речовини в розчині.

1.1. Приклади розв'язування типових задач

1.1.1. Скільки кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ і води треба взяти для приготування 700 г 10 %-го розчину натрій сульфату?

Розв'язок. З визначення терміну «масова частка» знаходимо масу натрій сульфату, що повинен бути в отриманому розчині (стільки ж його має бути в кристалогідраті):

$$m(Na_2SO_4) = m_{P-HV}(Na_2SO_4) \cdot \omega = 700 \text{ г} \cdot 0,1 = 70 \text{ г}.$$

Виходячи з молярних мас натрій сульфату та його кристалогідрату, визначаємо масу $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, що містить необхідну кількість Na_2SO_4 :

$$M(Na_2SO_4) = 142 \text{ г/моль}; M(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 322 \text{ г/моль};$$

У 322 г кристалогідрату міститься 142 г Na_2SO_4

У m_1 - 70 г Na_2SO_4

$$m = m_{(КРИСТАЛОГІДРАТУ)} = \frac{70 \text{ г} \cdot 322 \text{ г/моль}}{142 \text{ г/моль}} = 158,7 \text{ г}.$$

Оскільки загальна маса розчину дорівнює 700 г, то решту повинна становити вода:

$$m(H_2O) = m_{P-HV} - m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 700 \text{ г} - 158,7 \text{ г} = 541,3 \text{ г}.$$

1.1.2. Який об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 9,3 % ($\rho = 1,05 \text{ г/мл}$) потрібно взяти, щоб приготувати 0,35М розчин H_2SO_4 об'ємом 40 мл?

Розв'язок. Визначаємо кількість речовини H_2SO_4 , необхідну для приготування розчину 0,35М H_2SO_4 , об'ємом 40 мл.

$$n = C_M \cdot V = 0,35 \text{ моль/л} \cdot 0,04 \text{ л} = 0,014 \text{ (моль)}.$$

Знаходимо масу розчиненої речовини:

$$m = n \cdot M_{H_2SO_4} = 0,014 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 1,372 \text{ (г)}.$$

Визначаємо масу 9,3% розчину сульфатної кислоти, в якому міститься 1,372 г H_2SO_4 :

$$m_{P-HV} = \frac{m_{H_2SO_4}}{\omega_{H_2SO_4}} = \frac{1,372 \text{ г}}{0,093} = 14,75 \text{ (г)}.$$

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{14,75\text{г}}{1,05\text{г/мл}} = 14,05(\text{мл}).$$

1.2. Контрольні завдання

1.2.1. Очислити масу сульфатної кислоти, яка міститься в 400 мл розчину з масовою часткою кислоти 60% і густиною 1,5 г/см³.

1.2.2. Який об'єм амоніаку (н.у.) треба розчинити в 200 г 10 %-го розчину амоніаку (утворенням гідроксиду знехтувати), щоб отримати 15%-й розчин.

1.2.3. У 2 л води розчинили 224 л хлороводню (н.у.). З якою масовою часткою хлороводню утворився розчин?

1.2.4. Визначити концентрацію розчину (масову частку), отриманого розчиненням 12 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ у 200 г 10 %-го розчину натрій сульфату.

1.2.5. Знайти концентрацію (масову частку) розчину, отриманого розчиненням 12,5 г мідного купоросу в 250 г води.

1.2.6. У 100 мл води розчинено 224 мл (н.у.) сірководню. Яка масова частка отриманого розчину.

1.2.7. Який об'єм (мл) H_2S (н.у.) можна отримати при повному виділенні його з 200 г 0,5%-ного розчину?

1.2.8. Яка маса натрій нітрату міститься в 300 г його насиченого при 20° С розчину, якщо розчинність цієї солі при даній температурі становить 88 г/100 г води?

1.2.9. Визначити молярну концентрацію 47,7%-го розчину фосфатної кислоти, густина розчину 1,315 г/мл.

1.2.10. Який об'єм розчину натрій гідроксиду з масовою часткою NaOH 20% і густиною 1,22 г/мл потрібний для приготування 500 мл 0,6М розчину.

1.2.11. В одному об'ємі води розчиняється 700 об'ємів амоніаку (н.у.). Знайдіть масову частку та молярну концентрацію аміаку в отриманому розчині, густина якого 0,88 г/мл.

1.2.12. Визначте масу води, в якій необхідно розчинити 50 г калію хлориду для одержання розчину з масовою часткою речовини 10%.

- 1.2.13.** Яку масу натрію нітрату необхідно розчинити в 400 г води для одержання розчину з масовою часткою речовини 20%?
- 1.2.14.** До 80 мл 3,5М розчину амоній хлориду (густина розчину 1,05 г/мл) долили 40 мл води. Визначити масову частку солі в добутому розчині.
- 1.2.15.** Для нейтралізації 20 мл 0,1 н. розчину кислоти витрачено 8 мл розчину NaOH . Яка маса NaOH міститься в 1 л цього розчину?
- 1.2.16.** Розрахуйте нормальність концентрованої хлоридної кислоти (густина 1,18 г/мл), яка містить 36,5% (мас.) HCl .
- 1.2.17.** Який об'єм концентрованої хлоридної кислоти ($\rho = 1,19$ г/мл), яка містить 38% (мас.) HCl , треба взяти для приготування 1н. розчину?
- 1.2.18.** До 150 г розчину калій нітрату з масовою часткою солі 30% долили 100 мл води. Знайдіть масову частку солі в новоутвореному розчині.
- 1.2.19.** Обчислити молярну концентрацію розчину лугу, якщо відомо, що 2 л цього розчину містять 112 г калію гідроксиду.
- 1.2.20.** Скільки моль натрію гідроксиду необхідно взяти для приготування 0,5 л 4М розчину?

ПРАКТИЧНА РОБОТА №2. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ ПРИ ВИЛУЧЕННІ МЕТАЛІВ З РУД

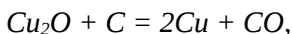
Тільки невелика кількість металів зустрічається в природі у вільному стані. Це малоактивні метали – ртуть, олово, мідь, срібло, золото, платина. Такі метали називають **самородними**.

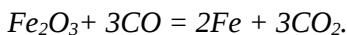
Більш активні метали зустрічаються в природі тільки у вигляді сполук – оксидів, сульфідів, сульфатів, карбонатів та інших (у вигляді **руд**).

Хімічною переробкою руд одержують більшість металів.

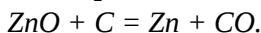
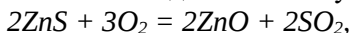
Для добування металів з руд застосовують такі найбільш важливі методи:

1. Відновлення металів з руд вугіллям, карбон(II) оксидом, воднем при нагріванні. Таким методом одержують метали з руд-оксидів

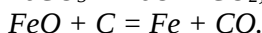




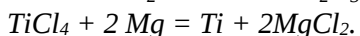
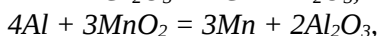
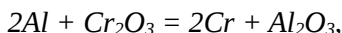
Якщо руда – сульфід металу, то спочатку її обпалюють, одержують оксид, який потім відновлюють вугіллям, наприклад



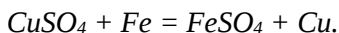
Карбонати при високих температурах розкладають на оксид металу та карбон(IV) оксид, а потім оксид металу відновлюють вугіллям до вільного металу



2. Відновлення оксидів металів алюмінієм (алюмотермія) або іншими металами (металотермія). В металотермії як відновники використовують активні метали – натрій, калій, магній алюміній та інші

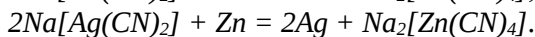
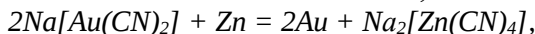
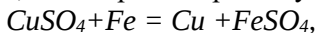


3. Гідрометалургійний метод. Цей метод заснований на витісненні більш активним металом менш активного з розчинів, наприклад



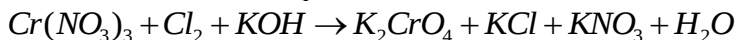
Цементация – електрохімічний процес, який відбувається на поверхні металевих частинок з йонами в розчині.

Осадження міді цементациєю на залізі (стружка, обрізки, порошок) із сульфатнокислих розчинів; золота і срібла цементациєю на цинку із ціанідних розчинів – найбільш розповсюджені і прості способи вилучення цих металів з бідних геохімічних розчинів, які одержані при вилуговуванні сировини

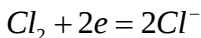
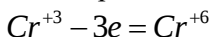


2.1. Приклади розв’язування типових задач

2.1.1. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:

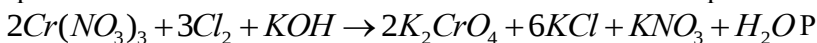


Запишемо рівняння електронного балансу:



Для електронного балансу перед відновником Cr^{3+} слід поставити коефіцієнт 2; перед окисником Cl_2 – коефіцієнт 3.

