Міністерство освіти і науки України
Луцький національний технічний університет

ХІМІЯ З ОСНОВАМИ АГРОХІМІЇ

Методичні вказівки до виконання самостійної роботи
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство» галузі знань Н Сільське, лісове, рибне господарство та ветеринарна медицина спеціальності Н7 Агроінженерія та Н4 Лісове господарство денної та заочної форм навчання

Луцьк 2025

УДК 54(07)
Х 46

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ
Директор бібліотеки _____ Н.П. Поліщук

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів та технологій ЛНТУ,
протокол № ___ від «__» _____ 2025 року.
Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2025 року.
Завідувач кафедри харчових технологій та хімії _____ І.М. Дударєв

Укладач: _____ І. А. Мороз, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Рецензент: _____ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Відповідальний за випуск: _____ І.М. Дударєв, доктор технічних наук, професор, завідувач кафедри кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Х-46

Хімія з основами агрохімії [Текст]: методичні вказівки до виконання самостійної роботи для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство» галузі знань Н Сільське, лісове, рибне господарство та ветеринарна медицина спеціальності Н7 Агроінженерія та Н4 Лісове господарство денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз. – Луцьк: Луцький НТУ, 2025. – 48 с.

Видання містить тематичне планування навчальної дисципліни, її короткий зміст, теми лекційних занять, завдачі для самостійної роботи та рекомендовану літературу. Наведено основні теоретичні положення та приклади розв’язування задач. Призначене для студентів спеціальності Н7 Агроінженерія та Н4 Лісове господарство денної та заочної форм навчання.

© Мороз І.А., 2025

ЗМІСТ

Вступ 4

1. **Програма навчальної дисципліни** 5
2. **Таблиця варіантів контрольних завдань** 7
3. **Рекомендована література** 8
4. **Завдання для самостійної роботи** 9

1. Основні поняття і закони хімії 9

2. Будова атома. Періодичний закон і періодична система елементів 12

3. Основні класи неорганічних сполук 15

4. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів 20

5. Окисно-відновні процеси 23

6. Енергетика хімічних процесів 26

7. Живлення рослин 29

8. Ґрунт як джерело живлення рослин 31

9. Хімічна меліорація ґрунтів 33

10. Азотні, фосфорні та калійні добрива 35

Додатки 41

ВСТУП

Методичні вказівки для виконання самостійної роботи з дисципліни «Хімія з основами агрохімії» розроблені для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство».

Мета курсу – надати майбутньому фахівцю необхідну фундаментальну базу з з основних теоретичних розділів загальної хімії, що необхідні для засвоєння спеціальних дисциплін, розуміння процесів мінерального живлення, росту та розвитку рослин, а також ознайомити майбутніх фахівців з агроінженерії та лісового господарства з сучасними агрохімічними особливостями використання мінеральних та органічних добрив. Опанувати методи аналізу у системі ґрунт -добриво-рослина-клімат.

Вивчення даної дисципліни необхідне і для забезпечення розумних взаємин з природою. Відсутність елементарної хімічної культури негативно відбивається на стані оточуючого середовища і людства. Тому хімія з основами агрохімії є однією з фундаментальних природничо-наукових дисциплін, що складають базову підготовку фахівців у галузі агроінженерії і забезпечують майбутніх фахівців фундаментальними знаннями та практичними навичками, необхідними для розуміння та управління складними хімічними процесами, що відбуваються у ґрунті, рослинах та сільськогосподарських системах. Ці розділи хімії є вкрай важливими для підготовки висококваліфікованих спеціалістів, здатних ефективно вирішувати завдання сучасного сільського господарства, а також для успішного подальшого вивчення інших загальнонаукових і спеціальних дисциплін.

Методичні вказівки до самостійної роботи з хімії з основами агрохімії складені для студентів спеціальності Н7 Агроінженерія та Н4 Лісове господарство денної та заочної форм навчання. Теми завдань підібрані відповідно тематичного планування самостійної роботи, наведеного у робочій навчальній програмі з навчальної дисципліни.

Протягом семестру студенти виконують самостійну роботу у позааудиторний час. Студент виконує роботу протягом семестру і захищає у тиждень здачі КПІЗ (комплексних індивідуальних завдань). Варіант роботи відповідає порядковому номеру студента у журналі академгрупи. Роботу виконують в окремому зошиті, кожне нове завдання починаючи з нової сторінки. Номери та умови завдань переписують у порядку, вказаному в роботі.

Самостійна робота складає окремий заліковий модуль обов’язковий до виконання кожним студетом. Кожне вірно виконане завдання оцінюють у 10 балів, максимальна оцінка – 100 балів з ваговим коефіцієнтом 10% до загального балу.

1. ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ.

Змістовний модуль 1. Основні поняття і закони хімії.

Тема 1. **Вступ. Основні поняття і закони хімії.** Предмет агрохімії та її зв'язок з іншими науками. Атом, молекула, хімічний елемент. Моль, молярна маса. Еквівалент. Закон збереження маси та енергії. Закон сталого складу. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро. Закон еквівалентів.

Тема 2. **Електронна будова атома.** Квантово-механічна модель атома. Структура електронних оболонок. Електронні формули елементів.

Тема 3. Хімічний зв'язок. Періодичний закон і періодична система елементів. Структура періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Систематика хімічних елементів та їх сполук. Періодичність властивостей елементів.Основні типи і характеристики хімічного зв'язку. Гібридизація валентних орбіталей і будова молекул.

Тема 4. Основні класи неорганічних сполук. Оксиди. Гідрати оксидів: основи, кислоти, солі. Їх фізичні та хімічні властивості, добування. Генетичний зв'язок.

Тема 5. Енергетика хімічних процесів. Закон збереження енергії. Внутрішня енергія і ентальпія. Закон Гесса і наслідки з нього. Поняття про ентропію. Енергія Гіббса і зміна її у хімічних процесах.

Тема 6. Дисперсні системи. Розчини. Класифікація дисперсних систем. Загальна характеристика розчинів та їх класифікація. Різні способи вираження складу розчину. Суміші ідеальних газів. Специфіка розчинів. Теорії розчинів. Властивості розчинів електролітів.

Тема 7. Гідроліз солей. pH розчинів. Механізм електролітичної дисоціації. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Ступінь та константа дисоціації. Йонні рівняння. Водневий показник, індикатори. Гідроліз солей.

Тема 8. Окисно-відновні та електрохімічні процеси. Ступінь окиснення. Види окисно-відновних реакцій. Метод електронного балансу урівнювання окисно-відновних реакцій. Електродні потенціали. Анод. Катод. Електродні потенціали. Рівняння Нернста. Електрорушійна сила гальванічних елементів. Ряд напруг металів.

Змістовий модуль 2. Основи агрохімії.

Тема 9. Хімічний склад рослин. Хімічний склад рослин. Основні фізіологічні функції окремих макро- і мікроелементів у рослинних організмах. Зовнішні ознаки голодування рослин від нестачі елементів.

Тема 10. Живлення рослин. Елементи живлення рослин. Надходження елементів живлення в рослини. Вплив умов зовнішнього середовища на засвоєння елементів живлення рослинами.

Тема 11. Ґрунт як джерело живлення рослин. Кислотність ґрунтів. Склад ґрунту. Хімічні та біологічні процеси в ґрунті. Ґрунтовий вбирний комплекс, його склад та будова. Реакція ґрунтового розчину.

Тема 12. Хімічна меліорація ґрунтів. Методи хімічної меліорації**.** Вапнування кислих ґрунтів. Види вапнякових матеріалів, їх характеристика. Хімічна меліорація солонців. Норми, строки та способи внесення гіпсу.

Тема 13. Нітрогенвмісні добрива. Поняття про добрива, їх класифікація. Види і форми добрив. Значення нітрогну для рослин. Вміст нітрогену в ґрунті та динаміка його сполук. Класифікація та основні агрономічні властивості нітрогенвмісних добрив.

Тема 14. Фосфор та фосфорні добрива. Роль фосфору в житті рослин. Особливості фосфорного живлення рослин. Сполуки і форми фосфору у ґрунті. Фосфорні добрива, класифікація, склад, властивості і використання основних фосфорних добрив.

Тема 15. Калій і калійні добрива. Особливості калійного живлення рослин. Сполуки калію в ґрунті та забезпеченість рослин калієм. Калійні добрива, їх форми, властивості та застосування.

2. ТАБЛИЦЯ ВАРІАНТІВ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

Таблиця 1

№ варіанта	Номери задач, які відносяться до даного завдання
1	2
01	1; 11; 21; 31; 41; 51; 61; 71; 81; 91.
02	2; 12; 22; 32; 42; 52; 62; 72; 82; 92.
03	3; 13; 23; 33; 43; 53; 63; 73; 83; 93.
04	4; 14; 24; 34; 44; 54; 64; 74; 84; 94.
05	5; 15; 25; 35; 45; 55; 65; 75; 85; 95.
06	6; 16; 26; 36; 46; 56; 66; 76; 86; 96.
07	7; 17; 27; 37; 47; 57; 67; 77; 87; 97.
08	8; 18; 28; 38; 48; 58; 68; 78; 88; 98.
09	9; 19; 29; 39; 49; 59; 69; 79; 89; 99.
10	10; 20; 30; 40; 50; 60; 70; 80; 90; 100.
11	1; 12; 23; 33; 44; 55; 66; 77; 88; 99.
12	2; 11; 22; 31; 42; 53; 64; 75; 86; 97.
13	3; 14; 21; 32; 43; 52; 63; 73; 83; 93.
14	4; 13; 24; 34; 45; 54; 65; 74; 82; 91.
15	5; 16; 27; 37; 41; 56; 62; 78; 85; 94.
16	6; 15; 26; 35; 46; 51; 67; 72; 89; 92.
17	7; 18; 25; 36; 47; 59; 61; 79; 84; 95.
18	8; 17; 28; 39; 41; 58; 69; 71; 87; 99.
19	9; 20; 29; 33; 48; 57; 68; 80; 84; 100.
20	10; 19; 30; 40; 49; 60; 66; 76; 85; 96.
21	1; 13; 24; 35; 46; 57; 69; 78; 87; 95.
22	2; 16; 27; 38; 49; 60; 68; 77; 86; 94.
23	3; 17; 28; 39; 50; 58; 67; 76; 85; 93.
24	4; 18; 29; 40; 47; 59; 66; 75; 84; 92.
25	5; 19; 30; 36; 46; 55; 65; 74; 83; 91.
26	6; 15; 26; 35; 45; 53; 64; 73; 82; 97.
27	7; 20; 21; 33; 44; 52; 63; 72; 81; 98.
28	8; 11; 22; 34; 45; 51; 62; 71; 90; 96.
29	9; 12; 23; 31; 42; 57; 61; 79; 89; 99.
30	10; 14; 30; 37; 41; 56; 69;80; 86; 100.

3. РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна

1. Цветкова Л.Б. Загальна хімія. Частина перша: Навчальний посібник. К.: Каравела. 2022, 398 с.
2. Буклів Р. Л., Курилець О. Г., Зозуля Г. І., Гелеш А. Б. Неорганічна хімія. Частина 1: Електронний навчальний посібник. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2024. 176 с.
3. Неорганічна та органічна хімія: Навч. пос. Ч. 2 / Л.Б. Цветкова, О.П. Романюк. К.: Каравела. 2022, 358 с.
4. Хімія: загальна, неорганічна та органічна / В.П. Басов, В.М. Родіонов. Каравела. 2023. 320 с.
5. Пономарьова В. Основні класи неорганічних сполук: навч. посіб. 2-ге перевидання. Київ.: Ліра-К, 2022, 96с.
6. Павленко В.О. Давиденко Ю.М., Фрицький І.О. Розчини. Навчальний посібник. Київ: ВПЦ „Київський університет”, 2020. 175 с.
7. .Господаренко Г. М. Агрохімія: підручник / Г.М. Господаренко. – Умань, 2024. –572 с.
8. Господаренко Г. М. Практикум з агрохімії. ТОВ «СІК ГРУП УКРАЇНА», 2020.–148с.
9. Pfennig, B. W. Principles of inorganic chemistry, 2rd Edition. Willey. 2021. 832 p.
10. Diem, M. Understanding Essential Chemistry, 1rd Edition. Willey. 2025. 256 p.

Допоміжна

1. Господаренко Г. М. Агрохімія мікроелементів. Київ : ТОВ «ТРОПЕА», 2023. 416 с.
2. Господаренко Г. М., Черно О. Д., Нікітіна О. В. Агрохімія калію / за заг ред. Г. М. Господаренка. Київ : ТОВ «ТРОПЕА», 2021. 264 с.
3. Fesyuk V.O., Moroz I.A., Chyzhevska L.T., Karpiuk Z.K., Polianskyi S.V. Burned peatlands within the Volyn region: state, dynamics, threats, ways of further use. Journal of Geology, Geography and Geoecology. 2020. Vol. 29, No. 3. P. 483–494. https://doi.org/10.15421/112043.
4. Мороз І. А., Шемет В. Я., Дударєв І. М., Гулай О. І. Порівняння властивостей молока на рослинній основі з коров’ячим. Наукові праці НУХТ, 2024. 30(5), 152—163. https://doi.org/10.24263/2225-2924-2024-30-5-13
5. Мороз І., Шемет В., Гулай О. Вітамін с: структура, біохімічне значення, методи визначення. Праці НТШ. Хім. наук. 2024. Т. LXXV. С. 78-89. https://doi.org/10.37827/ntsh.chem.2024.75.078

Інформаційні та додаткові ресурси

1. https://www.nist.gov/pml/productsservices/physical-reference-data
2. https://www.ccdc.cam.ac.uk/
3. Таблиці фізико-хімічних констант.

5. ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Хімічний елемент – це певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Прості речовини утворені з атомів одного елемента (**H_2, N_2**, сірка, мідь).

Складні речовини утворені з атомів різних елементів (**H_2O**, **NaCl**).

Молекула – найдрібніша частинка речовини, що зберігає її хімічні властивості і здатна до самостійного існування.

Атом – найдрібніша частинка хімічного елемента, що зберігає його хімічні властивості.

Відносна атомна маса хімічного елемента A_r показує, у скільки разів маса даного елемента більша за 1/12 маси атома Карбону ^{12}C :

$$A_r = \frac{m_0(атома)}{(1/12)\,m_0(^{12}C)}.$$

Відносна молекулярна маса M_r чисельно рівна сумі відносних атомних мас всіх атомів, що входять до складу молекули речовини.

$$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2 + 16 = 18\ а.о.м$$

$$M_r = \frac{m_0(молекули)}{(1/12)\,m_0(^{12}C)}.$$

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів), скільки атомів міститься в 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Стала Авогадро: $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ моль^{-1}$. Це кількість атомів, молекул чи іонів у одному молі речовини. Наприклад,

1 моль Карбону містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомів C^{12}.