В ОВР кількість електронів, які приймає окисник дорівнює кількості електронів, які віддає відновник. Ці коефіцієнти проставляємо в рівнянні:



Решта коефіцієнтів проставляємо підбором для збереження кількості атомів кожного елемента до і після реакції:



Визначити молярну масу еквівалента окисника і відновника в завданні 2.1.1.

Молярна маса еквівалентів окисника

$$Cl_2 = \frac{M_{Cl_2}}{n(e)} = \frac{71}{2} = 35,5 \text{ г-екв/моль, де } n(e) - \text{кількість}$$

приєднаних електронів.

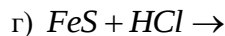
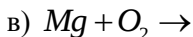
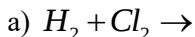
Молярна маса еквівалентів відновника

$$Cr(NO_3)_3 = \frac{M_{Cr(NO_3)_3}}{n(e)} = \frac{238}{3} = 79,3 \text{ г-екв/моль, де } n(e) - \text{кількість}$$

віданих електронів.

2.2. Контрольні завдання

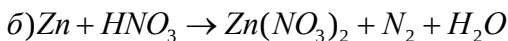
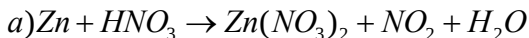
2.2.1. Закінчити рівняння реакцій. Які з них є окисно-відновними:



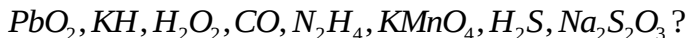
2.2.2. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівнянні ОВР:



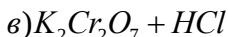
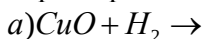
2.2.3. Визначити молярну масу еквівалента нітратної кислоти в таких реакціях:



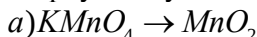
2.2.4. Який елемент і в якому ступеню окиснення визначає можливість для вказаних реакцій виявляти властивості окисника або відновника:



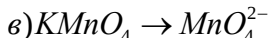
2.2.5. Закінчити рівняння хімічних реакцій, в яких відновником є прості речовини:



2.2.6. Розрахувати молярну масу еквівалента $KMnO_4$ для

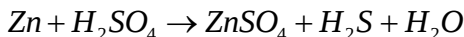
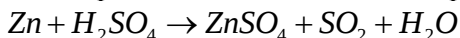


процесів відновлення: $б) KMnO_4 \rightarrow Mn^{2+}$.

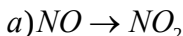


2.2.7. Напишіть рівняння реакції відновлення міді воднем з купрум(II) оксиду.

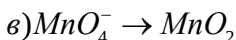
2.2.8. Урівняти ОВР методом електронного балансу:



2.2.9. Які процеси – окиснення чи відновлення відбуваються в

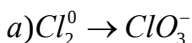


вказаних схемах: $б) NH_3 \rightarrow N_2$.

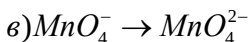


Вказати кількість відданих або приєднаних електронів.

2.2.10. Які процеси – окиснення чи відновлення відбуваються в

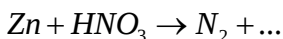
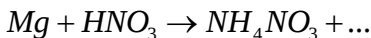


вказаних схемах: $b) CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$.

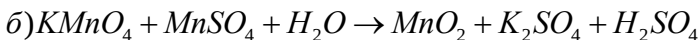
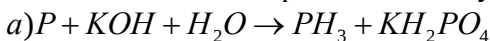


Вказати кількість відданих або приєднаних електронів.

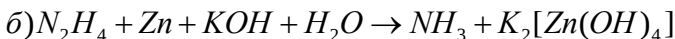
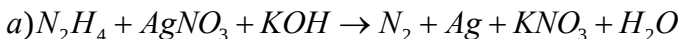
2.2.11. Закінчити рівняння ОВР:



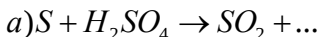
2.2.12. Методом електронного балансу урівняйте ОВР:



2.2.13. Вказати, в якій з наведених реакцій гідразин N_2H_4 є відновником, а в якій є окисником:

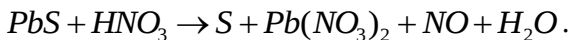


2.2.14. Закінчити рівняння реакцій , в яких окисником є концентрована сульфатна кислота:



2.2.15. Виходячи з ступеня окиснення фосфору в сполуках: PH_3, H_3PO_4, H_3PO_3 визначте, яка з них є тільки окисником, яка тільки відновником. Чому?

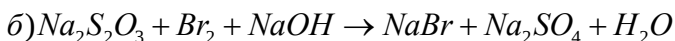
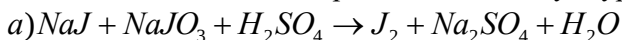
2.2.16. На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції:



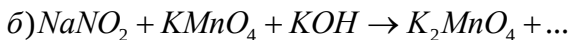
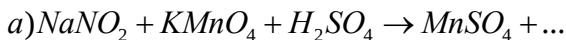
2.2.17. Визначити молярну масу еквівалента MnO_2 в таких реакціях:



2.2.18. Методом електронного балансу урівняйте ОВР:



2.2.19. Складіть рівняння наступних ОВР:



2.2.20. Визначити молярні маси окисника та відновника в реакції: $Na_2C_2O_4 + KBrO_3 \rightarrow CO_2 + KBr + NaOH$.

ПРАКТИЧНА РОБОТА №3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Хімічні реакції відбуваються з різними швидкостями. Розглядаючи питання про швидкість реакцій, треба розрізняти реакції, що відбуваються в гомогенній та гетерогенній системі.

Гомогенною системою називається система, що складається з однієї фази. Гетерогенною системою називається система, що складається з кількох фаз.

Швидкість гомогенної реакції називається кількість речовини, що вступає в реакцію або утворюється під час реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи:

$$V_{\text{гом. реакції}} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}.$$

Швидкість гетерогенної реакції називається кількість речовин, що вступає в реакцію або утворюється під час реакції за одиницю часу на одиниці поверхні фази:

$$V_{\text{гетер. реакції}} = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}.$$

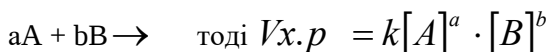
Проте швидкість реакції в гомогенній системі можна визначити як зміну концентрації речовин, що вступають в реакцію або утворюються в результаті реакції за одиницю часу.

$$\text{Виходячи з цього } V_{\text{гом. реакції}} = \frac{\Delta c}{\Delta t}.$$

Необхідною умовою всякого хімічного процесу є зіткнення частинок реагуючих речовин. Число зіткнень тим більше, чим вища концентрація кожної з вихідних речовин.

Викладені міркування підтверджуються законом діючих мас.

При сталій температурі швидкість хімічної реакції пропорційна добуткові концентрацій реагуючих речовин, причому кожна концентрація входить у добуток в степені, що дорівнює коефіцієнту, який стоїть перед формулою речовини в рівнянні реакції.



k – константа швидкості, яка залежить від природи реагуючих речовин, температури і каталізатора, але не залежить від концентрації речовин.

Як показує експеримент, швидкість хімічної реакції залежить від температури. Це пов'язано з тим, що елементарний акт хімічної реакції відбувається не при всякому зіткненні частинок реагуючих речовин. В реакцію вступають тільки ті молекули, які мають певний запас енергії, достатньої для того, щоб розірвати зв'язки в вихідних молекулах і утворити нові молекули. Такі молекули називаються активними, а енергія, необхідна для їх утворення, називається енергією активації. З ростом температури число активних молекул зростає, що і приводить до збільшення швидкості хімічної реакції.

Залежність швидкості хімічної реакції від температури описується правилом Вант-Гоффа:

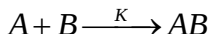
При нагріванні системи на 10°C , швидкість хімічної реакції зростає в 2-4 рази:

$$\gamma = \frac{V_{t+10^0}}{V_t}$$

де γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції – число, що показує у скільки разів зростає швидкість реакції при нагріванні системи на 10° .

Швидкість хімічної реакції збільшується з введенням в систему каталізатора. Дія каталізатора пояснюється тим, що

при його участі утворюються нестійкі проміжні сполуки, розпад яких приводить до утворення продуктів реакції.



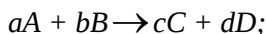
При цьому енергія активації реакції зменшується і активними стають молекули, енергія яких була недостатньою для здійснення реакції без каталізатора. Всі хімічні реакції можна поділити на дві групи: необоротні і оборотні.