1 моль води містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O.

Маса одного моля частинок, виражена в грамах – *молярна маса*, М (г/моль).

Кількість речовини в молях визначається за формулою:

$$\nu = \frac{m}{M}, \qquad \nu = \frac{V}{V_M}$$

де ν – кількість речовини, моль;

m – маса речовини, г;

M – молярна маса, г/моль;

V_M - молярний об'єм газу, л/моль.

Молярний об'єм – об'єм 1 моля речовини у газоподібному стані, V_M (л/моль).

Еквівалент речовини – це така кількість речовини, яка в хімічних реакціях сполучається з 1 молем атомів Гідрогену, або заміщає таку його кількість. Маса одного моля еквівалентів речовини – *молярна маса еквівалента* (*еквівалентна маса*) – M_E (г/моль екв).

V_E^0 (л/моль екв) – *еквівалентний об'єм* – це об'єм, який займає за нормальних умов ***1 моль*** еквівалентів газоподібної речовини.

$V_E^0(H_2) = 11{,}2\ л/моль\,екв$; $V_E^0(O_2) = 5{,}6\ л/моль\,екв$.

Основні закони хімії

Закон збереження маси *(Ломоносов 1748р., Лавуазьє 1789р.): маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворились внаслідок реакцій:*

$$m_{вих.\ реч.} = m_{прод.\ реакції}.$$

Закон еквівалентів *(Ріхтер, 1803 р.): хімічні елементи і речовини реагують між собою в еквівалентних кількостях, а маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам):*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E_1}}{M_{E_2}}; \qquad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{E_1}}{V_{E_2}}; \qquad \frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{E_1}}{V_{E_2}}.$$

Закон сталості складу *(Пруст, 1808р.): всяка речовина має сталий склад незалежно від способу її одержання і місця знаходження в природі.*

Закон парціальних тисків *(Дальтон): тиск суміші газів, що хімічно не взаємодіють один з одним, дорівнює сумі парціальних тисків газів, що складають суміш.*

Закон Авогадро (1811р.): *в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (**P , T**) міститься однакова кількість молекул.*

Контрольні питання

1. Визначити молярну масу газу, якщо відомо, що 448 мл його за н.у. мають масу 1,16 г. Легший чи важчий цей газ за повітря?
2. Визначити молярну масу газу, якщо 50 г його при ***7°C*** і тиску 1 атм займають об'єм 41 л.
3. Що називається відносною густиною газу? Відносна густина газу за повітрям 0,59. Який об'єм займуть за н.у. 5,5 г цього газу?
4. Літр деякого газу при н.у. важить 1,52 г, а літр азоту - 1,25 г. Розрахувати молярну масу газу двома методами.
5. З 7,7 г нітрату металу одержано 3,2 г його гідроксиду. Визначити еквівалентну масу металу.
6. Скільки молекул міститься в 8,5 г ***H_2S***. В якій кількості ***CO_2*** міститься стільки ж молекул?
7. Який об'єм займуть при н.у. $2{,}69\cdot10^{22}$ молекул газу? Визначити молярну масу цього газу, знаючи, що шуканий об'єм має масу 1,25г.
8. При нейтралізації 9,979 г ортофосфатної кислоти витратили 7,998 г ***NaOH***. Обчислити еквівалентну масу і основність ***H_3PO_4*** в цій реакції. На основі розрахунку записати рівняння реакції.
9. На реакцію з 13,610 г калій дигідрогенфосфату витрачено 5,610 г ***KOH***. Обчислити еквівалентну масу ***KH_2PO_4*** в цій реакції і записати її рівняння.
10. На реакцію з 0,4375 г солі витрачено 0,1400 г ***NaOH***. Обчислити еквівалентну масу солі в цій реакції. Сформулювати закон, використаний при обчисленні.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Відносна густина невідомого газу за повітрям 1,52. Визначити молярну масу газу.

Розв'язок. За законом Авогадро при одному і тому ж тиску і температурі маси (***m***) рівних об'ємів газів відносяться, як їх молярні маси (***M***):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де $\frac{m_1}{m_2}$ - відносна густина першого газу за другим і позначається ***D***.

Отже, густину невідомого газу за повітрям $D_{(пов.)}$ можна визначити як відношення молярної маси цього газу (M_x) до молярної маси повітря ($M_{пов.}$)

$$D_{(пов.)} = \frac{M_x}{M_{пов}} = 1{,}52.$$

Середня молярна маса повітря $M_{пов.}$ = 29 г/моль.

Тоді молярна маса газу $M_x = D_{(пов.)} \cdot M_{пов.} = 1{,}52 \cdot 29 = 44$ г/моль.

Приклад 2. Визначити молярну масу газу, якщо за нормальних умов 0,232 г газу займають об'єм 200 мл.

Розв'язок. За нормальних умов (н.у.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л. Обчисливши масу 22,4 л газу, ми визначимо масу одного моль газу, тобто його молярну масу:

0,232 г газу займає об'єм 0,2 л

X - - - - - - - - - - 22,4 л

$$x = \frac{0{,}232 \cdot 22{,}4}{0{,}2} = 26 \text{ г.}$$

Отже молярна маса газу 26 г/моль, а його молекулярна маса - 26 а.о.м.

Приклад 3. При 27° С і тиску 800 мм.рт.ст. 380 мл газу важать 0,455 г. Обчислити молярну масу газу.

Розв'язок. Використовуємо рівняння Клапейрона-Менделєєва. Воно зв'язує масу (***m***) температуру (***T***, К), тиск (***P***) і об'єм (***V***) з молярною масою (***M***, г/моль):

$$PV = \frac{m}{M} RT ,$$

R - універсальна газова стала. Залежно від того, в яких одинггицях взято тиск і об'єм, універсальна газова стала має такі значення.

R = 62400 мл. мм.рт.ст. $К^{-1}$ $моль^{-1}$; ***R*** = 0,082 л. атм. $К^{-1}$ $моль^{-1}$; ***R*** = 8,314 л. кПа. $К^{-1}$ $моль^{-1}$; ***R*** = 8,314 Дж $К^{-1}$ $моль^{-1}$

$$M = \frac{R \cdot T \cdot m}{P \cdot V} = \frac{62400 \cdot 300 \cdot 0.455}{800 \cdot 380} = 28 \text{ г}/\text{моль} .$$

Молярна маса газу ***M*** = 28 г/моль.

Приклад 4. На відновлення 8 г оксиду металу витрачено 2,24 л водню, виміряного за нормальних умов. Обчислити еквівалентну масу оксиду і металу.

Розв'язок. Згідно закону еквівалентів:

$$\frac{m_{(Me_xO_y)}}{V^0_{(H_2)}} = \frac{M_{E(Me_xO_y)}}{V^0 E(H_2)} .$$

Визначаємо еквівалентну масу оксиду металу:

$$M_{E(Me_xO_y)} = \frac{M_{Me_xO_y} \cdot V^0 E(H_2)}{V^0 H_2} = \frac{8 \cdot 11{,}2}{2{,}24} = 40 \text{ г}/\text{моль - екв}$$

$$M_{Me_xO_y} = M_{E(Me)} + M_{E(O_2)} .$$

$$M_{E(O_2)} = \frac{M_{A(O)}}{2} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г / моль – екв} .$$

$$M_{E(Me)} = M_{E(Me_xO_y)} - M_{E(O_2)} = 40 - 8 = 32 \text{ г}/\text{моль – екв} .$$

Приклад 5. Із 7,7 г нітрату металу одержано 3,2 г його гідроксиду. Обчислити еквівалентну масу металу $M_{E(Me)}$.

Розв'язок. Згідно закону еквівалентів:

$$\frac{m_{Me(NO_3)_n}}{m_{Me(OH)_n}} = \frac{M_{E\left[(Me(NO_3)_n\right]}}{M_{E\left[(Me(OH)_n\right]}}; \quad \frac{m_{Me(NO_3)_n}}{m_{Me(OH)_n}} = \frac{M_{E(Me)} + M_{E(NO_3^-)}}{M_{E(Me)} + M_{E(OH^-)}};$$

$$M_{E(Me(NO_3)_n)} = M_{E(Me)} + M_{E(NO_3^-)};$$

$$M_{E(Me(OH)_n)} = M_{E(Me)} + M_{E(OH^-)};$$

$$M_{E\left(NO_3^-\right)} = 14 + 16 \cdot 3 = 62 \text{ г / моль – екв} .; \quad M_{E\left(OH^-\right)} = 16 + 1 = 17 \text{ г / моль – екв} .$$

$$\frac{7{,}7}{3{,}2} = \frac{M_{E(Me)} + 62}{M_{E(Me)} + 17};$$

$$7{,}7 \left(M_{E(Me)} + 17 \right) = 3{,}2 \left(M_{E(Me)} + 62 \right). \quad M_{E(Me)} = 15 \text{ г/моль·екв.}$$

2. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

За сучасними уявленнями *атом* – електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

Ядро – це центральна позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена його маса. Основні складові ядра – протони і нейтрони.

Загальне число протонів Z і нейтронів N дорівнює масовому числу A, що відповідає атомній масі ізотопа (табл. 2).

Таблиця 2

Характеристика основних складових частин атома

Назва	***Символ***	***Маса (а.о.м.)***	***Заряд***	***Кількість в атомі***
1. Ядро				
Протон	${}_1^1p$	1	+1	Z
Нейтрон	${}_0^1n$	1	0	N = A – Z
2. Електронна оболонка				
Електрон	$\bar{e}$	1/1836	-1	Z

Порядковий номер елемента визначає величину позитивного заряду ядра, число протонів у ядрі та число електронів у нейтральному атомі.

Електронна оболонка – це сукупність електронів, що рухаються в атомі навколо ядра.

Простір навколо ядра, де знаходження електрона найбільш ймовірне, називається *орбіталлю.* Орбіталі знаходяться на певних відстанях від ядра, мають певні форми і спосіб орієнтації в просторі.

Для характеристики стану електронів у атомі використовують набір чотирьох квантових чисел (кв. ч.). За допомогою трьох квантових чисел: n – головного, l – орбітального (побічного), m – магнітного, значення яких одержується із рівняння Шредингера, можна описати стан електрона при його русі навколо ядра. Четверте – спінове квантове число m_s характеризує рух електрона навколо власної осі.

Головне квантове число n характеризує енергію електрона і визначає енергетичний рівень електрона в атомі.

Набуває значень $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7\ldots\infty$.

Електрони з однаковим значенням n перебувають на одному енергетичному рівні.

Енергетичний рівень – це сукупність орбіталей з однаковим значенням головного квантового числа n. Відповідні позначення:

Головне квантове число $1\ 2\ 3\ 4\ 5\ 6\ 7$;

Енергетичний рівень $K\ L\ M\ N\ O\ P\ Q$.

Чим далі від ядра, тим більша енергія енергетичного рівня.

Орбітальне (побічне) квантове число l визначає форму орбіталі і уточнює значення енергії електрона в межах енергетичного рівня. Визначає енергетичний підрівень. Набуває значень від 0 до $(n-1)$. Позначення:

Побічне квантове число l: $0\ 1\ 2\ 3$;

Енергетичний підрівень: $s\ p\ d\ f$.

Кожному енергетичному рівню з певним значенням n відповідає набір енергетичних підрівнів із значенням l від 0 до $(n-1)$. Наприклад:

$n = 1$ $l = 0$ (s)

$n = 2$ $l = 0$ (s); $l = 1$ (p)

$n = 3$ $l = 0$ (s); $l = 1$(p); $l = 2$ (d)

$n = 4$ $l = 0$ (s); $l = 1$(p); $l = 2$ (d); $l = 3$ (f).

Кожному значенню l відповідають орбіталі певної форми. Орбіталь s-підрівня має форму кулі, орбіталі p - підрівня – об'ємної «вісімки», d - підрівень – комбінація «вісімок» або «вісімки» і тора. Електрони, що перебувають у s, p, d, f - станах, називають відповідно s, p, d, f - електронами.

Магнітне квантове число m_l показує орієнтацію електронної орбіталі у просторі. Може набувати значень від $-l$ до $+l$:

$$m_l = -l \ldots 0 \ldots +l \cdot$$

Сума значень m_l визначає число орбіталей даного виду. Наприклад:

$l = 0(s);\ m_l = 0$ (одна s - орбіталь)

$l = 1(p);\ m_l = -1;\ 0;\ 1$ (три p - орбіталі)

$l = 2(d);\ m_l = -2;\ -1;\ 0;\ 1;\ 2$ (п'ять d - орбіталей)

$l = 3(f);\ m_l = -3;\ -2;\ -1;\ 0;\ 1;\ 2;\ 3$ (сім f - орбіталей).

Головне, орбітальне і магнітне квантові числа описують атомну електронну орбіталь.

Спінове квантове число m_s визначає момент кількості руху електрона при його русі навколо власної осі. Приймає два значення:

$$m_s = -1/2; \qquad m_s = +1/2 \cdot$$

Розподіл електронів на енергетичних рівнях атома відбувається відповідно до таких принципів.

Принцип Паулі

В атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел, тобто на одній орбіталі знаходиться не більше 2-х електронів, які мають протилежні спіни.

Орбіталь з 2-ма електронами, спіни яких протилежні – квантова комірка.

За принципом Паулі можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні. На кожній орбіталі – по $2\bar{e}$, тому на s - підрівні – $2\bar{e}$; на p - підрівні – $6\bar{e}$; на d - підрівні – $10\bar{e}$; на f - підрівні – $14\bar{e}$. Максимальне число електронів на енергетичному рівні $2n^2$, де n – головне квантове число.

Принцип найменшого запасу енергії (правило Клечковського)

Електрони в атомах розміщуються на енергетичних рівнях і підрівнях у порядку зростання їх енергії, починаючи від найменшої, тобто в порядку зростання суми $(n+l)$. Заповнення відбувається в такій послідовності:

$1s–2s–2p–3s–3p–4s–3d–4p–5s–4d–5p–6s–5d^{1}–4f–5d^{2\text{-}10}–6p–7s–6d^{1}–5f–6d^{2\text{-}10}–7p.$

Правило Гунда

У межах даного підрівня електрони розміщуються так, щоб модуль суми їх спінових чисел був максимальним. Тому електрони на підрівні займають орбіталі спочатку по одному на орбіталь, а потім – по двоє.

Електронні формули атомів

Будову електронних оболонок атомів відображають за допомогою електронних формул або конфігурацій. Електронна формула – це умовне зображення розподілу електронів по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях. Наприклад:

$$\underset{\substack{\text{число електронів у атомі}\\(\text{порядковий номер елемента})}}{\rightarrow {}_{1}H} \quad \underset{\downarrow}{1s^{1}} \begin{matrix} \leftarrow \text{кількість електронів на підрівні} \\ \leftarrow \text{підрівень} \end{matrix}$$

енергетичний рівень

Електронні формули атомів Сульфуру і Хрому:

${}_{16}S \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

${}_{24}Cr \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 (4s^2 3d^4) 4s^1 3d^5$

Графічні зображення враховують значення спінового квантового числа. Наприклад, 2 електрони з протилежними спінами на орбіта лі $1s$ зображують так:

$\boxed{\uparrow\downarrow}$

$1s^2$

Сучасне формулювання періодичного закону: *властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер атомів.*

Періодична система є графічним відображенням періодичного закону. Вона складається із семи періодів і восьми груп.

Період – це горизонтальний ряд (чи два ряди), де елементи розміщені в порядку зростання порядкового номера (протонного числа). Період, який складається з одного ряду – малий, з двох рядів (парного і непарного) – великий.

Група – це вертикальний стовпчик, у якому розміщені подібні за властивостями елементи. Група складається з підгруп: головної і побічної. У підгрупах розташовані елементи, що є електронними аналогами. Будова зовнішнього енергетичного рівня їх атомів повторюється.

Елементи, в атомах яких останнім заповнюється ***s*** - підрівень, називаються ***s***- *елементами*, вони розміщуються в головних підгрупах I-II груп. Електронна формула зовнішнього енергетичного рівня ns^{1-2}.

Елементи, в атомах яких останнім заповнюється ***p*** - підрівень, називаються ***p*** - *елементами*, вони розміщуються в головних підгрупах III-VIII груп. Електронна формула зовнішнього енергетичного рівня ns^2np^{1-6}.

Елементи, в атомах яких останнім заповнюється ***d*** - підрівень, називаються ***d*** - *елементами*, вони займають всі побічні підгрупи. Електронна формула $ns^{1-2}(n-1)d^{1-10}$.

f - *елементи* – лантаноїди, актиноїди, знаходяться у III групі, побічній підгрупі, виділені в окремі ряди у кінці таблиці. Електронна формула: $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$.

Електронна будова зовнішнього енергетичного рівня атома визначає хімічний характер елемента. Елементи, атоми яких мають ***1 - 2*** електрони на зовнішньому ***s*** - підрівні, проявляють металічні властивості. Таку будову мають ***s*** - і ***d*** - елементи.

s - *елементи* – типові метали (крім ***H*** і ***He***), їх оксиди – основні, а гідрати оксидів – основи. Металічні властивості елементів і основний характер сполук посилюється у групах із збільшенням порядкового номера. Виняток: оксид і гідроксид берилію мають амфотерні властивості.

d - *елементи* – перехідні метали. У низьких ступенях окиснення (+1, +2, +3) їх оксиди і гідроксиди основні, у вищих ступенях окиснення (+5, +6, +7, +8) – оксиди та гідроксиди кислотні. У проміжних ступенях окиснення (+3, +4) оксиди та гідроксиди переважно мають амфотерний характер.

f - *елементи* – як ***d*** - елементи.

p - *елементи*: діагональ ***B – At*** ділить ***p*** - елементи на ***p*** - метали і ***p*** - неметали. Верхній правий кут-неметали, лівий нижній – ***p*** - метали. Оксиди і гідрати оксидів ***p*** - неметалів виключно кислотні, а ***p*** - металів, як правило, амфотерні. Виняток становить VIII група – інертні гази, через завершеність зовнішнього енергетичного рівня вони не утворюють сполук валентного характеру.

Контрольні питання

Для елементів згідно з варіантом, визначити:

а) порядковий номер елемента;

б) атомну масу елемента;

в) групу та період, в яких він розміщений в Періодичній системі;

г) число протонів, нейтронів та електронів.

Записати електронну формулу елемента і зобразити схему його електронної структури. Зовнішні електрони описати системою квантових чисел. Вказати основні ступені окиснення цього елемента, формули оксидів та гідратів, що їм відповідають.

Таблиця 3

Номер завдання	Елемент	Номер завдання	Елемент
11	***Al, O***	16	***Cr, N***
12	***Si, Ag***	17	***Mn, F***
13	***P, Mn***	18	***Se, Ca***
14	***S, Ba***	19	***C, Cd***
15	***Cl, Pb***	20	***Cu, Br***

3. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Складні неорганічні речовини поділяються на класи за складом (двохелементні, або бінарні, і багатоелементні) або за функціональними ознаками. Поділ складних речовин за функціональними ознаками більш раціональний і набагато полегшує вивчення їх хімічних властивостей.

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є:

1) оксиди;

2) гідрати оксидів:

– основи;

– кислоти;

– амфотерні гідроксиди;

3) солі.

1. Оксиди

Оксидами називають складні речовини, молекули яких складаються з двох елементів, одним з яких є Оксиген у ступені окиснення -2. Наприклад,

карбон (IV) оксид: CO_2, структурна формула $O=C=O$;

бор оксид: B_2O_3, структурна формула $O=B-O-B=O$.

Оксиди бувають солетвірні і несолетвірні. Несолетворні (байдужі) оксиди не утворюють солей:

$$CO;\quad SiO;\quad NO;\quad N_2O.$$

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, називаються солетвірними. Вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

Основними називаються оксиди, гідратами яких є основи. Їх утворюють метали у низьких ступенях окиснення (+1, +2, +3):

$$Li_2O;\ Na_2O;\ K_2O;\ CaO;\ MgO;\ BaO;\ MnO;\ CrO.$$

Кислотними називаються оксиди, гідратами яких є кислоти. Такі оксиди називають ангідридами кислот. Їх утворюють неметали у всіх додатніх ступенях окиснення і метали у високих ступенях окиснення (+5 і вище):

$$N_2O_5;\ SO_3;\ Cl_2O_7;\ CrO_3;\ Mn_2O_7;\ V_2O_5;\ MoO_3.$$

Амфотерними називаються оксиди, які залежно від умов можуть виявляти і основні і кислотні властивості:

$$BeO;\ ZnO;\ TiO_2;\ Al_2O_3;\ PbO;\ PbO_2;\ SnO;\ SnO_2;\ MnO_2;\ Cr_2O_3.$$

Хімічні властивості

Основні оксиди:

- реагують з кислотними оксидами і з кислотами:

$$CaO+CO_2=CaCO_3;$$

$$BaO+2HNO_3=Ba(NO_3)_2+H_2O;$$

- оксиди лужних і лужноземельних металів реагують з водою, утворюючи основи:

$$Na_2O+H_2O=2NaOH.$$

Кислотні оксиди:

- реагують з основними оксидами і з основами:

$$Mn_2O_7+K_2O=2KMnO_4;$$

$$2NO_2+2NaOH=NaNO_3+NaNO_2+H_2O;$$

- як правило, реагують з водою, утворюючи кислоти:

$$CO_2+H_2O=H_2CO_3.$$

Амфотерні оксиди:

- з водою не взаємодіють;

- з кислотними оксидами і кислотами взаємодіють, як основні оксиди:

$$ZnO+SO_3=ZnSO_4;$$

$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O;$$

- з основними оксидами і основами взаємодіють, як кислотні оксиди:

$$ZnO + CaO = CaZnO_2;$$

$$ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$$ (у розчині);

$$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$$ (при сплавленні).

2. Основи

Основами називаються сполуки, які складаються з катіонів металу (або NH_4^+) і з гідроксогруп OH^-: $NaOH$ –натрій гідроксид, $Ca(OH)_2$ – кальцій гідроксид, NH_4OH – амонію гідроксид. Число груп OH^-, здатних заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, називається кислотністю основи. Із збільшенням ступеня окиснення металу основні властивості його гідроксиду послаблюються.

За теорією електролітичної дисоціації основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням лише гідроксид-іонів.

Основи, утворені лужними і лужноземельними металами, добре розчиняються і дисоціюють у воді. Такі сильні основи називаються лугами. Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначною мірою.

Дисоціація сильної основи:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-.$$

Дисоціація слабкої основи – оборотній процес:

$$NH_4OH \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-.$$

Основи з кількома групами OH^- дисоціюють ступінчато:

$$Mg(OH)_2 \Leftrightarrow Mg(OH)^+ + OH^-;$$

$$Mg(OH)^+ \Leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-.$$

Хімічні властивості

Взаємодія з кислотними оксидами і з кислотами:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O;$$

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

Взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

$$2NaOH + ZnO = Na_2ZnO_2 + H_2O;$$

$$NaOH + Al(OH)_3 = Na[Al(OH)_4].$$

Взаємодія з солями:

- середніми (сильніша основа $NaOH$ витісняє з солі слабку $Cu(OH)_2$):

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4;$$

- кислими (реакція нейтралізації):

$$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O;$$

- основними (витіснення слабкої основи):

$$CuOHCl + NaOH = Cu(OH)_2 + NaCl.$$

3. Кислоти

Кислотами називаються сполуки, до складу яких входить Гідроген, здатний заміщуватись на метал. Число атомів Гідрогену, здатних до заміщення, визначає основність кислоти. Наприклад:

- одноосновні кислоти: хлороводнева або хлоридна (соляна) кислота HCl; нітратна (азотна) кислота HNO_3;
- двоосновні кислоти: сульфідна (сірководнева) кислота H_2S; сульфатна (сірчана) кислота H_2SO_4;
- триосновна кислота: ортофосфатна (ортофосфорна) кислота H_3PO_4.

За складом кислоти поділяються на оксигеновмісні (H_2CO_3; H_2SO_4) і безоксигенові (HCl; H_2S).

Як електроліти кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіона Гідрогену H^+. За здатністю до дисоціації кислоти поділяються на:

- сильні (дисоціює > 50 % молекул) – HCl; HNO_3; H_2SO_4;

– середні (дисоціює ≈ 30 % молекул) – H_2SO_3; H_3PO_4;

– слабкі (дисоціює < 3 % молекул) – H_2CO_3; H_2S.

Дисоціація сильної кислоти:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-.$$

Дисоціація слабкої кислоти – оборотний процес, що йде до стану рівноваги:

$$HCN \Leftrightarrow H^+ + CN^-.$$

Для багатоосновних кислот дисоціація – ступінчатий процес.

I ступінь: $H_2S \Leftrightarrow H^+ + HS^-$;

II ступінь: $HS^- \Leftrightarrow H^+ + S^{2-}$.

Хімічні властивості

Взаємодія з основами і основними оксидами:

$$HCl + Mg(OH)_2 = MgOHCl + H_2O;$$

$$2HCl + MgO = MgCl_2 + H_2O;$$

Таблиця 4

Склад і назви деяких кислот

Назва	***Формула***	***Кислотний залишок, його валентність* та назва***
хлоридна (хлороводнева)	HCl	– Cl (хлорид)
сульфідна	H_2S	= S (сульфід)
метафосфатна	HPO_3	– PO_3 (метафосфат)
нітратна	HNO_3	– NO_3 (нітрат)
нітритна	HNO_2	– NO_2 (нітрит)
карбонатна	H_2CO_3	= CO_3 (карбонат)
сульфітна	H_2SO_3	= SO_3 (сульфіт)
сульфатна	H_2SO_4	= SO_4 (сульфат)
ортофосфатна	H_3PO_4	≡ PO_4 (ортофосфат)

* Кількість рисок відповідає валентності кислотного залишку

Взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

$$6HCl + Al_2O_3 = 2AlCl_3 + 3H_2O;\ 2HCl + Zn(OH)_2 = ZnCl_2 + 2H_2O.$$

Взаємодія з солями:

- середніми (сильна кислота витісняє з солі слабку):

$$2HCl + K_2SiO_3 = H_2SiO_3 + 2KCl;$$

- основними (нейтралізація):

$$HCl + CuOHCl = CuCl_2 + H_2O;$$

- кислими (витіснення сильною кислотою слабкої):

$$HCl + NaHCO_3 = NaCl + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Взаємодія з металами (активні метали витісняють з деяких кислот водень):

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow;\ Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

4. Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які залежно від умов реакції можуть проявляти і основні, і кислотні властивості, наприклад:

алюміній гідроксид: $Al(OH)_3$, або H_3AlO_3, або $HAlO_2$;

цинк гідроксид: $Zn(OH)_2$ або H_2ZnO_2.

Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:

$$Me^{n+} + n \cdot OH^- \Leftrightarrow Me(OH)_n \Leftrightarrow H_nMeO_n \Leftrightarrow n \cdot H^+ + MeO_n^{n-}.$$

Хімічні властивості

Взаємодія з кислотами і кислотними оксидами (як основа):

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O;$$

$$2Al(OH)_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O.$$

Взаємодія з основами і основними оксидами (як кислота):

$$NaOH + Al(OH)_3 = Na[Al(OH)_4] \quad \text{(у розчині);}$$

$$Al(OH)_3 + 3NaOH = Na_3AlO_3 + 3H_2O \quad \text{(при сплавленні);}$$

$$Zn(OH)_2 + CaO = CaZnO_2 + H_2O.$$

5. Солі

Солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал чи гідроксильних груп в основі на кислотний залишок. Солі поділяються на:

- середні (нормальні) – Na_2SO_4 (натрій сульфат); $FeCl_3$ (ферум (III) хлорид);
- кислі (гідросолі) – $NaHSO_4$ (натрій гідрогенсульфат); $KHCO_3$ (калій гідрогенкарбонат);
- основні (гідроксосолі) – $MgOHCl$ (гідроксомагній хлорид); $Fe(OH)_2NO_3$ (дигідроксоферум (III) нітрат);
- подвійні – $NaKSO_4$ (калій натрій сульфат);
- змішані солі – $Ca(OCl)Cl$ (кальцій хлорид гіпохлорит);
- комплексні солі – $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ (тетраамінкупрум (II) сульфат).

Середні солі – це продукт повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті або гідроксильних груп в основі:

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O\uparrow;\ Mg(OH)_2 + 2HCl = MgCl_2 + 2H_2O.$$

Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в багатоосновній кислоті на метал.