Необоротні реакції відбуваються до кінця – до повного втрачання однієї з речовин, що приймають участь в реакції.

Оборотні реакції відбуваються не до кінця, в цих реакціях жодна з реагуючих речовин не втрачається повністю. Якщо реакція оборотня, то вона може протікати в прямому і зворотньому напрямках.

Коли швидкості прямої і зворотної реакції стають однаковими, настає стан хімічної рівноваги.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є величина, що називається константою хімічної рівноваги.



$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}.$$

Отже, при сталій температурі константа хімічної рівноваги реакції є стала величина, що показує те співвідношення між концентраціями продуктів реакції (чисельник) і вихідних речовин (знаменник), яке встановлюється при рівновазі.

Якщо система перебуває в стані рівноваги, то вона перебуватиме в такому стані доти, поки зовнішні умови зберігаються сталими. Якщо ж умови змінюються, то система виходить з рівноваги.

Процес зміни концентрації, спричинений порушенням рівноваги, називається зміщенням рівноваги.

Рівновага може зміститись внаслідок зміни концентрації речовин, внаслідок зміни тиску (якщо в системі приймають участь газоподібні речовини) та внаслідок зміни температури.

Закономірності, що виявляються в порушенні хімічної рівноваги, є окремими випадками принципу, що визначає вплив різних факторів на рівновагу. Цей принцип відомий під назвою принципу Ле Шательє:

Якщо на систему, що перебуває в рівновазі, як-небудь подіяти, то в результаті процесів, що відбуваються в ній, рівновага зміститься у такому напрямі, що ця дія зменшиться.

Справді, якщо в систему ввести одну із речовин, яка бере участь у реакції, то рівновага зміщується у бік витрати цієї речовини, якщо підвищити тиск, то вона зміщується так, що тиск в системі знижується; в разі підвищення температури рівновага зміщується у бік ендотермічної реакції.

3.1. Приклади розв'язування типових задач

3.1.1. Як можна змістити рівновагу в системі: $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + Q$ в бік більшого виходу SO_3 при заданій концентрації SO_2 ?

Згідно правила Ле Шательє це досягається:

- а) підвищенням концентрації O_2 ;
- б) зменшенням концентрації SO_3 (усунення із зони реакції);
- в) підвищенням тиску, оскільки реакція відбувається із зменшенням об'єму;
- г) зниженням температури до такого її значення, при якій швидкість реакції ще достатня для відносно швидкого досягнення рівноваги.

3.1.2. Напишіть вираз для швидкості реакції: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$, яка відбувається в газовій фазі. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити тиск у 2 рази?

Швидкість реакції $V = [H_2] \cdot [Cl_2]$. При збільшенні тиску у 2 рази $V' = [2H_2] \cdot [2Cl_2]$. Тоді $\frac{V'}{V} = 2 \cdot 2 = 4$. Отже швидкість реакції зросте у 4 рази.

3.2. Контрольні завдання

3.2.1. У скільки разів зміниться швидкість реакції

$2A + B \rightarrow A_2B$, якщо концентрацію речовини А збільшити у 2 рази, а концентрацію речовини В зменшити у 2 рази?

3.2.2. Чому рівний температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції, якщо при нагріванні системи на 30°C швидкість реакції збільшується в 64 рази?

3.2.3. Як зміниться швидкість реакції $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$ якщо: а) збільшити тиск в системі в 3 рази; б) зменшити об'єм системи в 2 рази.

3.2.4. В закритій посудині реакція відбувається згідно рівняння $CO_{2(г)} + H_{2(г)} \rightleftharpoons CO_{(г)} + H_2O_{(г)} + Q$. Якими змінами концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції, тиску та температури можна змістити рівновагу системи в бік прямого процесу.

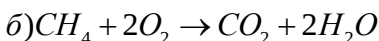
3.2.5. Як зміниться швидкість реакції $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$, яка відбувається в газовій фазі, якщо збільшити в 3 рази концентрацію кисню?

3.2.6. Як зміниться швидкість реакції $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$, яка відбувається в газовій фазі, якщо збільшити в 3 рази концентрацію хлороводню?

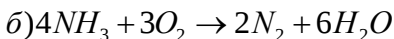
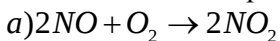
3.2.7. Як зміниться швидкість реакції $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$, яка відбувається в газовій фазі, якщо збільшити в 3 рази тиск?

3.2.8. Як зміниться швидкість реакції $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$, яка відбувається в газовій фазі, якщо зменшити в 3 рази тиск?

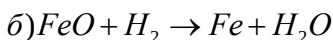
3.2.9. Написати вирази для швидкостей гомогенних реакцій:
а) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$



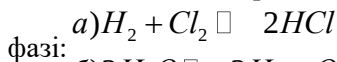
3.2.10. Написати вирази для швидкостей гомогенних реакцій:



3.2.11. Написати вирази для швидкостей гетерогенних реакцій:



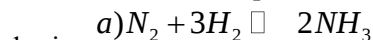
3.2.12. Написати вирази для констант рівноваги реакцій в газовій



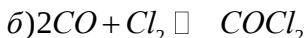
фазі:



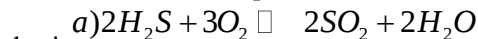
3.2.13. Написати вирази для констант рівноваги реакцій в газовій



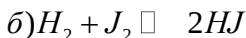
фазі:



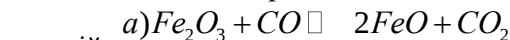
3.2.14. Написати вирази для констант рівноваги реакцій в газовій



фазі:



3.2.15. Написати вирази для констант рівноваги гетерогенних



б) $\text{CaO} + 3\text{C} \rightleftharpoons \text{CaC}_2 + \text{CO}$

3.2.16. Як потрібно змінити тиск, щоб швидкість реакції в газовій фазі збільшилась в 36 разів: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$

3.2.17. Як потрібно змінити тиск, щоб швидкість гетерогенної реакції збільшилась в 16 разів:



3.2.18. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2. Як зміниться швидкість реакції при підвищенні температури від 60 до 100°С?

3.2.19. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3. Як зміниться швидкість реакції при підвищенні температури від 80 до 140°С?

3.2.20. Як потрібно змінити температуру і тиск, щоб рівновагу в реакції розкладу кальцій карбонату $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$ змістити в бік утворення продуктів розкладу?

ПРАКТИЧНА РОБОТА №4. ВИЗНАЧЕННЯ ВОДНЕВОГО ПОКАЗНИКА ПРОДУКТИВНИХ РОЗЧИНІВ

Продуктивні розчини одержують в результаті підземного вилуговування, вилуговування відвалів металомісних руд або покладів водними розчинами кислот, лугів або їх солей. Підбір розчинників ведеться таким чином, щоб переважно вилучити цінні елементи у формі, придатної для наступної переробки розчинів. Найбільш широко підземне вилуговування застосовується для одержання міді, урану і золота (одночасно вилучають срібло). Схема переробки продуктивних розчинів представлена на рис. 1.

Купрумовмісні розчини. Підземне вилуговування здійснюється розчинами сульфатної кислоти, ферум(III) сульфатом, амоній карбонатом або амоній гідроксидом. Тому Купрум на вилучення поступає у вигляді відповідних сполук: CuSO_4 , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{CO}_3$ і інколи у вигляді $\text{NaCu}(\text{CN})_2$. В одержаних сульфатокислому вилуговуванні (г/л): 0,3-3 Cu; 2-8Fe, Cu, Al, Mg; 0,2-1 – твердих частинок шламу, pH розчину 1,4 -3,2.

Аурумовмісні розчини. Оскільки вилуговування ауруму здійснюється ціанідними або тіосульфат ними розчинами то в розчинах присутні аніони $\text{Au}(\text{CN})_2^-$, або $[\text{Au}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, а також ціанідні комплекси $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ та інше.

Урановмісні розчини. Підземне вилуговування уранових руд здійснюється сульфатокислим і содовим розчинами (з добавкою NaHCO_3 для запобігання утворенню NaOH при гідролізі Na_2CO_3). В присутності NaOH можуть утворюватись нерозчинні уранати Na_2UO_4 і диуранати $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7$. При сульфатокислому вилуговуванні утворюються водорозчинні аніонні комплекси – дисульфат і три сульфат уранілу $\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2^{2-}$, $\text{UO}_2(\text{SO}_4)_3^{4-}$. Тільки для слабо кислих розчинів характерне утворення йонів Уранілу UO_2^{2+} і урнілсульфату UO_2SO_4 . Спостерігається також полімеризація комплексних

сульфатних йонів при $pH > 2,5$. При вилуговуванні урановмісних фосфатів характерне утворення фосфатів чотирьох валентного урану $U(HPO_4)_2$. В содових розчинах також утворюються комплексні аніони дикарбонату і трикарбонату уранілу $UO_2(CO_3)_2^{2-}$ і $UO_2(CO_3)_3^{4-}$. Різноманітні форми урану дозволяють використовувати іонообмінні реакції для його вилучення з розчину **сорбційними методами і рідинною екстракцією**.