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O;\ H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O.$$

Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп у багатокислотній основі на кислотний залишок:

$$Fe(OH)_3 + 2HCl = FeOHCl_2 + H_2O.$$

Подвійні солі – це продукти заміщення Гідрогену в молекулах кислот на атоми двох металів.

Змішані солі – це середні солі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками.

До складу *комплексних солей* входить комплексний катіон, наприклад $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, або комплексний аніон, наприклад $K[Ag(CN)_2]$.

Хімічні властивості

Взаємодія з лугами:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4;$$

$$NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O;$$

$$2NaHSO_4 + 2KOH = Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O;$$

$$Mg(OH)Cl + NaOH = Mg(OH)_2 + NaCl.$$

Взаємодія з кислотами:

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S;$$

$$NaHSO_3 + HCl = NaCl + H_2SO_3;$$

$$MgOHCl + HCl = MgCl_2 + H_2O;$$

$$2MgOHCl + H_2SO_4 = MgCl_2 + MgSO_4 + 2H_2O;$$

$$Na_2S + H_2S = 2NaHS.$$

Взаємодія солей між собою, якщо в результаті реакції утворюється малорозчинна сіль:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl;\ AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3.$$

Більш активний метал витісняє менш активний з його солі:

$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$, але $FeSO_4 + Cu \rightarrow$ не взаємодіють.

До задач 21-30 дати відповіді за схемою:

1) закінчити рівняння хімічних реакцій згідно з варіантом, підібрати коефіцієнти у рівнянні;
2) назвати продукти реакції та згрупувати всі речовини у відповідні класи.

Контрольні питання

21. $Fe + O_2 =$ $Al(NO_3)_3 + NH_4OH =$
$CuSO_4 + Fe =$ $Al_2O_3 + NaOH =$
$As_2O_3 + HCl =$ $Na + H_2O =$
$Zn + KOH =$ $MgCl_2 + Na_3PO_4 =$

22. $Ca(OH)_2 + P_2O_5 =$ $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 =$
$Zn + AgNO_3 =$ $BeSO_4 + NH_4OH =$
$Sn(OH)_2 + H_2SO_4 =$ $Fe_2O_3 + H_2SO_4 =$
$Sb_2O_3 + HNO_3 =$ $Na_2HPO_4 + NaOH =$

23. $Ba + H_2O =$ $Bi_2O_3 + HNO_3 =$
$KOH + H_2SO_4 =$ $BaO + H_2O =$
$Na_2S + Pb(NO_3)_2 =$ $FeCl_2 + NaOH =$
$CaH_2P_2O_7 + Ca(OH)_2 =$ $Al(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ C}$

24. $Sn(OH)_2 + NaOH =$ $BaCl_2 + K_2CrO_4 =$
$NaHCO_3 + NaOH =$ $CdSO_4 + Na_2S =$
$Be + KOH(надл.) =$ $CaCl_2 + Na_3PO_4 =$
$Al(NO_3)_3 + KOH(надл.) =$ $Al(OH)Cl_2 + HCl =$

25. $Ag_2O + HNO_3 =$ $Bi(OH)_2NO_3 + HNO_3 =$
$CuCl_2 + Al =$ $Cr(OH)_3 + H_2SO_4 =$
$MgCO_3 + H_2O + CO_2 =$ $FeCl_3 + AgNO_3 =$
$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 =$ $Al_2O_3 + NaOH =$

26. $Al_2O_3 + KOH =$ $H_3PO_4 + KOH =$
$NH_4OH + SO_3 =$ $NaHSO_4 + NaOH =$
$Mg_2OCl_2 + HCl =$ $Al + H_2SO_4 =$
$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 =$ $Bi(NO_3)_3 + KOH =$

27. $Fe(OH)(CH_3COO)_2 + KOH =$ $Sn + NaOH =$
$Mg(OH)_2 + HCl =$ $NaH_2PO_4 + NaOH =$
$Pb(NO_3)_2 + ZnSO_4 =$ $Al(OH)_3 + KOH =$
$Ca(OH)_2 + SO_2 =$ $BeO + HCl =$

28. $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 =$ $CuCl_2 + Na_3PO_4 =$
$Al + KOH =$ $Cr_2(OH)_4SO_4 + KOH =$
$Al_2O_3 + KOH =$ $H_3PO_4 + KOH =$
$H_3BO_3 + NaOH =$ $Ba(HSO_4)_2 + Ba(OH)_2 =$

29. $Cr + H_2SO_4 =$ $ZnO + KOH =$
$Cr_2(SO_4)_3 + NH_4OH =$ $Pb(NO_3)_2 + Zn =$
$Zn + HNO_3 =$ $CdCl_2 + Na_2CO_3 =$
$Mg(OH)_2 + H_3PO_4 =$ $Na_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 =$

30. $NaOH + Mn_2O_7 =$ $Fe_2O_3 + H_2SO_4 =$
$Al_2(SO_4)_3 + NaOH(надл.) =$ $K_2HPO_4 + KOH =$
$CuO + H_3PO_4 =$ $B_2O_3 + H_2O =$
$NiCl_2 + Ca(OH)_2 =$ $Sr(OH)_2 + Sr(HCO_3)_2 =$

4. РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ

Істинними розчинами називають стійкі рідкі або тверді гомогенні дисперсні системи, склад яких може змінюватися в досить широких межах. Розчинення – самовільний процес розподілу однієї речовини в іншій в результаті дифузії.

Складовими частинами (компонентами) розчинну є розчинник і розчинена речовина. Кількісний склад розчинів визначається концентрацією, тобто відносним вмістом компонентів.

Способи вираження концентрації розчинів

Концентрацією розчину називається кількість розчиненої речовини, що міститься у певній кількості розчинника або розчину. При обчисленні концентрації розчинів використовують позначення:

$m_{р.р.}$ – маса розчиненої речовини, ***г***;

$m_{р-ка}$ – маса розчинника, ***г***;

$m_{р-ну}$ – масса розчину, ***г***;

$M_{р.р.}$ – молярна маса розчиненої речовини, ***г/моль***;

$M_{Е\,р.р.}$ – еквівалентна маса розчиненої речовини, ***г/мольекв***;

$\nu_{р.р.}$ – кількість розчиненої речовини, ***моль***;

$\nu_{екв.}$ – кількість еквівалентів розчиненої речовини, ***мольекв***;

$V_{р.р.}$ – об'єм розчиненої речовини, ***л***;

$V_{р-ну}$ – об'єм розчину, ***л***.

Розчин характеризується певною густиною (ρ, ***г/см³*** або ***кг/м³***). Це маса одиниці об'єму розчину. Густину враховують при обчисленні концентрації розчинів:

$$\rho = \frac{m_{р-ну}}{V_{р-ну}}.$$

1) *Масова частка (відсоток, процент)* розчиненої речовини (ω) – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, прийнятої за 1 або за 100:

$$\omega = \frac{m_{р.р.}}{m_{р-ну}} \cdot 100\% .$$

Відсоток показує скільки грамів розчиненої речовини міститься у ста грамах розчину.

2) *Об'ємна частка розчиненої речовини* ($\omega_{об.}$) – це відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину.

$$\omega_{об.} = \frac{V_{р.р.}}{V_{р-ну}} \cdot 100\% .$$

3) *Молярність, молярна концентрація* (C_M, ***моль/л***) визначає кількість моль розчиненої речовини в $1л$ ($1000\ см^3$) розчину:

$$C_M = \frac{\nu_{р.р.}}{V_{р-ну}}; \quad C_M = \frac{m_{р.р.}}{M_{р.р.} \cdot V_{р-ну}} .$$

4) *Нормальність, нормальна або еквівалентна концентрація (молярна концентрація еквівалента)* ($C_н$, ***моль-екв/л***) визначає кількість моль еквівалентів розчиненої речовини в 1 л (1000 мл) розчину:

$$C_н = \frac{\nu_{екв.\,р.р.}}{V_{р-ну}}; \quad C_н = \frac{m_{р.р.}}{M_{Е\,р.р.} \cdot V_{р-ну}} .$$

5) *Моляльність, моляльна концентрація* (C_m, ***моль/кг***) визначає кількість моль розчиненої речовини на 1 кг розчинника:

$$C_m = \frac{\nu_{р.р.}}{m_{р-ка}} \cdot 1000; \quad C_m = \frac{m_{р.р.}}{M_{р.р.} \cdot m_{р-ка}} \cdot 1000 .$$

6) *Мольна частка* N визначає частку моль одного з компонентів розчину від загального числа моль всіх компонентів, включаючи розчинник:

$$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2 + \nu_3 + \ldots},$$

де ν_1, ν_2, ν_3 – кількість речовини компонентів 1, 2, 3 і т.д.

Знаючи нормальність розчинів, що вступають у реакцію, можна обчислити, які об'єми потрібно змішати, щоб розчинені речовини прореагували без залишку.

Згідно закону еквівалентів: $V_1 \cdot C_{н1} = V_2 \cdot C_{н2}$; $\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{н2}}{C_{н1}}$ – об'єми реагуючих речовин обернено пропорційні їх нормальностям.

Контрольні питання

31. В одному літрі ($дм^3$) розчину знаходиться 100 г сульфатної кислоти. Яка молярна і еквівалентна концентрація цього розчину? Кислоту рахувати за двохосновну.
32. В реакцію з 30 мл ($см^3$) розчину сульфатної кислоти вступило 50 мл ($см^3$) розчину лугу з еквівалентною концентрацією 0,3 моль екв./л. Скільки грамів сульфатної кислоти пішло на одержання цього розчину? Використати закон еквівалентів. Кислоту рахувати за двохосновну.
33. Розчин калій нітрату містить 192,6 г KNO_3 в одному літрі (ρ = 1,14 г/мл). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.
34. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 М розчині (ρ = 1,29 г/мл).
35. Який об'єм води потрібно прилити до 100 мл 48%-го розчину нітратної кислоти (ρ=1,303 г/мл), щоб одержати 20%-ний розчин?
36. Якою стане масова відсоткова концентрація 32%-го розчину нітратної кислоти (ρ = 1,2 г/мл), коли до 500 мл його долити 1 літр води?
37. До 100 мл 80%-го розчину нітратної кислоти (ρ = 1,46 г/мл) долили 400 мл води. Густина одержаного розчину 1,128 г/мл. Якою стала відсоткова концентрація розчину?
38. Якою стане масова відсоткова концентрація 70%-го розчину сульфатної кислоти (ρ=1,611 г/мл), коли до 400 мл його долити 500 мл води?
39. Для розчинення деякої кількості кальцій карбонату витрачено 35 мл 1,025 н розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату. Для рішення використати закон еквівалентів.
40. Обчислити еквівалентну концентрацію (нормальність) 18%-го розчину натрій гідроксиду (ρ = 1,203 г/мл).

Приклади розв'язування задач

1. Обчислення масової частки розчиненої речовини

Приклад: при $200\ C$ в $100\ г$ води розчинено $15{,}6\ г$ калій нітрату. Масова частка калій нітрату в розчині:

$$C = \frac{15{,}6}{15{,}6 + 100} = 0{,}135 \quad \text{або} \quad 13{,}5\ \%(мас.).$$

2. Обчислення об'ємної частки розчиненої речовини

Приклад: $24{,}5\ мл$ етилового спирту C_2H_5OH розбавили водою до об'єму $120\ мл$. Об'ємна частка спирту:

$$C_v = \frac{24{,}5}{120} = 0{,}264 \quad \text{або} \quad 20{,}4\ \%\ (об.).$$

3. Обчислення молярності розчину (молярна концентрація)

Приклад: обчислити молярну концентрацію розчину алюміній хлориду з масовою часткою $AlCl_3\ \ 16\ \%$. Густина розчину $1{,}149\ г/см^3$.

Розв'язок: за умовою у ста грамах розчину є 16 грамів $AlCl_3$.

$$M(AlCl_3) = 133{,}5\ г/моль.$$

Маса $1000\ см^3$ розчину:

$$m = V \cdot p = 1000 \cdot 1{,}149 = 1149\ г.$$

Маса $AlCl_3$ у $1000\ см^3$ розчину:

$$m(AlCl_3) = \frac{16 \cdot 1149}{100} = 188{,}84 \text{ г}.$$

Кількість речовини $AlCl_3$ в 1000 см^3 розчину (молярна концентрація):

$$C_M = \frac{188{,}84}{133{,}5} = 1{,}41 \text{ моль/л}.$$

4. Обчислення моляльності розчину (моляльна концентрація)

Приклад: яка моляльна концентрація $16\ \%$ розчину алюміній хлориду?

Розв'язок: за умовою в 100 г розчину 16 г $AlCl_3$ і 84 г H_2O:

$$M(AlCl_3) = 133{,}5 \text{ г/моль}.$$

Маса $AlCl_3$ на 1000 г H_2O:

$$m(AlCl_3) = \frac{16}{14} \cdot 1000 = 191{,}9 \text{ г}.$$

Кількість $AlCl_3$ на 1000 г H_2O:

$$\nu(AlCl_3) = \frac{191{,}9}{133{,}5} = 1{,}43 \text{ моль}.$$

Моляльність розчину $C_m = 1{,}43 \text{ моль/кг}$.

5. Обчислення молярної /мольної/ частки

Приклад: знайти мольну частку етилового спирту C_2H_5OH у його водному розчині з масовою часткою $10\ \%$ C_2H_5OH.

Розв'язок: за умовою 100 г розчину містить 10 г C_2H_5OH та 90 г H_2O:

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}; \qquad M(C_2H_5OH) = 46 \text{ г/моль};$$

$$\nu(H_2O) = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}; \quad \nu(C_2H_5OH) = \frac{10}{46} = 0{,}22 \text{ моль}.$$

Мольна частка спирту в розчині

$$N = \frac{0{,}22}{5 + 0{,}22} = 0{,}042.$$

5. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення елементів, називають *окисно-відновними* (ОВР).

Ступінь окиснення елемента (ст.ок.) – умовний заряд, який обчислюється, виходячи з припущення, що електронейтральна молекула складається тільки з іонів. Наприклад: $\overset{+2\ -2}{C\,O}$, $\overset{+4\ -2}{C\,O_2}$, $\overset{+1\ -1}{H\,Cl}$, $\overset{+1\ +5\ -2}{H\,N\,O_3}$, $\overset{+1\ \ +6\ -2}{Na_2\,S\,O_4}$.

Зміна ступеня окиснення в хімічних реакціях зумовлюється зміщенням електронів від одного атома до іншого (повне зміщення у випадку утворення іонного зв'язку і часткове – коли зв'язок ковалентний полярний).

Наприклад, при взаємодії електронейтральних атомів натрію і хлору утворюється два заряджених іони: Na^+ і Cl^-:

$$2Na^0 + Cl_2^0 = 2\overset{+1\ -1}{Na\,Cl}.$$

Втрата електронів – процес *окиснення*:

$$Na^0 - 1\bar{e} \rightarrow Na^+$$

Приєднання електронів – процес *відновлення*:

$$Cl^0 + 1\bar{e} \rightarrow Cl^-.$$

Атоми, молекули або іони, що віддають електрони (збільшують ст.ок.), називають *відновниками* (Na^0). У реакції відновники окиснюються. Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони (зменшують ст.ок.), називають *окисниками* (Cl^0). Під час реакції вони відновлюються.

У ОВР число електронів, які віддає відновник, завжди рівне числу електронів, які приєднує окисник. Процеси окиснення і відновлення взаємопов'язані.

Ступені окиснення позначають арабською цифрою із знаком «+» чи «–» перед цифрою, розміщують їх вгорі над символом елемента, наприклад, Mn^{+2}, Mn^{+7}, S^{-2}, N^{-3}, P^{+5}.

Правила визначення ступеня окиснення:

1. Ступінь окиснення елементів в простих речовинах дорівнює 0: Cl_2^0, Br_2^0, N_2^0, Na^0.

2. В іонних сполуках ступінь окиснення дорівнює заряду іона: Cl^- ступінь окиснення –1; Na^+ ступінь окиснення +1.

3. Сума ступенів окиснення всіх атомів або іонів, які входять до складу сполуки, рівна нулю. $FeCl_3 + 3 + 3\cdot(-1) = 0$

4. Сума ступенів окиснення всіх атомів в іоні дорівнює заряду іона. В SO_4^{2-} сума ступенів окиснення є –2:

$S(+6)$, $O(-2)$: $+6 + 4\cdot(-2) = +6 - 8 = -2$.

5. Окремі елементи майже в усіх своїх сполуках проявляють один і той же ступінь окиснення. До еталонних належать елементи:

K^{+1}, Na^{+1}, H^{+1} (за виключенням гідридів металів (H^{-1}): NaH^{-1}, KH^{-1}, CaH_2^{-1};

Mg^{+2}, Ca^{+2};

F^{-1};

Al^{+3};

Cl^{-1} (за винятком сполук з О (+3, +5, +7, +1) та сполук з F);

O^{-2} (за винятком пероксидів H_2O_2, Na_2O_2).

Складання рівнянь методом електронного балансу. При складанні рівнянь методом електронного балансу дії виконуються у наступній послідовності:

- записується схема реакції-речовини, що реагують, і продукти реакції;
- виставляються ступені окиснення всіх елементів у рівнянні, підкреслюються ті, що змінили ступінь окиснення;
- записуються електронні рівняння, які показують перехід електронів від відновника до окисника;
- складається електронний баланс: число втрачених і приєднаних електронів повинно бути рівним;
- обчислені при складанні балансу окисно-відновні коефіцієнти виставляються у рівняння;
- урівнюють метали, неметали, Гідроген, провіряють за Оксигеном.

Приклад:

$$\underline{Cu^0} + 4H\overset{+5}{\underline{\underline{N}}}O_3 = \overset{+2}{\underline{Cu}}(NO_3)_2 + 2\overset{+4}{\underline{\underline{N}}}O_2 + 2H_2O\,,$$

електронні рівняння:

$$\left.\begin{array}{l|c|c} Cu^0 - 2\bar{e} \to Cu^{+2} & 2 & 1 \\ N^{5+} + \bar{e} \to N^{+4} & 1 & 2 \end{array}\right\} \begin{array}{l}\text{окисно-}\\ \text{відновні}\\ \text{коефіцієнти}\end{array}$$

відновник

(окиснення)

Контрольні питання

41. Виходячи із ступеня окиснення Мангану у сполуках $MnSO_4$, MnO_2, K_2MnO_4, $KMnO_4$ визначити, де Манган проявляє властивості окисника, де відновника, а в яких сполуках може проявляти, як окисні так і відновні властивості. Чому? На основі електронних рівнянь розставити коефіцієнти в окисно-відновних реакціях:
$NaI + MnO_2 + H_2SO_4 \to Na_2SO_4 + I_2 + MnSO_4 + H_2O;$
$KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \to Br_2 + K_2SO_4 + H_2O.$
42. Вказати переходи електронів і підібрати коефіцієнти в таких реакціях:
$Cu + HNO_3 \to Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O;$
$P + HNO_3 + H_2O \to H_3PO_4 + NO;$
$KMnO_4 + H_3AsO_3 + H_2SO_4 \to$
$\to H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O;$
$HClO + H_2S \to HCl + H_2SO_4.$
43. В яких випадках відбулося окиснення, а в яких відновлення, якщо ступінь окиснення елементів змінився так: $Mg^{+2} \to Mg^0$; $N^{-3} \to N^{+3}$ $Cr^{+3} \to Cr^{+6}$; $Br^{+7} \to Br^0$; $As^{-3} \to As^{+5}$; На основі електронних рівнянь розставити коефіцієнти в реакціях, що йдуть за схемою:
$H_2O + As_2O_3 + HNO_3 \to H_3AsO_4 + NO;$
$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \to Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + I_2 + H_2O.$
44. Виходячи із ступеня окиснення Сульфуру, Хлору та Хрому у сполуках K_2CrO_4, HCl, H_2SO_3 визначити, яка із них може бути окисником, яка відновником, а яка може проявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому? На основі електронних рівнянь розставити коефіцієнти в реакціях, що йдуть за схемою:
$NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \to Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O;$
$Cu_2O + HNO_3 \to Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O.$
45. Чи можуть проходити окисно-відновні реакції між такими речовинами: $PH_3 + KMnO_4$; $HNO_2 + HI$; $HCl + H_2Se$. Чому? На основі електронних рівнянь розставити коефіцієнти в рівняннях реакцій, що йдуть за схемою:
$KMnO_4 + Al + H_2SO_4 \to MnSO_4 + Al_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O;$
$KBr + H_2SO_4 = Br_2 + SO_2 + K_2SO_4 + H_2O.$
46. Реакції виражаються схемами:
$Mg_3P_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \to$
$\to Mg_3(PO_4)_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O;$
$KOH + Cl_2 \to KCl + KClO_3 + H_2O;$
$As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \to H_3AsO_4 + NO;$
$MnO_2 + O_2 + KOH \to K_2MnO_4 + H_2O.$
Скласти електронні рівняння. Розставити коефіцієнти в рівняннях реакцій. Вказати, яка речовина виступає окисником, а яка відновником, яка речовина окисняється, а яка – відновлюється.
47. Реакції виражаються схемами:
$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \to$
$\to Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O;$
$I_2 + Cl_2 + H_2O \to HIO_3 + HCl;$
$HCl + KMnO_4 \to Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O;$
$H_2S + Cl_2 + H_2O \to H_2SO_4 + HCl.$
Скласти електронні рівняння. Розставити коефіцієнти в рівняннях реакцій. Вказати, яка речовина виступає окисником, а яка відновником, яка речовина окиснюється, а яка – відновлюється.

48. Реакції виражаються схемами:

$KCl + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O;$

$KBr + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O;$

$NH_3 + O_2 = NO + H_2O;$

$Cl_2 + H_2O = HClO + HCl.$

Скласти електронні рівняння. Розставити коефіцієнти в рівняннях реакцій. Вказати, яка речовина виступає окисником, а яка відновником, яка речовина окиснюється, а яка – відновлюється.

49. Реакції виражаються схемами:

$FeCl_3 + KI = FeCl_2 + KCl + I_2;$

$Pt + HNO_3 + HCl = H_2[PtCl_6] + NO + H_2O;$

$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 = O_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O;$

$KClO_3 = KCl + O_2.$

Скласти електронні рівняння. Розставити коефіцієнти в рівняннях реакцій. Вказати, яка речовина виступає окисником, а яка відновником, яка речовина окиснюється, а яка – відновлюється.

50. Реакції виражаються схемами:

$K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2SO_4 =$

$= K_2SO_4 + Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + S;$

$FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4 = I_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O;$

$FeCl_3 + H_2S = FeCl_2 + S + HCl;$

$HJO_3 + H_2SO_3 = HJ + H_2SO_4.$

Скласти електронні рівняння. Розставити коефіцієнти в рівняннях реакцій. Вказати, яка речовина виступає окисником, а яка відновником, яка речовина окиснюється, а яка – відновлюється.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Скласти рівняння реакції натрій сульфіду з підкисленим розчином калій перманганату.

Розв'язок. Спочатку записуємо схему реакції.

$$Na_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O.$$

Визначаємо ступінь окиснення атомів до і після реакції:

$$Na_2S + KMn^{+7}O_4 + H_2SO_4 \rightarrow S^0 + K_2SO_4 + Mn^{+2}SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O.$$

З рівняння реакції видно, що змінюються ступені окиснення Сульфуру і Мангану (Na_2S – відновник, $KMnO_4$ – окисник).

Складаємо електронні рівняння, тобто записуємо процеси віддачі і приєднання електронів:

$$\begin{array}{llcll} \textit{відновник} & S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0 & 2 & 10 & 5 \quad \textit{процес окислення} \\ \textit{окисник} & Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2} & 5 & & 2 \quad \textit{процес відновлення} \end{array}$$

Знаходимо коефіцієнти біля окисника і відновника (5 для Сульфуру і 2 для Мангану).

$$5Na_2S + 2KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow 5S + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O.$$

Знаходимо коефіцієнти для інших реагуючих речовин в такому порядку: для металів, кислотних залишків, Гідрогену і Оксигену:

$$5Na_2S + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow 5S + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + 8H_2O.$$

Правильність підбору коефіцієнтів підтверджується підрахунком атомів одного елемента, частіше Оксигену: в лівій частині їх (2 • 4+8 • 4)=40 і в правій: (2 • 4+ 4+ 8 +5 • 4) = 40.

6. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ. ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Теплові ефекти реакцій

Величина теплової енергії, що виділяється або поглинається в процесі хімічної реакції, називається **тепловим ефектом реакції**.

За постійної температури і тиску тепловий ефект хімічної реакції виражається зміною ентальпії (Δ $\mathbf{H°}_{x.p}$, кДж). Якщо умови проведення реакції стандартні (температура 298 К (25 °С), тиск 101,325 кПа (1 атм.)), то зміну ентальпії називають стандартною ($\Delta\mathbf{H°}_{x.p.}$).

Ентальпія (**H**) є функцією стану системи. Якщо ентальпія системи в результаті реакції зменшується ($\Delta\mathbf{H}_{x.p.} < 0$), тепло виділяється, то така реакція називається **екзотермічною**. При зростанні ентальпії ($\Delta\mathbf{H}_{x.p.} > 0$) тепло поглинається, а реакція називається **ендотермічною**.

Рівняння хімічної реакції, в якому зазначена величина її теплового ефекту і вказані агрегатні стани реагентів і продуктів, називають **термохімічним рівнянням**. Наприклад:

$$C_{(т)}+H_2O_{(г)}=CO_{(г)}+H_{2(г)};\ \Delta\mathbf{H°}_{x.p}\mathbf{=+132\ кДж}$$

Тепловий ефект реакції утворення 1 моль хімічної сполуки з елементів називається **ентальпією утворення сполуки** $\Delta\mathbf{H°}_{утв}$. Ентальпії утворення простих речовин (наприклад H_2, O_2, Cl_2) в їх стійкому стані прийнято рівними нулю. Стандартні ентальпії утворення деяких хімічних сполук наведені в додатках (*додаток 3*).

Відповідно до **першого закону термохімії** (Лавуазьє, Лаплас, 1780-1784 рр.): під час розкладу сполуки на прості речовини відбувається зміна ентальпії, рівна за модулем, але протилежна за знаком зміні ентальпії при утворенні цієї сполуки з тих же простих речовин.

$$\Delta\mathbf{H°}_{утв}\mathbf{=\ -\ }\Delta\mathbf{H°}_{розкл}$$

Другий закон термохімії (Гесс, 1840 р.): тепловий ефект реакції залежить тільки від природи і фізичного стану вихідних речовин і продуктів реакції, але не залежить від проміжних станів і способу переходу від вихідних речовин до продуктів.

При термохімічних розрахунках використовують наслідок з закону Гесса: тепловий ефект реакції рівний різниці між сумою ентальпій утворення продуктів реакції і сумою ентальпій утворення вихідних речовин з врахування їх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

$$\Delta H°_{х.р.} = \sum(n\Delta H°_{утв.})_{прод.} - \sum(n\Delta H°_{утв.})_{вих.}$$

де $\Delta\mathbf{H°}_{x.p.}$ – тепловий ефект хімічної реакції;

$\Delta H°_{утв}$ **–** стандартні ентальпії утворення продуктів і вихідних речовин.

n – стехіометричні коефіцієнти у рівнянні реакції.

Функція Δ**H** мало залежить від температури, тому для розрахунків, як правило, користуються значеннями стандартних теплот утворення, навіть якщо умови реакції відрізняються від стандартних.

Хімічна спорідненість (напрям хімічних реакцій)

Самовільно можуть проходити лише реакції, для яких зміна вільної енергії Гіббса негативна: Δ**G**<0. Отже, Δ**G –** це міра хімічної спорідненості. Величина Δ**G** залежить від природи речовин, їх кількості і від температури. Зміна вільної енергії Гіббса характеризує загальну рушійну силу хімічного або фізико-хімічного процесу.

Зміна вільної енергії Гіббса визначається двома факторами: енергетичним ($\Delta\mathbf{H°}_{x.p.}$) і термодинамічним (ентропійним) ($\mathbf{T}\Delta\mathbf{S°}_{x.p}$).

$$\Delta\mathbf{G}=\Delta\mathbf{H°}_{x.p.}\mathbf{\ -\ T}\Delta\mathbf{S°}_{x.p.},$$

Де $\Delta\mathbf{H°}_{x.p.}$ – зміна ентальпії системи або тепловий ефект хімічної реакції;

$\Delta\mathbf{S°}_{x.p.}$ – зміна ентропії системи.

Ентропія **S** відображає рух частинок речовини і є кількісною мірою невпорядкованості системи, хаотичності руху частинок, з яких вона складається.

Ентропія зростає із збільшенням інтенсивності руху частинок і ступеня безладності в системі: при нагріванні, плавленні, випаровуванні, розширенні газу, в процесах хімічного розкладу речовин. Для таких процесів $\Delta S_{x.p.}>0$.