Методи вилучення металів з водних продуктивних та інших розчинів можна розділити на наступні основні групи:

1. Хімічне осадження гідроксидів та інших нерозчинних або малорозчинних сполук металів з наступною флотацією осадів;

2. Електрохімічне осадження (цементация) більш електронегативними металами (Fe, Al, Zn) йонів інших більш цінних металів (Cu, Au, Ag) і електролітичне осадження за рахунок накладання зовнішнього електричного потенціалу і гальванохімічне – за рахунок внутрішнього електролізу гальванопар, інші окисно-відновні процеси, включаючи застосування мікроорганізмів;

3. Сорбційні технології із застосуванням в якості сорбентів синтетичних смол, активного вугілля, мінералів (цеоліт, глини та ін.), біосорбентів (бактерій, грибів, водоростей та ін.) і споріднені технології (іонообмінні мембрани,),

4. Рідинна екстракція із застосуванням органічних рідких екстрагентів при здійсненні якої метали та інші елементи переходять із водної фази в органічну;

5. Флотаційне вилучення іонів з розчину;

6. Сполучення вказаних видів вилучення металів із розчину – сорбцієне вилуговування, екстракційне вилуговування, флотація сорбентів і екстрагентів;

7. Біохімічна трансформація розчинених йонів (газоподібну форму із сульфатів в карбонати, із сульфідів в сульфати і т.п.)

Переробка продуктивних розчинів

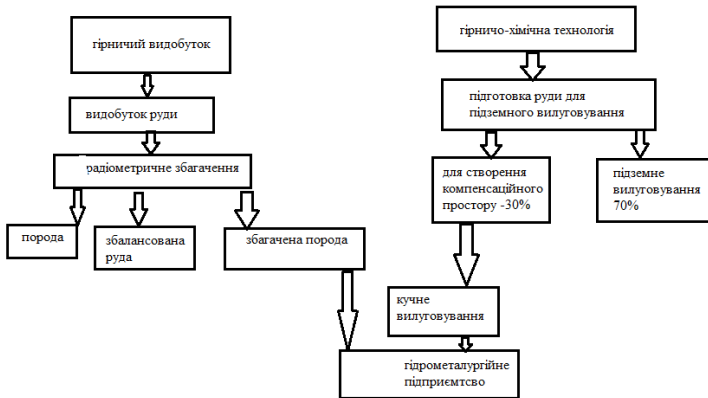
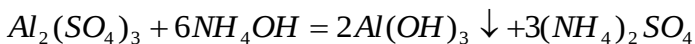
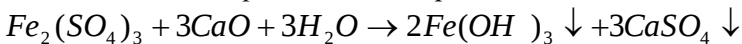


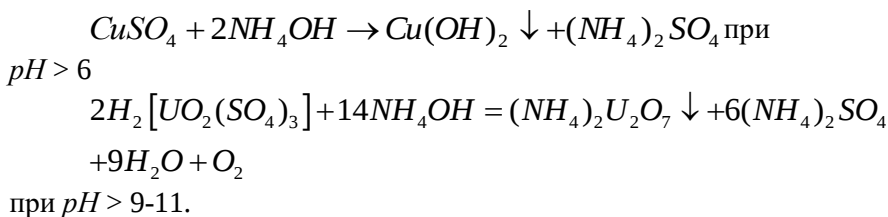
Рис. 1. Схема переробки уранових руд із застосуванням підземного і кучного вилуговування

Хімічне осадження металів

Це простий і давно відомий метод вилучення міді, урану, кольорових металів з продуктивних розчинів підземного вилуговування руд і металовмісних збалансованих продуктів. Метали вилучаються у формі гідроксидів з продуктивних розчинів сульфатокислотного вилуговування, маючих $pH = 1,2-2$ і містячи, як правило, переважну кількість баластних металів (Fe , Al , та ін.. до 6-7 г/л). вміст Купруму в розчинах вилуговування не перевищує 1 г/л, Урану – менш 0,2 г/л, а кількість Ауруму в розчинах вимірюється міліграмами. На першій стадії осаджуються гідроксиди баластних металів шляхом нейтралізації розчинів дешевими реагентами – вапном, амоніачною водою до $pH = 2,5-3,5$ за реакціями:



Потім. Подальшим підвищенням $pH > 6$ осаджують купрум гідроксид або діуранати:



Крім діуранатів осаджуються гідроксиди уранілу $UO_2(OH)_2$ при $pH = 4-5$, поліуранати.

4.1. Приклади розв'язування типових задач

4.1.1. Визначити концентрацію іонів водню в розчині, pH якого дорівнює 4.

Згідно умови завдання $-\lg[H^+] = 4$.

Звідси $[H^+] = 10^{-4}$ моль/л.

4.1.2. Концентрація гідроксид-іонів в розчині дорівнює 10^{-5} . Визначити pH розчину.

Іонний добуток $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, тому

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}. \text{ Отже } pH = -\lg 10^{-9} = 9.$$

4.2. Контрольні завдання

4.2.1. Якій концентрації іонів водню відповідають значення pH : 1, 7? Як в цих розчинах забарвлені лакмус і метилоранж?

4.2.2. Якій концентрації іонів водню відповідають значення pH : 9, 12? Як в цих розчинах забарвлені лакмус і метилоранж?

4.2.3. Чому дорівнює pH розчину, в 50 мл якого міститься 0,214 г амонію хлориду?

4.2.4. Яке значення має pH в 0,1м розчині HCl ?

4.2.5. Яке значення має pH в 0,01м розчині HCl ?

4.2.6. Яке значення має pH в 0,001м розчині HCl ?

4.2.7. Яке значення має pH в 0,001м розчині $NaOH$?

4.2.8. Яке значення має pH в 0,01м розчині $NaOH$?

4.2.9. Яке значення має pH в 0,1м розчині $NaOH$?

- 4.2.10. Чому дорівнює pH для розчинів, в яких $c(H^+)$ дорівнює 10^{-7} , 10^{-10} моль/л?
- 4.2.11. Чому дорівнює pH для розчинів, в яких $c(OH^-)$ дорівнює 10^{-6} , 10^{-11} моль/л?
- 4.2.12. pH розчину дорівнює 4. Обчислити концентрації іонів водню, гідроксид – іонів, pOH розчину.
- 4.2.13. В 0,5 л розчину міститься 0,28 г KOH . Обчислити концентрацію розчину, pH та pOH розчину.
- 4.2.14. Обрати розчин з максимальним значенням pH :
а) 0,1М HCl ; б) 0,1М CH_3COOH ; в) 0,1М $NaOH$; г) $pH=11$.
Відповідь обґрунтувати.
- 4.2.15. В одному літрі розчину міститься 0,24 г $LiOH$. Обчислити молярну концентрацію розчину, концентрацію гідроксид-іонів, pH і pOH розчину.
- 4.2.16. pH розчину дорівнює 4. Визначити колір індикаторів: фенолфталеїну, лакмусу, метилоранжу в цьому розчині.
- 4.2.17. В розчині хлоридної кислоти $pH = 2$. Визначити концентрацію іонів гідрогену, молярну концентрацію кислоти та масу HCl в 1 л розчину.
- 4.2.18. Концентрація іонів водню 10^{-6} моль/л. Обчислити концентрацію гідроксид-іонів, pH і pOH розчину.
- 4.2.19. В розчині $pOH = 1$. Чому дорівнює концентрація гідроксид-іонів?
- 4.2.20. pH розчину дорівнює 7. Визначити колір індикаторів: фенолфталеїну, лакмусу, метилоранжу в цьому розчині.

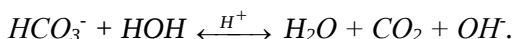
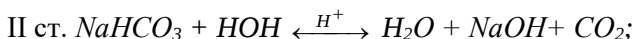
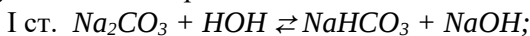
ПРАКТИЧНА РОБОТА №5. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ ПРИ ВИЛУГОВУВАННІ

Гідроліз солей – це обмінні реакції солей з водою, в результаті яких утворюються малодисоційовані або малорозчинні сполуки. Гідроліз солей треба враховувати при розробці технологій вилучення компонентів з продуктивних розчинів.

Гідролізуються солі утворені: а) сильною кислотою та слабкою основою; б) сильною основою та слабкою кислотою; в) слабкою кислотою та слабкою основою.