Процеси пов'язані із впорядкуванням системи, наприклад процеси конденсації, кристалізації, стиснення, полімеризації, синтезу – ведуть до зменшення ентропії, $\Delta S_{x.p.}<0$.

Величини $\Delta H_{x.p.}$, $\Delta S_{x.p.}$, ΔG є функціями стану, тобто залежать лише від початкового і кінцевого станів системи і не залежать від шляху перебігу процесу. Величини $\Delta H_{x.p.}$, $\Delta S_{x.p.}$, ΔG – визначають виходячи з наслідку з закону Гесса, наприклад:

$$\Delta S^\circ_{x.p.} = \sum (nS^\circ)_{прод} - \sum (nS^\circ)_{вих}$$

$$\Delta G^\circ = \sum (n\Delta G^\circ_{утв})_{прод} - \sum (n\Delta G^\circ_{утв})_{вих} .$$

Швидкість хімічних реакцій

Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрацій реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу. Швидкістю гетерогенної реакції називають кількість речовини, що вступає в реакцію або утворюється під час реакції за одиницю часу на одиниці поверхні фаз.

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрацій, температури, наявності каталізатора і деяких інших зовнішніх факторів.

Закон діючих мас (Гульдберг і Вааге): *за сталої температури швидкість хімічних реакцій пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях, що є їх коефіцієнтами в рівнянні хімічної реакції*.

Для гомогенної реакції: $aA + bB = cC + dD$ швидкість реакції:

$$\upsilon_{x.p.} = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b ,$$

де C_A і C_B – концентрації речовин A і B в моль/л;

k – константа швидкості хімічної реакції, залежить від температури, природи реагуючих речовин і від наявності каталізатора, але не залежить від концентрації. Константа швидкості кількісно рівна швидкості реакції, коли $C_A = C_B = 1\ моль/л$.

Якщо реагують гази, то концентрації можна замінити парціальними тисками газів. Наприклад, для реакції у газовій фазі:

$$2CO + O_2 = 2CO_2;\ \upsilon_{x.p.} = k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2} \text{ або } \upsilon_{x.p.} = k \cdot P_{CO}^2 \cdot P_{O_2}.$$

Швидкість гетерогенних хімічних реакцій залежить лише від концентрації речовин у рідкій чи газоподібній фазі. Тверді речовини у рівняння швидкості не включаються.

Наприклад:

$$Zn_{(т)} + 2HCl_{(р)} = ZnCl_{2(р)} + H_{2(г)};\ \upsilon_{x.p.} = k \cdot C_{HCl}^2 .$$

Вплив температури на підвищення швидкості хімічної реакції пояснює *теорія активації*.

Надлишкова енергія, яку повинні мати молекули, щоб їх зіткнення могло призвести до утворення нової речовини, називається *енергією активації* (E_a, *кДж/моль*). Молекули, енергія яких досягає енергії активації, називаються *активними*.

Підвищення температури збільшує кінетичну енергію і кількість активних молекул, а це призводить до зростання швидкості хімічної реакції.

Взаємозвязок між температурою, енергією активації та швидкістю хімічної реакції визначається рівнянням Арреніуса:

$$k = A \cdot e^{-E_a / RT} ,$$

де k – константа швидкості;

A –множник Арреніуса, який оцінює кількість ефективних зіткнень;

e – основа натурального логарифма;

E_a – енергія активації;

T – температура.

Наближено залежність швидкості реакції від температури визначають за ***правилом Вант-Гоффа***: *із підвищенням температури на кожні 10 градусів швидкість більшості гомогенних реакцій зростає в 2-4 рази*.

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

де $\upsilon_{t_1}, \upsilon_{t_2}$ - швидкості реакції при температурах t_1 і t_2;

t_1 і t_2 - початкова і кінцева температури;

γ - температурний коефіцієнт швидкості: показує, у скільки саме разів змінюється швидкість даної реакції при зміні температури на кожні 10 градусів. Для більшості хімічних реакцій $\gamma = 2...4$.

Хімічна рівновага

Всі хімічні реакції поділяють на оборотні і необоротні. Реакції, що відбуваються лише в одному напрямку з повною витратою однієї з реагуючих речовин називають *необоротними*.

Оборотними називаються реакції, які відбуваються і в прямому, і в зворотному напрямках. Більшість відомих хімічних реакцій є оборотними.

Хімічною рівновагою називають стан системи, за якого швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної ($\upsilon_{пр.} = \upsilon_{зв.}$). Концентрації вихідних речовин і продуктів реакції у стані рівноваги називають *рівноважними концентраціями* і позначаються так: $C_{A\,рівн.} = [A]$. Вони залишаються постійними за даної температури. З умови рівності швидкостей прямої і зворотної реакції можна вивести *константу рівноваги*:

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

$$\upsilon_{пр.} = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b; \qquad \upsilon_{зв.} = k_2 \cdot C_C^c \cdot C_D^d; \qquad \upsilon_{пр.} = \upsilon_{зв.}.$$

$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}.$$

Стан хімічної рівноваги за сталих умов може зберігатись тривалий час. У випадку зміни умов (температури, концентрації, тиску) рівновага зміщується відповідно до принципу Ле Шательє: *якщо на систему, що перебуває у стані хімічної рівноваги, подіяти ззовні, то прискориться та реакція, що протидіє цій зміні*.

Вплив концентрації. Збільшення концентрації будь-якої речовини у рівноважній системі, призводить до прискорення реакції, яка призводить до витрати цієї речовини. Зі зменшенням концентрації будь-якої з речовин рівновага зміщується в сторону утворення цієї речовини.

Вплив температури. Підвищення температури в рівноважній системі призводить до зміщення рівноваги в сторону ендотермічної реакції, зниження – в сторону екзотермічної реакції.

Вплив тиску (при $t, V = const$). Зміна тиску зміщує рівновагу системи, якщо хоч одна з реагуючих речовин знаходиться в газовій фазі і коли число моль газоподібних речовин в правій і лівій частині рівняння різне. За таких умов підвищення тиску приводить до зміщення рівноваги в сторону реакції утворення меншого числа моль газоподібних речовин, а зниження тиску зміщує рівновагу в сторону утворення більшого числа моль газоподібних речовин.

Контрольні питання

51. Визначити кількість теплоти, що поглинається при утворенні 5,6 л NO за стандартних умов, якщо тепловий ефект реакції$\Delta H_{0x.p.}$=+180,8 кДж.
52. Обчислити ентальпію конденсації водяної пари ($H_2O_{(г)} = H_2O_{(р)}$,). Чи виділяється при цьому теплота?
53. Скласти термохімічне рівняння реакції згоряння етанолу, якщо відомо, що при спалюванні 9,2г C_2H_5OH виділяється 273,4 кДж теплоти.

54. Тепловий ефект реакції згоряння 1 моль рідкого бензену з утворенням карбон диоксиду і водяної пари дорівнює –3135,58кДж. Написати термохімічне рівняння і обчислити ентальпію утворення $C_6H_{6(р)}$.
55. На основі довідкових даних щодо значень ентропії відповідних речовин обчислити ентропію реакції горіння метану.
56. При 509˚С константа швидкості реакції $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ дорівнює 0,16, а вихідні концентрації (моль/л): $C(H_2)$вих. = 0,03; $C(I_2)$вих. = 0,05. Обчислити початкову швидкість реакції. Як зміниться швидкість реакції, коли концентрація водню зменшиться до 0,02 моль/л?
57. Як зміниться швидкість газофазної реакції $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ при підвищенні тиску у 3 рази?
58. Температурний коефіцієнт деякої реакції дорівнює 2,5. Як зміниться швидкість реакції при зниженні температури на 40 ˚С ?
59. Під час проведення реакції 2X(г) + Y(г) → Z(г) у закритій посудині спостерігалося, що при збільшенні температури від 25°С до 45°С швидкість реакції зросла в 16 разів. Визначте температурний коефіцієнт цієї реакці
60. Реакція 2NO(г) + Cl_2(г) ↔ 2NOCl(г) проходить у закритій посудині. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції, якщо концентрації вихідних речовин NO та Cl_2 зростуть вчетверо?

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Визначити тепловий ефект хімічної реакції /ΔH_p^0/ горіння метану

$CH_4(г)+2O_2(г)=CO_2(г)+2H_2O(г)$

Розв'язок: Тепловий ефект хімічної реакції, тобто стандартну зміну ентальпії реакції /ΔH_p^0/ визначаємо, використовуючи наслідок з закону Гесса: тепловий ефект хімічної реакції рівний різниці сум ентальпій утворення продуктів реакції і сум ентальпій утворення вихідних речовин.

При додаванні ентальпію утворення кожної речовини необхідно помножити на стехіометричний коефіцієнт, що стоїть перед цією речовиною в рівнянні хімічної реакції.

Виписуємо з таблиці значення ентальпій утворення речовин, що приймають участь в реакції горіння:

$\Delta H^0_{утв.}(CO_2) = -393,5 кДж / моль;$

$\Delta H^0_{утв.}(H_2O)г = -241,8 кДж / моль;$

$\Delta H^0_{утв.}(CH_4) = -74,9 кДж / моль;$

O_2 – проста речовина. Ентальпія утворення її дорівнює нулю.

Записуємо математичний вираз наслідку з закону Гесса:

$\Delta H_p^0 = \Delta H^0(CO_2) + 2\Delta H^0(H_2O) - \Delta H^0(CH_4)$

Використовуючи числові значення, знайдемо:

$\Delta H^0_p = -393,5 - 241,8 + 74,9 = -802,2 кДж.$

Приклад 2. Обчислити тепловий ефект реакції між сульфур (IV) оксидом і сірководнем за даними ентальпій утворення речовин (кДж/моль): $\Delta H^0_{утв.}$ (SO_2) = –296,9; $\Delta H^0_{утв.}$ (H_2S) = –20,15; $\Delta H^0_{утв.}$ (H_2O)(р) = –285,84. Чи належить ця реакція до екзотермічних?

Розв'язок. Для заданої реакції $SO_{2(г)} + 2H_2S_{(г)} = 3S_{(т)} + 2H_2O_{(р)}$ тепловий ефект обчислюють за наслідком закону Гесса:

$\Delta H^0_p = 3\Delta H^0_{утв}(S) + 2\Delta H^0_{утв}(H_2O) - \Delta H^0_{утв}(SO_2) - 2\Delta H^0_{утв}(H_2S) = 3 \cdot 0 + 2(-285,84) - (-296,9) - 2(-20,15) = -234,4$ кДж.

Оскільки в результаті реакції ентальпія системи зменшується ($\Delta H^0_p < 0$), то відбувається виділення теплоти, отже, реакція екзотермічна.

Приклад 3. При підвищенні температури від 40°С до 60°С швидкість реакції зросла у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт цієї реакції?

Розв′язок. Підвищення температури складає ΔT = 60 – 40 = 20, тоді показник ступеню в рівнянні Вант-Гоффа дорівнює ΔT / 10 = 20 / 10 = 2. Підставимо дані у перетворене рівняння Вант-Гоффа $\frac{\upsilon_{t_2}}{\upsilon_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$):

$\frac{\upsilon_{t_2}}{\upsilon_{t_1}} = \gamma^2 = 9$, , звідки γ = 3, оскільки 3^2 =9.

Приклад 4. У скільки разів зросте швидкість реакції 3A(г) + B(г) ◊ 2D(г), що проходить у закритій посудині, якщо концентрації вихідних речовин збільшити у 3 рази?

Розв′язок. Позначимо концентрації (моль/л) вихідних речовин A і B буквами a і b відповідно і запишемо кінетичне рівняння:

$$\vartheta = k \cdot a^3 \cdot b.$$

Після збільшення концентрацій в 3 рази вони дорівнюватимуть 3a і 3b, тому швидкість реакції буде визначатися рівнянням

$\vartheta_1 = k \cdot (3a)^3 \cdot 3b$,

а збільшення швидкості – відношенням ϑ_1/ϑ. Тоді одержимо:

$$\frac{\vartheta_1}{\vartheta} = \frac{k(3a)^3 \cdot 3b}{ka^3 \cdot b} = \frac{81\,ka^3 \cdot b}{ka^3 \cdot b} = 81.$$

Таким чином, швидкість реакції зросла у 81 разів.

Приклад 5. Обчислити константу рівноваги за деякої температури у газофазній системі $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$, якщо початкова концентрація NO_2 дорівнювала 0,30 моль/л, а до встановлення рівноваги прореагувало 80 % NO_2.

Розв′язок. Концентрація нітроген (IV) оксиду ($[NO_2]_{реакц}$), що вступив у реакцію та витратився внаслідок неї до моменту встановлення рівноваги (80%), складає:

$[NO_2]_{реакц} = 0,30 \cdot 0,80 = 0,24$ моль/л.

Концентрація вихідного реагенту NO_2, що не прореагував, і є його рівноважною концентрацією:

$[NO_2]_{рівн} = [NO_2]_{поч} – [NO2]_{реакц} = 0,30 – 0,24 = 0,06$ моль/л.

Співвідношення коефіцієнтів у рівнянні реакції вказує ($2NO_2 \leftrightarrow 2NO + 1O_2$), що до моменту рівноваги утворилося стільки NO, скільки розклалося NO_2, і вдвічі менша кількість O_2 порівняно з витраченою кількістю NO_2, тобто:

$$n(NO)_{рівн} = n(NO_2)_{реакц},\ n(O_2)_{рівн} = 1/2n(NO_2)_{реакц}.$$

Тоді рівноважні концентрації NO і O_2 дорівнюють:

$[NO]_{рівн} = [NO_2]_{реакц} = 0,24$ моль/л, $[O_2]_{рівн} = 1/2[NO_2]реакц = 1/2 \cdot 0,24 = 0,12$ моль/л.

Підставляємо рівноважні концентрації всіх речовин у вираз константи рівноваги:

$$K = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2} = \frac{0,24^2 \cdot 0,12}{0,06^2} = 1,92.$$

Константа рівноваги даної реакції рівна 1,92.

7. ЖИВЛЕННЯ РОСЛИН

В розрахунках кількості елементів живлення, що надходять з ґрунту та з добривами, треба враховувати коефіцієнти їх використання. Коефіцієнти використання елементів живлення з ґрунту найбільшою мірою залежать від рівня забезпеченості і підвищуються при високому рівні поживних речовин у ґрунті.

З великого різноманіття факторів, які впливають на коефіцієнт використання рослинами з добрив можна виділити основні: вид добрива, тип ґрунту, спосіб внесення, погодні умови.