Таким чином, гідроліз солей відбувається лише тоді, коли до складу солі входить катіон слабкої основи або аніон слабкої кислоти (чи одночасно обидва).

Солі утворені багатоосновними слабкими кислотами і багато- кислотними слабкими основами гідролізуються ступінчато. Наприклад:



5.1. Приклади розв'язування типових задач

5.1.1. Які солі гідролізуються: NaCl , CuCl_2 , KCN ? Написати гідроліз відповідних солей за I ступенем.

Сіль CuCl_2 утворена слабкою основою і сильною кислотою, тому гідролізує по катіону:

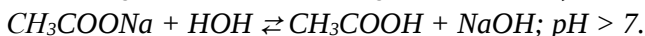
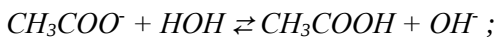


Сіль KCN утворена сильною основою та слабкою кислотою, тому гідролізує по аніону:



5.1.2. Розрахувати ступінь гідролізу 0,5М розчину натрій ацетату.

Розв'язок. Натрій ацетат є гідролітично лужною сіллю, яка гідролізується за схемою:



Константа гідролізу цієї солі дорівнює:

$$K_{\text{Г}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{Д}}(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,55 \cdot 10^{-9} = 5,5 \cdot 10^{-10}.$$

Ступінь гідролізу цієї солі дорівнює:

$$h = \sqrt{\frac{K_r}{C_M}} = \sqrt{\frac{5,5 \cdot 10^{-10}}{0,5}} = 3,3 \cdot 10^{-5}.$$

Ступінь гідролізу 0,5М розчину CH_3COONa дорівнює $3,3 \cdot 10^{-5}$.

9.2. Контрольні завдання

5.2.1. Які з даних солей є гідролітично лужними: KCl , $NaNO_2$, $FeCl_3$? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

5.2.2. Які з даних солей є гідролітично кислими: Na_2SO_4 , Na_2SO_3 , $AlCl_3$? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

5.2.3. Які з даних солей є гідролітично кислими: Na_2SO_4 , $MgSO_4$, $NaNO_2$, $Al(NO_3)_3$? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

5.2.4. Які з даних солей є гідролітично лужними: K_2CO_3 , KNO_3 , $Cu(NO_3)_2$, Na_2S ? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

5.2.5. Написати рівняння спільного гідролізу, який можливий між наступними солями: $Ca(NO_3)_2$, Na_2SiO_3 , $Fe(NO_3)_3$.

5.2.6. Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей і вказати рН їхніх водних розчинів: $CuSO_4$, $NaNO_3$, Na_2S .

5.2.7. Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$, $CaCl_2$? Яке значення рН (більше чи менше) мають розчини цих солей?

5.2.8. Написати рівняння спільного гідролізу солей натрій карбонату та ферум(III) хлориду.

5.2.9. Визначити рН 0,01М розчину амоній хлориду в результаті гідролізу цієї солі.

5.2.10. Вказати, які з наведених солей підлягають гідролізу. Які солі гідролізують ступінчасто? Для яких солей можливий спільний гідроліз? Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей і вказати рН їхніх водних розчинів: K_2CO_3 , $Cr(NO_3)_3$, $NaCl$.

5.2.11. Чому алюміній сульфат використовують при очищенні природних та стічних вод.

5.2.12. Яким чином можна посилити гідроліз солей ферум(III) хлориду та натрій фосфату. Відповідь обґрунтувати.

5.2.13. Визначити pH 0,5М розчину натрій ацетату в результаті гідролізу цієї солі.

5.2.14. Які з даних солей є гідролітично лужними: $ZnCl_2$, KCN , $CaCl_2$? Написати рівняння гідролізу цих солей в йонно-молекулярній формі.

5.2.15. Для яких солей: $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 , KBr можливий спільний гідроліз? Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей і вказати pH їхніх водних розчинів.

5.2.16. Написати рівняння гідролізу солей $ZnSO_4$, KNO_3 , $Al(NO_3)_3$ та $FeCl_3$.

5.2.17. Написати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу солей алюміній сульфату та натрій силікату.

5.2.18. Вказати, які з наведених солей підлягають гідролізу: $MgSO_4$, K_2SO_3 , KNO_3 . Які солі гідролізують ступінчасто? Для яких солей можливий спільний гідроліз? Написати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей і вказати pH їхніх водних розчинів.

5.2.19. Написати йонно-молекулярне рівняння гідролізу калій нітриту та визначити ступінь гідролізу цієї солі?

5.2.20. Яку масу хлоридної кислоти потрібно взяти, щоб отримати 1 л розчину, pH якого дорівнює 2.

ПИТАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

Тема 1. Фізичні властивості гірничих порід

1.1. Щільність, об'ємна вага, ефективна пористість, загальна пористість гірських порід. Гідростатичне зважування. Щільність, пористість та об'ємна вага – це фундаментальні властивості гірських порід, що використовуються при розрахунках обсягів видобутку, розпушування, збагачення, транспортування, складування корисних копалин і багатьох інших розрахунків.

Показник щільності також входить у розрахункові формули при обчисленні швидкостей поздовжніх і поперечних хвиль при визначенні акустичних і пружних параметрів гірських порід.

Щільність ρ – маса твердої фази гірських порід m , що міститься в одиниці об'єму $V_{об}$:

$$\rho = \frac{m}{V_{об}}, \text{ г/см}^3, \text{ кг/м}^3, \quad (1)$$

де $V_{об}$ – об'єм досліджуваного зразка з урахуванням пор і пустот.

Питома вага γ_n – вага мінерального скелета гірської породи, що міститься в одиниці об'єму $V_{ск}$:

$$\gamma_n = \frac{P}{V_{ск}}. \quad (2)$$

де P – вага досліджуваного зразка породи; $V_{ск}$ – сумарний об'єм мінералів, що складають гірську породу (без об'єму пор і пустот між мінералами).

Об'ємна вага $\gamma_{об}$ – вага сухої породи в її природному стані, що міститься в одиниці об'єму $V_{об}$:

$$\gamma_{об} = \frac{P}{V_{об}}. \quad (3)$$

За одиницю вимірювання величини питомої ваги γ_n та об'ємної ваги $\gamma_{об}$, як параметрів, обумовлених силою гравітаційного поля, прийнята одиниця маси, що міститься в одиниці об'єму. Для оцінки кількості речовин розраховують щільність ρ та об'ємну масу $\rho_{об}$.

При визначенні **щільності** як основної системної одиниці виміру враховується та обставина, що маса тіла завжди залишається постійною незалежно від його місцезнаходження, тоді як вага, і, відповідно, питома вага тіла, може досить істотно змінюватися в міру зміни прискорення сили тяжіння g .

Об'ємна маса – маса одиниці об'єму сухої породи в її природному стані без порушення структури (при даній пористості) має розмірність - г/см³, кг/м³, т/м³.

Питома вага породи і її щільність зв'язані співвідношенням:

$$\gamma_n = \rho \cdot g. \quad (4)$$

де $g = 9,81 \text{ м/с}^2$ – прискорення вільного падіння.

Пористість n – це відносний об'єм пор та пустот в одиниці об'єму, або сукупність вільного простору в одиниці об'єму. Розрізняють загальну $n_{\text{заг}}$ та ефективну $n_{\text{еф}}$ пористості.

Ефективна пористість – відносний об'єм відкритих пор, по яких циркулюють розчини і гази.

Загальна пористість – відносний об'єм усіх пор, що є в одиниці об'єму породи.

Загальну пористість можна знайти, знаючи питому й об'ємну вагу породи:

$$n_{\text{заг}} = \frac{\gamma_n - \gamma_{\text{об}}}{\gamma_n} \cdot 100\%. \quad (5)$$

Найбільш розповсюдженими методами дослідження щільності гірської породи є безпосереднє обмірювання і гідростатичне зважування.

Обмірювання виконується в тому випадку, коли зразки мають правильну геометричну форму. Маса сухого зразка визначається зважуванням після висушування його при температурі не вище 105°C протягом 24 годин. Щільність розраховується з точністю до $0,02 \text{ г/см}^3$.

Гідростатичне зважування застосовується для зразків будь-якої форми. Для цього зразки вишліфовуються з метою видалення нерівностей, потім висушуються до постійної маси і зважуються вологими в повітрі і гідростатичним методом у скляній посудині з рідиною, якою насичений зразок. Розрахунок виконується за формулою:

$$\rho = \frac{m_c}{m_n - (m_{\text{pid}} - m_{\text{др}})} \cdot (G \cdot t - \lambda), \quad (6)$$

де m_c – маса сухого зразка, г; m_n – маса насиченого зразка, г; m_{pid} – маса зразка в рідині, г; $m_{\text{др}}$ – маса дроту, використовується при гідростатичному зважуванні, г; $(G \cdot t - \lambda)$ – поправка на різницю температур і на зважування в повітрі. Для звичайних кімнатних температур ($18-22^\circ \text{C}$) поправка дорівнює $0,997$.