Коефіцієнти використання елементів живлення з добрив підвищуються за:

- низького рівня поживних речовин у ґрунті;
- високого рівня агротехніки;
- зниження pH до оптимального рівня;
- внесення добрив під просапні культури та культури з довшим вегетаційним періодом;
- порційного внесення мінеральних добрив (основне, передпосівне, припосівне);
- застосування підживлень.

На зниження коефіцієнта використання елементів живлення з мінеральних добрив впливають такі фактори:

- високі норми добрив;
- високий вміст у ґрунті даного елемента;
- підвищена кислотність ґрунтового розчину;
- низький рівень агротехніки;
- несвоєчасне внесення добрив,
- несвоєчасне загортання добрив у ґрунт;
- неглибоке загортання добрив у ґрунт;
- одноразове внесення органічних і мінеральних добрив;
- розкидне внесення (особливо для суперфосфату);
- недостатня кількість вологи;
- недостатня кількість тепла;
- зменшення тривалості вегетаційного періоду рослин.

При визначенні коефіцієнта використання рослинами поживних речовин з ґрунту застосовують формулу:

$$Кг = (У \cdot В \cdot 100) / 3г, \quad (1)$$

де Кг – коефіцієнт використання поживних елементів з ґрунту, %;

У – урожайність основної продукції, ц/га;

В – вміст елементу в 1ц продукції, кг;

3г – запас поживних елементів (NPK) у ґрунті, кг/га;

100 – коефіцієнт переведення у відсотки.

Запас поживних елементів у ґрунті визначають множенням вмісту NPK (мг/100г ґрунту) на 30 - коефіцієнт переводу у кг/га (якщо вміст NPK виражають у мг/кг, то коефіцієнт переводу дорівнює 3);

Такою ж формулою користуються для визначення коефіцієнту використання поживних речовин з добрив (2):

$$Кд = (П \cdot В \cdot 100) / Д, \quad (2)$$

де Кд – коефіцієнт використання поживних елементів з добрив, %;

П – приріст основної продукції, ц/га;

В – вміст елементу в 1ц продукції, кг;

Д – кількість поживних елементів (NPK) внесених з добривами, кг/га;

100 – коефіцієнт переведення у відсотки.

Контрольні питання

61. Які коефіцієнти використання азоту (N), фосфору (P) та калію (K) з ґрунту при плановій врожайності пшениці 50 ц/га за умови забезпеченості ґрунту N, P, K на рівні відповідно 10,0; 5,2; 6,0 мг/100 г ґрунту? Порівняйте отримані коефіцієнти з нормативними та зробіть висновок про можливість одержання такої врожайності при даній забезпеченості ґрунту. Розрахуйте максимальну можливу врожайність, яку можна отримати, виходячи лише з наявного запасу N, P і K у ґрунті.
62. Які коефіцієнти використання NPK з ґрунту при плановій врожайності кукурудзи 80 ц/га, якщо забезпеченість ґрунту азотом 12,5 мг/100 г, фосфором 4,0 мг/100 г та калієм 7,5 мг/100 г? Порівняйте з нормативними значеннями і зробіть висновок про реалістичність досягнення цієї врожайності при наявній забезпеченості. Розрахуйте максимально можливу врожайність за запасом кожного елемента (N, P, K) і визначте граничну (по якому елементу врожайність найменше обмежена).
63. При плановій врожайності соняшнику 30 ц/га визначте коефіцієнти використання N, P, K з ґрунту, якщо вміст у ґрунті становить відповідно 9,0; 3,8; 5,0 мг/100 г. Порівняйте з нормативами та зробіть висновок щодо можливості отримання планованої врожайності без додаткового удобрення. Обчисліть максимально можливу врожайність за кожним макроелементом і вкажіть, який елемент є обмежувальним.
64. Розрахуйте коефіцієнти використання NPK з ґрунту для картоплі при плановій врожайності 200 ц/га (картопля столова), якщо забезпеченість ґрунту дорівнює: N = 8,5 мг/100 г, P = 6,5 мг/100 г, K = 4,0 мг/100 г. Порівняйте ці коефіцієнти з нормативними, зробіть висновок про можливість досягнення такої врожайності при існуючій забезпеченості ґрунту і розрахуйте максимально можливу врожайність, обмежену кожним із елементів.
65. При плановій врожайності сої 25 ц/га визначте коефіцієнти використання азоту, фосфору та калію з ґрунту за наявності в ґрунті: N = 7,0 мг/100 г, P = 4,8 мг/100 г, K = 3,2 мг/100 г. Порівняйте отримані коефіцієнти з нормативними значеннями, зробіть висновок про можливість отримання планової врожайності на даному фоні живлення та обчисліть максимально можливу врожайність, що випливає з наявного запасу N, P та K.
66. Без застосування добрив отримують 28,0 ц/га зерна пшениці. Чи можливо довести врожайність до 50,0 ц/га при внесенні комплексного добрива $N_{20}P_{20}K_{20}$ у нормі 200 кг/га? Розрахуйте коефіцієнти використання N, P і K (кг умовного елемента на ц врожаю або % використання внесеного) при досягненні цієї врожайності. Поясніть, які фактичні запаси поживних речовин і/або інші фактори можуть вплинути на можливість досягнення 50 ц/га.
67. При відсутності удобрення середня врожайність кукурудзи 40,0 ц/га. Чи реалістично підвищити її до 80,0 ц/га, якщо внести $N_{20}P_{20}K_{20}$ у нормі 300 кг/га? Розрахуйте коефіцієнти використання N, P, K для переходу від базової до планової врожайності і зробіть висновок про доцільність такої норми добрив.
68. Без добрив одержують 120,0 ц/га картоплі. Чи можна отримати 200,0 ц/га при внесенні $N_{20}P_{20}K_{20}$ в кількості 250 кг/га? Обчисліть коефіцієнти використання N, P і K при такому підвищенні врожайності та вкажіть, який із елементів найімовірніше буде «обмежувальним».
69. Базова врожайність соняшнику без добрив — 12,0 ц/га. Чи дозволить підвищити врожай до 30,0 ц/га внесення $N_{20}P_{20}K_{20}$ у нормі 180 кг/га? Розрахуйте коефіцієнти використання кожного макроелемента для досягнення 30 ц/га і прокоментуйте, чи потреба в одному з елементів може перевищити можливості його внесення/утилізації рослиною.
70. При відсутності добрив соя дає 10,5 ц/га. Чи можна одержати 25,0 ц/га за умови внесення $N_{20}P_{20}K_{20}$ у нормі 220 кг/га? Розрахуйте коефіцієнти використання N, P, K при такому підвищенні врожайності та зробіть висновок про ефективність комплексного добрива для бобової культури з урахуванням можливого фіксування азоту симбіозом.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Які коефіцієнти використання NPK з ґрунту при плановій врожайності гречки 12ц/га та забезпеченості азотом, фосфором та калієм на рівні відповідно 8,0, 4,5 та 3,5мг/100г ґрунту. Порівняйте їх з нормативними та зробіть висновок про можливість отримання такого рівня

врожайності при даній забезпеченості ґрунту. Розрахуйте максимальну можливу врожайність в даному випадку. Що буде лімітуючим фактором при цьому?

Розв'язок. Вміст елементів у 1ц продукції гречки згідно з додатком 4 становить: азоту 3,0, фосфору 1,5, калію 3,9 кг. Визначаємо запас поживних елементів у ґрунті:

Зг (N) =8 · 30=240 кг/га;

Зг (Р)=4,5 · 30=135 кг/га;

Зг (К)=3,5 · 30=105 кг/га.

Розраховуємо коефіцієнти використання з ґрунту за формулою (1):

Кг (N) =(12 · 3 · 100):240=15%

Кг (Р) ==(12 · 1,5 · 100):135=13,3%

Кг (К) ==(12 · 3,9 · 100):105=44,6%

Для того, щоб порівняти розраховані коефіцієнти з нормативними, необхідно визначити, до якого класу забезпеченості відносяться задані показники вмісту NPK. Згідно з додатком 5 вміст азоту, фосфору та калію на рівні 8,0, 4,5 та 3,5мг/100г ґрунту відповідає 2 класу (низька забезпеченість). Нормативні коефіцієнти використання NPK для гречки (додаток 6) становлять відповідно 16, 7 та 19%. Тобто, розраховані коефіцієнти по фосфору і калію є завищеними. Навіть якщо прийняти умову, що всі фактори складуться сприятливо і взяти можливий рівень коефіцієнтів (додаток 7), то використання калію все ж залишається завищеним. Необхідно зменшувати плановий рівень врожайності.

Розраховуємо можливий рівень врожайності гречки за формулою (1):

У (N) =(16 · 240) / (3 · 100) =12,8 ц/га

У (Р) ==(7 · 135) / (1,5 · 100) ==6,3 ц/га

У (К) ==(19 · 105) / (3,9 · 100) =5,1 ц/г.

Згідно з розрахунками, лімітуючим фактором є вміст калію, і, незважаючи на достатню кількість азоту, на ґрунті з даною забезпеченістю можна отримати лише 5,1ц/га зерна гречки.

Приклад 2. Без застосування добрив можна отримати 5,1ц/га зерна гречки. Чи можливо отримати 10ц/га, якщо внести $N_{20}P_{20}K_{20}$ і які коефіцієнти використання елементів живлення будуть при цьому. Порівняйте їх з нормативними і проаналізуйте.

Розв'язок. Прибавка, яку треба отримати за рахунок добрив, в даному випадку складе:

10-5,1=4,9ц/га Підставивши її у формулу (2), отримаємо:

Кд (N) =4,9 · 3 · 100) / 20=73,5%;

Кд (Р) =(4,9 · 1,5 · 100) / 20=36,8%;

Кд (К) =(4,9 · 3,9 · 100) / 20=95,6%.

Нормативні коефіцієнти використання NPK для гречки (додаток 8) становлять відповідно 40-60, 18-20 та 40-60%. Тобто, розраховані коефіцієнти по всіх трьох елементах є завищеними. Необхідно збільшувати норми внесення добрив або зменшувати плановий рівень приросту врожайності. Розраховуємо можливий рівень приросту врожайності гречки, перебудувавши формулу (2) і взявши максимальні рівні нормативних коефіцієнтів:

П (N) = (Км · Д) / (В · 100) =(60 · 20) / (3 · 100)=4,0 ц/га

П (Р) = (Км · Д) / (В · 100) =(20 · 20) / (1,5 · 100)=2,7 ц/га

П (К) = (Км · Д) / (В · 100) =(60 · 20) / (3,9 · 100)=3,1 ц/га

Згідно розрахунків, лімітуючим фактором є кількість фосфорних добрив. При застосуванні такої дози можна отримати приріст лише у 2,7ц/га зерна гречки, тобто планувати можна лише 5,1+2,7=7,8ц/га. Щоб отримати бажану прибавку необхідно збільшити норму відповідно:

Д (N) =(П · В · 100) / Км =(4,9 · 3 · 100) / 60=24,5 (24)

Д (Р) =(П · В · 100) / Км =(4,9 · 1,5 · 100) / 20=36,8 (37)

Д (К) =(П · В · 100) / Км =(4,9 · 3,9 · 100) / 60=31,8 (32)

Отож, при внесенні $N_{20}P_{20}K_{20}$ отримати 10ц/га гречки неможливо, необхідно збільшити норму до $N_{24}P_{37}K_{32}$.

8. ҐРУНТ ЯК ДЖЕРЕЛО ЖИВЛЕННЯ РОСЛИН.

Здатність ґрунту поглинати йони і молекули різних речовин із розчину й утримувати їх називається його *вбирною* (поглинальною) *здатністю***.**

Залежно від виду поглинання розрізняють її п'ять видів вбирної здатності: **1)** механічну; **2)** біологічну; **3)** хімічну; **4)** фізичну; **5)** фізико-хімічну. Із них тільки фізична і фізико-хімічна вбирна здатність ґрунту пов'язана з його колоїдною частиною. Інші види пояснюються іншими причинами.

Механічна вбирна здатність пов’язана з пористістю ґрунту і полягає у затриманні завислих частинок із води. Ґрунт здатний утримувати як великі, так і дрібні часточки (залишки органіки, мікроорганізми, мінеральні суспензії), завдяки чому вода після проходження крізь нього стає прозорою. Найкраще ця здатність виражена у важких ґрунтах (глинистих, суглинкових), що забезпечує збереження цінних колоїдів та запобігає їх вимиванню.

Біологічна вбирна здатність полягає у засвоєнні рослинами та мікроорганізмами речовин із ґрунтового розчину і повітря з наступним перетворенням їх на органічні сполуки. Після відмирання живих організмів елементи живлення повертаються у ґрунт і використовуються знову. Важливу роль відіграють корені рослин та мікроорганізми, зокрема фіксатори азоту. Біологічне поглинання сприяє збереженню поживних речовин, утворенню гумусу та підвищенню родючості ґрунту.

Хімічна вбирна здатність — це здатність ґрунту утримувати іони завдяки утворенню нерозчинних або важкорозчинних солей. Найбільш виражена вона щодо фосфатів: у нейтральних ґрунтах вони закріплюються у вигляді малорозчинних фосфатів кальцію, а в кислих — у формі фосфатів заліза та алюмінію. Це знижує доступність фосфору для рослин, але при підкисленні ґрунтового розчину важкорозчинні сполуки можуть переходити у розчинні форми.

Фізична вбирна здатність ґрунту визначає його здатність утримувати воду та розчинені речовини в порах за рахунок капілярних і молекулярних сил. Вона тісно пов’язана з текстурою ґрунту: дрібнозернисті структури, як у глинах, мають вищу вбирну здатність порівняно з пісками. Молекулярна адсорбція полягає у прилипанні іонів та молекул до поверхні частинок ґрунту завдяки електростатичним і водневим взаємодіям. Цей процес відіграє ключову роль у утриманні поживних речовин, мікроелементів і органічних речовин, запобігаючи їх швидкому вимиванню. Вбирана вода та адсорбовані молекули створюють резерв для рослин і мікроорганізмів, підтримуючи родючість ґрунту. Крім того, фізична вбирна здатність впливає на аерацію ґрунту та його структурну стабільність.

Звичайно! Ось доповнений текст із взаємодією фосфорних і калійних добрив з ґрунтовим вбирним комплексом (ГВК):

Фізико-хімічна вбирна здатність або обмінна адсорбція ґрунту ґрунтується на реакції обміну між катіонами дифузного шару ґрунтових колоїдів (ҐВК) та катіонами розчину. Аналогічний обмін можливий і для аніонів. В процесі вбирання одні катіони (аніони) заміщують інші, що раніше були поглинуті ґрунтом. Колоїдні частинки ґрунту здебільшого мають негативний заряд, нейтралізований катіонами компенсуючого шару, які називають обмінними.