При встановленні об'ємної і питомої ваги методом гідростатичного зважування зразки порід необхідно покрити

парафіном (якщо вони вбирають вологу), щоб не змінився природний об'єм зразка і його вага. При цьому кількість та вага парафіну, що пішов на парафінування, враховують шляхом зважування зразка до і після парафінування.

Під час видобутку корисних копалин, при відділенні від масиву або роздробленні порід відбувається їх розпушення, яке супроводжується зміною об'єму. Ця властивість порід враховується коефіцієнтом розпушення:

$$K_p = \frac{V_p}{V_m}, \quad (7)$$

де V_p , V_m – об'єм матеріалу в розпушеному стані та в масиві.

Коефіцієнт розпушення, завжди, більше одиниці. Для вугілля і породи він змінюється від 1,5 до 2,5.

Гідростатичне зважування – зважування у воді (рис.2).

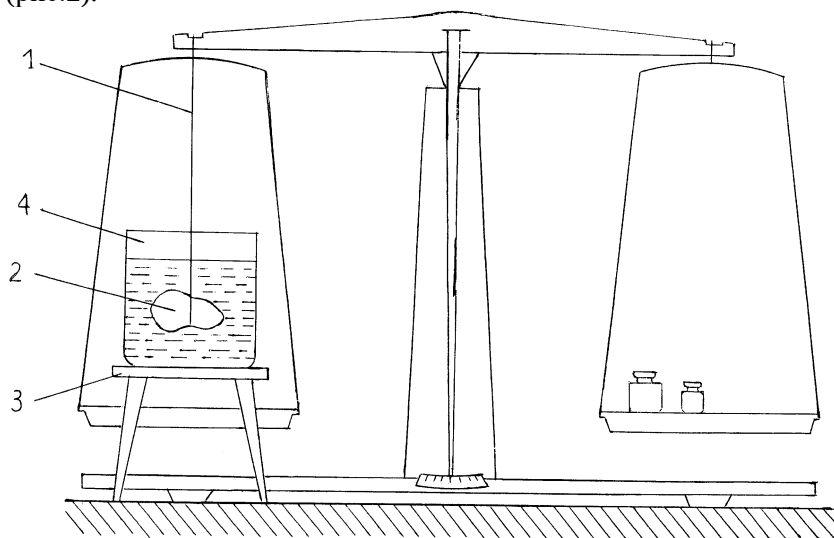


Рис. 2. Прилад для зважування зразка породи у воді:

1 – нитка, 2 – зразок породи, 3 – підставка, 4 – посудина з водою

1.2. Адсорбційна здатність гірських порід. Адсорбція, хемосорбція, сорбція, десорбція, найважливіші адсорбенти.

Процеси адсорбції, абсорбції і хемосорбції мають велике значення в фізико-хімічній геотехнології.

Три явища: адсорбція, абсорбція і хемосорбція об'єднуються під загальною назвою – сорбція.

Сорбція – це поглинання однією речовиною інших речовин. Сорбція, яка відбувається на поверхні тіла – адсорбція. Поглинання у об'ємі сорбенту – абсорбція.

Відрізняють фізичну та хімічну адсорбцію (хемосорбцію). Під час фізичної адсорбції адсорбційні сили мають міжмолекулярну природу. Вони називають силами Ван-дер-Ваальса. Під час хемосорбції адсорбційні сили мають хімічну природу. Фізична адсорбція оборотна, а хімічна – необоротна. Про **позитивну адсорбцію** компонента говорять, якщо його концентрація в поверхневому шарі більша, ніж в об'ємній фазі, якщо ж концентрація цього ж компонента в поверхневому шарі менша, мова йде про **негативну адсорбцію**.

Процес, обернений адсорбції називається десорбцією.

Властивості молекул на поверхні поділу фаз відрізняються від властивостей молекул у точці поглинання (рис.3).

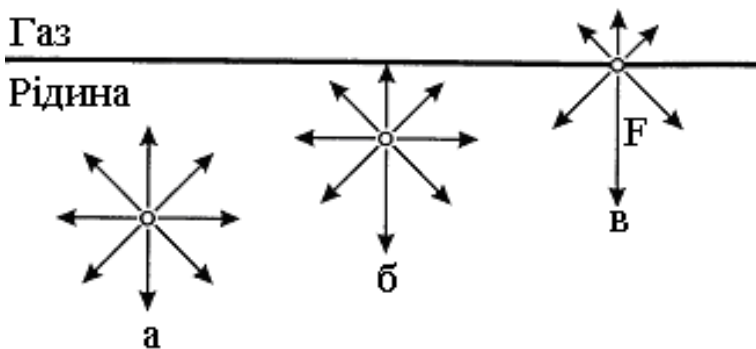


Рис 3. Міжмолекулярні сили, які діють на молекули у поверхневому шарі (а, б, в) та в об'ємі рідини (а, б)

Енергетична некомпенсованість на межі поділу фаз призводить до поглинання молекул, розташованих на поверхні, у глибину рідини. Виникає сила, під дією якої площа поверхні поділу фаз зменшується, а молекули поверхні наближаються до молекул глибинних шарів. Молекули, розташовані на поверхні,

не повністю реалізують здатність до взаємодії, вони мають некомпенсований надлишок вільної енергії G_s .

Відношення вільної поверхневої енергії до площі поверхні поділу фаз – S **називають поверхневим натягом** – σ . Нескомпенсованість молекулярних сил на поверхні поділу фаз призводить до того, що відбуваються процеси, які зумовлюють довільне зменшення поверхневої енергії. Можливість проходження цього довільного процесу визначають за зміною вільної поверхневої енергії

$$\sigma = \frac{G_s}{S} \quad (1)$$

Класифікація поверхневих явищ

Довільні процеси, пов'язані зі зменшенням поверхневої енергії				
Зменшення поверхні поділу фаз ΔS		Зменшення поверхневого натягу $\Delta \sigma$		
Утворення сферичної і гладкої поверхні рідин	Укрупнення частинок дисперсної фази (агрегація, коагуляція)	Фізико-хімічні процеси (адсорбція та ін.)	Електричні явища	Теплові явища

Таким чином **адсорбція** – це довільне збільшення концентрації компонентів на поверхні поділу фаз в стані рівноваги порівняно з концентрацією в об'ємній фазі. Адсорбція залежить від природи розчинника і розчиненої речовини.

Рівновага адсорбції – це динамічна рівновага.

[адсорбент] + [адсорбтив] $\rightleftharpoons$ [адсорбат]

Чим більша концентрація адсорбтиву, тим менша фізична адсорбція. До адсорбентів відносять глину, вугілля, торф, силікагель, каолін та інші речовини. На поверхні адсорбенту інтенсивно проходить процес адсорбції за рахунок взаємодії молекул адсорбенту з молекулами, які мають надлишок вільної поверхневої енергії, в результаті чого концентрація цих молекул у газі або рідині зменшується, а на поверхні адсорбенту зростає.

Одночасно відбувається перехід адсорбтиву з фази адсорбенту у розчин або газ. У випадку, коли швидкості цих процесів зрівнюються, встановлюється адсорбційна рівновага. Залежність адсорбції від концентрації адсорбованої речовини у розчині або від парціального тиску газу при $T = const$ виражається рівнянням адсорбції Ленгмюра (рис. 4):

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot \frac{C}{C + K}, \quad (2)$$

де Γ – концентрація адсорбованої речовини на 1 см³ поверхні адсорбенту під час адсорбційної рівноваги; Γ_{∞} – максимально можлива концентрація адсорбованої речовини на 1 см³ поверхні адсорбенту; C – молярна концентрація адсорбованої речовини у розчині.

При адсорбції газів:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot \frac{P}{P + K}, \quad (3)$$

де P – парціальний тиск газу; K – константа, яка залежить від фізичної і хімічної природи адсорбенту та адсорбованої речовини.

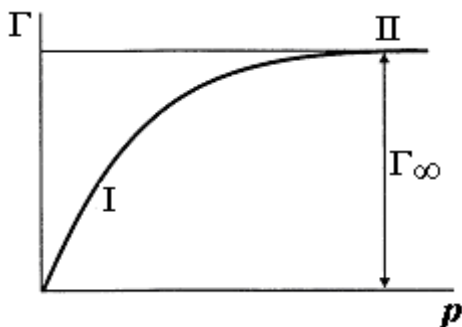


Рис. 4. Загальний вигляд ізотерми Ленгмюра

Залежність кількості речовини, яка адсорбується 1 г адсорбенту від рівноважної концентрації при $T = const$ виражається емпіричною формулою Фрейндліха:

$$\frac{x}{m} = a \cdot c^{\frac{1}{n}}, \quad (4)$$

де x – кількість речовини, що адсорбується, m – кількість адсорбенту; c – концентрація розчину у рівноважному стані; a , n – константи, які визначають дослідним шляхом.

Процеси адсорбції застосовуються для очищення та сушіння газів, для розділення сумішей газів або пари. Адсорбція дозволяє очистити природні та стічні води від різноманітних домішок.

Для проведення процесів адсорбції застосовують адсорбери наступних типів:

1. З нерухомим зернистим адсорбентом.
2. З рухомим псевдозрідженим шаром адсорбенту.
3. З киплячим псевдозрідженим шаром адсорбенту.

1.3. Поверхнево-активні речовини, змочування, адгезія, когезія, крайовий кут, гідрофільні та гідрофобні поверхні, флотація.

Контрольні запитання

- 1.1. Назвіть щільносні властивості гірських порід.
- 1.2. З якою метою необхідно знати щільносні властивості гірських порід?
- 1.3. Що називається питомою вагою гірських порід?
- 1.4. Що називається об'ємною вагою гірських порід?
- 1.5. Яка вага більше, об'ємна чи питома? Чому?
- 1.6. Які розрізняють види пористості?
- 1.7. Що таке загальна пористість?
- 1.8. Що таке ефективна пористість?
- 1.9. Дайте визначення закону Архімеда і наведіть приклад використання його в даній роботі.
- 1.10. У чому полягає ідея методу гідростатичного зважування за допомогою пікнометра?
- 1.11. Що таке коефіцієнт розпушення? Фізична та хімічна адсорбція.
- 1.12. Поверхневий натяг.
- 1.13. Рівняння Ленгмюра.
- 1.14. Ізотерма адсорбції Ленгмюра.
- 1.15. Емпірична формула Фрейндліха.

- 1.16. Оптична густина розчину.
1.17. Графічне визначення коефіцієнтів у рівнянні Фрейндліха.
1.18. Типи адсорберів.
1.19. Адсорбційні властивості цеоліт-сметитового туфу.
1.20. Наведить приклади поверхнево-активних речовин.

Тема 2. Загальні властивості металів. Добування металів із руд

2.1. Відновлення металів з руд вугіллям, карбон (II) оксидом, воднем при нагріванні.

2.2. Відновлення оксидів металів алюмінієм (алюмінотермія).

2.3. Гідрометалургійний метод (цементация). Електролітичний метод (електроліз).

Купрумовмісні продуктивні розчини одержують вилуговуванням таких корисних копалин, як азурит, куприт та ін. Найбільш поширеним є хімічний метод вилучення міді шляхом вилуговування продуктивних розчинів вапняним молоком до pH осадження купрум(II) гідроксиду ($pH = 8-10$). Потім відокремлюють осад гідроксиду і обезводнюють його. Вміст Купруму в розчині після відокремлення осаду не перевищує 5 мг/л.

Однак, при цьому утворюються велика кількість осаду купрум(II) гідроксиду. Утилізувати такий осад неможливо. Крім того, виникає ряд труднощів при обезводненні і, особливо, при вивезенні та захороненні даних осадів.

Виділення металу (міді), може проводитися методом контактного виділення (**цементації**) міді на залізі, цинку. В якості цементаторів використовують відходи, металообробки – металічну стружку. Особливо зручний даний метод для електролітів, що містять добавки хлоридів ($NaCl$, HCl), оскільки йони хлору попереджають пасивацію стружки. Основними реакціями процесу є: розчинення металу (заліза, алюмінію), осадження міді, виділенні водню. Лімітуючі стадія – дифузія йонів купруму до поверхні реагенту. Тому більш ефективно процес проходить при перемішуванні (наприклад, в барабані) або при інтенсивному протіканні розчину через цементатор. При деякому надлишку металічної стружки залишкова концентрація

Купрум не перевищує 2-3 мг/л. Після контактного виділення міді розчин містить алюміній або ферум сульфати. Алюміній сульфат може бути використаний як ефективний коагулянт при очищенні стічних вод.

Виділення металу можливе також при проведенні електролізу у бездіафрагмовому електролізері із застосуванням свинцевих анодів і мідних катодів. При цьому мідь виділяється у вигляді порошку і може бути утилізована як мідний брухт на підприємствах, що переплавляють кольорові метали. Ефект вилучення Купруму залежить від концентрації розчину і часу проходження електролізу, тому покращується зі збільшенням цих показників. Максимальний ефект очищення досягає 99%, залишкова концентрація Купруму складає 0,7-0,2 г/л. Залишкова кількість Купруму може бути вилучена проведенням доочищення електроліту реагентним методом доведенням pH розчину до значень, за яких відбувається утворення купрум(II) гідроксиду з наступним відокремленням осаду.

Електролізна обробка купрумівмісних продуктивних розчинів проходить при густині струму на електродах 50-200 А/м² і витраті струму 25-30 тисяч Кл/л.

2.4. Сорбційні методи вилучення металів. Іоніти. Флотаційні методи вилучення металів з руд. Біосорбційна флотація.

Контрольні запитання

2.1. Способи переведення корисних копалин в рухомий стан.

2.2. Купрумівмісні мінерали.

2.3. Написати окисно-відновні напівреакції, які відбуваються при електролізі розчину $CuSO_4$ з: а) інертними електродами; б) мідним анодом.

2.4. Закони електролізу Фарадея.

2.5. Цементация, застосування.

2.6. Написати іонно-молекулярне рівняння реакції:



2.7. Фотоколориметричне визначення Cu^{2+} .

2.8. Розчин містить іони Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} і Pb^{2+} в однаковій концентрації. В якій послідовності ці йони будуть виділятися

при електролізі, якщо напруга достатня для виділення будь-якого металу.

2.9. При електролізі розчину CuCl_2 на аноді виділилося 560 мл газу (н.у.). Знайти масу міді, яка виділилась на катоді.

2.10. Сорбційні методи вилучення металів з продуктивних розчинів.

2.11. Флотаційні методи вилучення металів з руд.

2.12. Іоніти. Застосування в геотехнологіях.

2.13. Біосорбційна флотація.

2.14. Кислоти як розчинники гірських порід.

2.15. Відновлення металів з руд вугіллям, коксом, чадним газом.

2.16. Алюмінотермія.

2.17. Відновлення металів з руд воднем.

2.18. Назвіть легкі метали.

2.19. Загальні фізичні властивості металів.

2.20. Назвіть важкі метали.

Тема 3. Загальна характеристика S - елементів

Контрольні запитання

3.1. Написати рівняння реакцій, які підтверджують амфотерний характер BeO .

3.2. Луги як розчинники гірських порід.

3.3. Мінерали лужних металів: галіт або кам'яна сіль, мірабіліт, сильвін, сильвініт, карналіт, кристалічна сода, бура, кріоліт за хімічним складом.

4.4. Алюмосилікати: альбіт-натрієвий польовий шпат, ортоклаз, слюди за хімічним складом.

3.5. Мінерали літію: сподумен, петаліт за хімічним складом.

3.6. Одержання натрію і літію електролізом розплавів хлоридів.

3.7. Відновлення KCl при нагріванні у вакуумі алюмінієм або силіцієм.

3.8. Витіснення калію з розплавлених KOH або KCl натрієм.

3.9. Калійна селітра як мінеральне добриво.

- 3.10.** Загальна характеристика сполук і мінералів ПА підгрупи.
- 3.11.** Мінерали кальцію: кальцит, мармур, вапняк, крейда, ангідрит, гіпс за хімічним складом.
- 3.12.** Мінерали магнію: магнезит, доломіт, карналіт, флюорит за хімічним складом.
- 3.13.** Алюмосилікати і силікати: тальк, кальцієвий польовий шпат за хімічним складом.
- 3.14.** Мінерали берилію: берил, фенакіт за хімічним складом.
- 3.15.** Мінерали стронцію і барію: барит, целестин, стронціаніт, вітерит за хімічним складом.
- 3.16.** Одержання берилію і магнію електролізом розплавів хлоридів.
- 3.17.** Одержання кальцію, стронцію і барію алюмінотермічним методом.
- 3.18.** Якими чинниками можна змістити реакцію розкладу вапняку в бік утворення негашеного вапна:

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2 - Q.$$
- 3.19.** Підтвердити хімічними реакціями хімічний характер $Ca(OH)_2$.
- 3.20.** Електроліз розчину калій хлориду.

Тема 4. Загальна характеристика р-елементів (метали)

Контрольні запитання

- 4.1.** Пояснити причину подібності і різниці в хімічних властивостях бору і алюмінію.
- 4.2.** Описати процеси на електродах при одержанні алюмінію електролізом Al_2O_3 .
- 4.3.** Загальна характеристика сполук і мінералів елементів-металів IIIA підгрупи ПСЕ.
- 4.4.** Руди алюмінію: боксити, корунд, кріоліт, алуніт, каолін, нефелін за хімічним складом.
- 4.5.** Алюмосилікати – глини, польові шпати, слюди.
- 4.6.** Добування алюмінію електролізом розпавленої суміші кріоліту та алюміній оксиду.

- 4.7. Написати рівняння реакцій, які підтверджують амфотерний характер алюміній гідроксиду.
- 4.8. Загальна характеристика сполук та мінералів елементів металів IVA підгрупи ПСЕ.
- 4.9. Мінерали германію: германіт, аргіродит.
- 4.10. Мінерал стануму: касетерит (олов'яний камінь).
- 4.11. Мінерали плюмбуму: галеніт, церусит.
- 4.12. Написати рівняння гідролізу алюміній сульфату, який застосовують як коагулянт при очищенні природних та стічних вод.
- 4.13. Добування металів з руд алюмінотермією.
- 4.14. Чому метилоранж в розчині алюміній хлориду забарвлений в червоний колір?
- 4.15. Написати рівняння спільного гідролізу солей: натрій карбонату та алюміній нітрату.

Тема 5. Загальна характеристика d-елементів

Контрольні запитання

- 5.1. Написати рівняння реакцій відновлення заліза з червоного залізняка коксом, чадним газом.
- 5.2. Написати електронну формулу атома Феруму.
- 5.3. Чому купрум(II) гідроксид розчиняється в розчині амоній гідроксиду?
- 5.4. Як застосовують комплексні сполуки срібла і золота для вилучення металів із руд?
- 5.5. Загальна характеристика сполук і мінералів елементів IV підгрупи ПСЕ.
- 5.6. Мінерали купруму і аргентуму: халькозин (мідний блиск), халькопірит, мідний колчедан, малахіт, аргентит, срібний блиск.
- 5.7. Одержання міді і срібла пірометалургійним методом.
- 5.8. Ціанідні комплекси для вилучення ауруму.
- 5.9. Загальна характеристика сполук і мінералів елементів III підгрупи ПСЕ.
- 5.10. Мінерали цинку, кадмію, меркурію: сфалерит (цинкова обманка), гринокіт, кіноварь.

- 5.11. Одержання цинку і кадмію пірометалургійним методом.
- 5.12. Загальна характеристика сполук і мінералів елементів VIB підгрупи ПСЕ.
- 5.13. Мінерали хрому, молібдену, вольфраму: хромистий залізняк, молібденіт, вольфраміт.
- 5.14. Добування хрому з хроміту нагріванням з содою у спеціальних печах за наявності повітря, з подальшим відновленням до оксиду вугіллям та до металу алюмініотермією.
- 5.15. Підтвердити рівняннями реакцій амфотерний характер Cr_2O_3 .

Тема 6. Загальна характеристика неметалів. Характеристика р-елементів (неметалів) IIIA та IVA підгруп ПСЕ

Контрольні запитання

- 6.1. Підтвердити рівняннями реакцій амфотерні властивості SiO_2 .
- 6.2. Чому в більшості сполук Карбон виявляє валентність IV? Пояснити, виходячи з електронної будови атома.
- 6.3. Чому така велика різниця во властивостях графіту і алмазу?
- 6.4. CO як відновник металів із руд.
- 6.5. Підтвердити рівняннями реакцій кислотний характер вуглекислого газу.
- 6.6. Підтвердити рівняннями реакцій кислотний характер SiO_2 .
- 6.7. Алотропічні модифікації карбону.
- 6.8. Застосування карбідів силіцію.
- 6.9. Електронна будова атомів, радіуси атомів, електронегативність, ступні окиснення, окисно-відновні властивості неметалів.
- 6.10. Алотропічні модифікації, ізотопи гідрогену.
- 6.11. Водень як відновник металів з руд.
- 6.12. Вода як розчинник гірничих порід.
- 6.13. Найважливіші руди бору: бура, керніт, сасолін.

- 6.14.** Фізичні та хімічні властивості бору та його сполук. Декілька стадій одержання бору з природних сполук.
- 6.15.** Алотропічні видозміни карбону: алмаз, графіт, карбін. Кокс, деревне та кісткове вугілля.
- 6.16.** Природні карбонати: вапняк, мармур, магнезит, доломіт, малахіт. Гідрогенкарбонати як тимчасова твердість води, вуглекислий газ повітря, органічні речовини (природний газ, сланцевий газ, нафта).
- 6.17.** Кокс та чадний газ як відновники металів з руд.
- 6.18.** Польові шпати: граніти, сієніти, порфіри, трихіти, базальти, гнейси, ортоклаз, альбіт, анорит, цельзін.
- 6.19.** Пісок; кристалічний кремнезем (тридиміт, кристобаліт, халцедон, гірський кришталь, аметист, димчатий топаз, авантюрин); аморфний кремнезем (опал, діатоміт, трепел.).
- 6.20.** Силікати – напівкоштовні камені: аквамарин, топаз, родоніт, смарагд. Кварцове скло, силікагель.

Тема 7. Характеристика р-елементів (неметалів) VA та VIA підгруп ПСЕ

Контрольні запитання

- 7.1.** Азот як головна складова повітря.
- 7.2.** Одержання азоту фракційною перегонкою зрідженого повітря.
- 7.3.** Природні сполуки нітрогену – селітри: натрієва $NaNO_3$, і калієва KNO_3 .
- 7.4.** Природні сполуки Фосфору: фосфорит, флуороапатит, гідроксоапатит.
- 7.5.** Алотропічні видозміни фосфору.
- 7.6.** Природні сполуки арсену та бісмуту: аурипігмент, реальгар, арсенопірит, антимоніт, арсеноліт, бісмути.
- 7.7.** Одержання простих речовин спалюванням сульфідів з подальшим відновленням оксидів коксом.
- 7.8.** Алотропічні видозміни арсену та бісмуту.
- 7.9.** Нітратна кислота як розчинник гірничих порід.
- 7.10.** Застосування фосфориту як мінерального добрива.

- 7.11.** Природні мінерали сульфуру – сульфіді: пірит, сфалерит, вюрцит, галеніт, мідний блиск; сульфати: ангідрит, гіпс, мірабіліт.
- 7.12.** Природні мінерали селену та телуру: берцеліаніт, науманіт, халькоменіт, керстеніт, алтаїт, телуробісмутит, тетрадиміт.
- 7.13.** Алотропічні видозміни сірки.
- 7.14.** Сірководень та сульфіді як відновники.
- 7.15.** Сульфатна кислота різної концентрації як розчинник гірничих порід.

Тема 8. Загальна характеристика сполук та мінералів галогенів

Контрольні запитання

- 8.1.** Природні сполуки Фтору: флюорит, кріоліт, флуорапатит.
- 8.2.** Природні сполуки хлору: галіт, сильвін, сильвініт, карналіт.
- 8.3.** Вилучення йоду та броміду з підземних вод.
- 8.4.** Одержання простих речовин.
- 8.5.** Фізичні властивості простих речовин, агрегатний стан.
- 8.6.** Хімічні властивості простих речовин та сполук галогенів.
- 8.7.** Кислоти хлору як розчинники гірничих порід.
- 8.8.** Хлороводень як відновник.
- 8.9.** Соляна та плавикові кислоти як розчинники руд.
- 8.10.** Фреони як забруднювачі навколишнього середовища.

Рекомендована література (основна)

1. Яцков, М. В., Буденкова, Н. М., Мисіна, О. І. Фізико-хімічні властивості елементів та сполук гірничих порід : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2021. 170 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/20805>
2. Яцков, М. В., Буденкова, Н. М., Мисіна, О. І. Основи хімії : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2019. 182 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/17335>
3. Яцков М. В., Войцешевський Б. Д. Хімія. Частина II: навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2017. 381 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/14834>
4. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/5047>

Допоміжна література:

1. Буденкова Н. М., Вербецька К. Ю. Хімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2006. 63 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/1825>
2. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина I (загальнотеоретична) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2005. 187 с.
3. Манековська І. Є., Яцков М. В. Хімія, частина II (Хімія елементів) : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2009. 154 с.
4. Буденкова Н. М. Фізико-хімічні методи досліджень: навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2011. 244 с. URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2041>