Обмінна адсорбція поєднує фізичне явище адсорбції з хімічною реакцією взаємного обміну. У процесі беруть участь високодисперсні мінеральні та органічні частинки ґрунту, що разом утворюють ґрунтовий вбирний комплекс (ГВК). Катіони розташовуються за енергією вбирання в ряді:

$$Na^+ < NH_4^+ < K^+ < Ca^{2+} < Mg^{2+} < Al^{3+} < Fe^{3+}$$

Реакції обмінної адсорбції катіонів відбуваються швидко, особливо у колоїдах каолінітової групи, і в еквівалентних співвідношеннях.

Взаємодія ґрунтового комплексу з добривами:

1. **Азотні добрива:**

У ґрунтах, насичених основами:

$$[\text{ГВК}]\ 2Ca^{2+} + 2\ NH_4NO_3 = [\text{ГВК}]^{2NH_4^+}_{Ca^{2+}} + Ca(NO_3)_2;$$

$$[\text{ГВК}]\ 2Ca^{2+} + (NH_4)_2SO_4 = [\text{ГВК}]^{2NH_4^+}_{Ca^{2+}} + CaSO_4$$

У ґрунтах, не насичених основами:

$$[\text{ГВК}]^{Ca^{2+}}_{H^+} + 3NH_4NO_3 = [\text{ГВК}]\ 3NH_4^+ + HNO_3 + Ca(NO_3)_2$$

$$[\text{ГВК}]^{Ca^{2+}}_{2H^+} + 2(NH_4)_2SO_4 = [\text{ГВК}]4NH_4^+ + H_2SO_4 + CaSO_4.;$$

2. **Фосфорні добрива:** Розчинні фосфати, наприклад із суперфосфату, у ґрунті взаємодіють із алюмінієм і залізом ГВК, утворюючи малорозчинні сполуки:

$$H_3PO_4 + Al^{3+}_{\text{ГВК}} \rightarrow AlPO_4$$

3. **Калійні добрива:** У ґрунтах, насичених основами:

$$[\text{ГВК}]\ Ca^{2+} + 2KCl = [\text{ГВК}]\ 2K^+ + CaCl_2$$

У ґрунтах, не насичених основами:

$$[\text{ГВК}]\ H^+ + KCl = [\text{ГВК}]\ K^+ + HCl$$

Таким чином, фізико-хімічна вбирна здатність ґрунту визначає його родючість, буферність, реакцію та взаємодію з добривами.

Контрольні питання

81. Як взаємодіють добрива $NaNO_3$, NH_4NO_3, KCl із ґрунтом, насиченим кальцієм (ГВК містить Ca^{2+})? Розпишіть рівняння обмінної адсорбції.
82. Визначити, як поглинаються добрива $Ca(H_2PO_4)_2$, K_2SO_4, $NH_4H_2PO_4$ у ґрунті, насиченому воднем (не насиченому основами). Запишіть відповідні реакції з ГВК.
83. Як взаємодіють KNO_3, $NaNO_3$, $Ca(NO_3)_2$ з ґрунтом, де в обмінному шарі переважають Mg^{2+} та Al^{3+}? Запишіть рівняння реакцій.
84. Розглянути поглинання K_2CO_3, $(NH_4)_2HPO_4$, NH_4NO_3 у ґрунтах з ГВК, насиченим кальцієм. Скласти рівняння обміну катіонів і аніонів.
85. Як реагують добрива $Ca(NO_3)_2$, KCl, $Ca(H_2PO_4)_2$ із ґрунтом, насиченим основами? Запишіть реакції обмінної адсорбції.
86. Визначити взаємодію K_2SO_4, $NaNO_3$, $NH_4H_2PO_4$ у ґрунті, не насиченому основами (ГВК містить H^+). Розпишіть рівняння.
87. Як поглинаються NH_4NO_3, K_2CO_3, KNO_3 у ґрунті з високим вмістом Al^{3+}? Скласти рівняння реакцій з ГВК.
88. Розглянути взаємодію $Ca(H_2PO_4)_2$, $(NH_4)_2HPO_4$, KCl у ґрунтах з переважанням катіонів Mg^{2+}. Запишіть реакції обмінної адсорбції.
89. Як реагують $NaNO_3$, $NH_4H_2PO_4$, K_2SO_4 із ґрунтом, насиченим кальцієм і магнієм (ГВК містить Ca^{2+} і Mg^{2+})? Скласти відповідні рівняння.
90. Визначити поглинання K_2CO_3, KNO_3, NH_4NO_3 у ґрунті, не насиченому основами (ГВК містить H^+). Розпишіть рівняння обмінної адсорбції катіонів і аніонів.

9. ХІМІЧНА МЕЛІОРАЦІЯ ГРУНТІВ

Реакція ґрунтового розчину відіграє важливу роль у розвитку рослин і ґрунтових мікроорганізмів, впливає на швидкість і напрямок перебігу у ньому хімічних і біохімічних процесів. Засвоєння рослинами елементів живлення, інтенсивність мікробіологічної життєдіяльності, мінералізація органічних речовин, розчинення важкорозчинних сполук та доступність мінеральних добрив, коагуляція і пептизація колоїдів та інші фізико-хімічні процеси великою мірою визначаються реакцією ґрунту.

Реакція ґрунтового розчину залежить від співвідношення у ньому іонів водню Н+ та гідроксилу ОН-. Концентрацію іонів Н+ виражають величиною pH, яка дорівнює від'ємному десятковому логарифму концентрації водневих іонів у розчині: pH=-lg[H+]. Залежно від pH усі ґрунти поділяють на:

сильно-кислі	(pH=3...4)	слабко-кислі	(pH=5,5...6.5)	лужні	(pH=7,5...8)
кислі	(pH=4...4,5)	нейтральні	(pH=6,5...7)	сильно-лужні	(pH=8...9)

Кисла реакція властива дерново-підзолистим і болотним ґрунтам, нейтральна-чорноземам, лужна-каштановим ґрунтам, сіроземам та солонцям.

Кислотність ґрунту - це властивість, зумовлена наявністю іонів H^+ у ґрунтовому розчині та обмінних іонів Fe^{2+}, $A1^{3+}$ і Mn^{2+} у ґрунтовому вбирному комплексі.

Розрізняють два види кислотності ґрунту: актуальну і потенціальну.

Актуальна кислотність зумовлюється наявністю в ґрунтовому розчині органічних кислот, які виділяються у зовнішнє середовище кореневою системою рослин, і внаслідок розпаду карбонатної кислоти ($H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$). Крім того, ґрунтовий розчин можуть підкислювати гідролітично кислі солі алюмінію і феруму, що утворюють сильну кислоту внаслідок перебігу реакції гідролізу:

$$AlCl_3 + H2O \rightarrow AlOHCl_2 + HCl.$$

Отже, актуальна кислотність - це кислотність ґрунтового розчину, яка створюється органічними кислотами, карбонатною кислотою та гідролітично кислими солями, її можна визначити вимірюванням pH водної витяжки з ґрунту.

Потенціальна кислотність зумовлюється наявністю іонів H^+ та $A1^{3+}$ увібраних ґрунтовим вбирним комплексом. Потенціальна кислотність завжди більша за актуальну, бо вона складається з кислотності ґрунтового розчину і кислотності, що утворюється за рахунок увібраних ґрунтом іонів H^+, Mg^{2+}, AI^{3+}. Це прихована, або зв'язана щодо ґрунтового розчину, кислотність, яка виявляється внаслідок перебігу обмінної реакції між ґрунтовим вбирним комплексом і ґрунтовим розчином. Потенціальна кислотність поділяється на *обмінну і гідролітичну.*

Обмінна кислотність зумовлюється наявністю іонів H^+ і AI^{3+}, які витісняє з ґрунтового вбирного комплексу нейтральна сіль сильної основи і сильної кислоти.

$$[ГВК]\ H^+ + KCl \rightarrow [ГВК]\ K^+ + H\ Cl\ (\text{у розчині}).$$

$$[ГВК]\ Al^{3+} + 3KCl \rightarrow [ГКВ]K^{+}_{K^+} + AlCl_3;$$

$$AlCl_3 + H_2O \rightarrow AlOHCl_2 + HCl.$$

Гідролітична кислотність-це та кислотність, яка виявляється при обробці ґрунту гідролітично лужними солями. При використанні нейтральної солі іони H^+ не повністю переходять

у розчин. Частина їх залишається у ґрунтовому вбирному комплексі і може бути переведена в розчин тільки при обробці ґрунту розчином гідролітично лужної солі (наприклад CHзCOONa).

Величину гідролітичної кислотності виражають в мг.-екв. на 100 г ґрунту.

Багато вчених на основі дослідження ґрунтової кислотності обґрунтовують доцільність вапнування ґрунтів, застосування фосфоритного борошна на кислих ґрунтах.

За величиною обмінної кислотності визначають необхідність у вапнуванні. Так, для зони Полісся (дерново-підзолисті ґрунти) поріг вапнування становить pH 5,5 і нижче, для зони Лісостепу (сірі лісові ґрунти з легким механічним складом) pH 5,9, (чорноземи з важким механічним складом) pH 6,2, для зони північного Степу 6,5 і менше.

Вирішуючи питання про вапнування, треба приймати до уваги крім видів кислотності, ємність вбирання, ступінь насичення ґрунту основами та буферність.

Ємність вбирання (Є) - це загальна кількість увібраних катіонів (в мг.екв. на 100 г ґрунту), здатних до реакцій обміну.

Вона дорівнює сумі показника увібраних основ (S) і гідролітичної кислотності (Нг):

$$Є=S+Нг \quad . \qquad (1)$$

Вплив реакції ґрунту на рослини залежить не тільки від останньої, а й від співвідношення між сумою увібраних основ та ємністю вбирання. Відсотковий вираз цього співвідношення називається *ступенем насичення ґрунту основами* і позначається літерою V:

$$V = \frac{S}{Є} \cdot 100, \qquad (2)$$

або $$V = \frac{S}{S + Нг} \cdot 100. \qquad (3)$$

Ємність вбирання, а також ступінь насиченості ґрунту основами тісно пов'язані з буферною здатністю ґрунтів.

Буферна здатність - це властивість ґрунтів протистояти зміні реакції ґрунтового розчину, яка відбувається після внесення кислих або лужних добрив. Вона виявляється в тому, що pH ґрунтового розчину змінюється не пропорційно кількості внесених добрив, а значно меншою мірою.

За величиною гідролітичної кислотності визначають **дози вапна** (CaCOз), потрібного для вапнування кислих ґрунтів з метою зменшення їх кислотності. Їх розрахунок проводиться на основі еквівалентної маси вапна, а також маси орного шару на площі 1 га.

Для нейтралізації 1 мг-екв іонів H^+ на 100 г ґрунту треба 1 мг-екв (або 50 мг) CaCO3, а на 1 кг - 500 мг CaCOз. Помноживши цю величину на масу орного шару одного гектара (3000000 кг) і розділивши на 1000000000 (для перерахунку в тони), дістанемо формулу визначення дози вапна ДCaCO3(в т/га) (4):

$$Д_{CaCO_3} = \frac{Нг \cdot 500 \cdot 3000000}{1000000000} = Нг \cdot 1{,}5. \qquad (4)$$

Вапнування - один з найтриваліших за дією і найдешевших заходів хімічного впливу на ґрунт і його родючість. Повна норма вапна, визначена за гідролітичною кислотністю ґрунту, позитивно діє протягом 10 і більше років.

Для хімічної меліорації солонцюватих ґрунтів застосовують ***гіпсування***-внесення в ґрунт гіпсу CaSO4·2H2O.

Для солонців содового засолення чорноземної зони дози гіпсу розраховують за середнім вмістом у них обмінного натрію за формулою (5):

$$Д = 0{,}086\ (\mathrm{Na} - 0{,}1\ Є)\ Hd, \qquad (5)$$

де Д - доза гіпсу, т/га;

Na - вміст обмінного натрію, мг-екв/100г грунту;

Є - ємність вбирання, мг-екв/100г грунту;

Н - потужність шару грунту, що підлягає меліорації, см;

d - об'ємна маса ґрунту, г/см^3.

Для степових солонців хлоридно-сульфатного типу засолення, допускається вміст увібраного натрію 5 % загальної ємності вбирання. Дози гіпсу при цьому розраховують за формулою(6):

$$Д = 0{,}86\ (\text{Na} - 0{,}05\ Є)\ Hd, \qquad (6)$$

Контрольні питання

Користуючись теоретичним матеріалом розрахувати за наведеними прикладами згідно з варіантом індивідуального завдання .

1. Дозу $CaCO_3$ для нейтралізації кислотності ґрунту.
2. Норму гіпсу для хімічної меліорації засолених ґрунтів.

Показники ґрунту та ґрунтового розчину

Варіант

	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90
Гідролітична кислотність	2.4	2.1	1.6	1.2	2.5	1.4	1.7	2.3	1.4	2.6
Вміст обмінного натрію, мг-екв/100г	3	6	9	12	15	18	21	23	26	29
Об'ємна маса ґрунту, г/см³	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6	1.7	1.8	1.9	2.1

Тема 10. АЗОТНІ, ФОСФОРНІ ТА КАЛІЙНІ ДОБРИВА

У сільському господарстві ефективність мінеральних добрив значною мірою залежить від правильного визначення норм та способів їх внесення. При цьому важливо враховувати форми добрив (водорозчинні чи повільнорозчинні), розмір гранул, можливість вимивання і втрати поживних речовин у процесі внесення.

Існують наступні методи внесення добрив:

Ґрунтове внесення: передпосівне або при основному обробітку ґрунту. Дає тривалу доступність поживних речовин, особливо фосфору та калію.

Підживлення рослин: у вигляді рідких або гранульованих добрив, які швидко забезпечують рослину необхідними елементами.

Локальне внесення: у рядки або в зону кореневої системи, зменшує втрати та підвищує ефективність використання поживних речовин.

У рекомендаціях по застосуванню мінеральних добрив вказують, як правило, норми та дози внесення поживних речовин у діючій речовині, а не у фізичній масі добрив. Діючою речовиною для азотних добрив є Нітроген у вигляді елементу (N), для фосфорних – фосфор у вигляді п’ятивалентного оксиду (P_2O_5) а для калійних – калій у вигляді оксиду калію (K_2O).

Наприклад, норма $N_{60}P_{20}K_{40}$ означає, що на 1га в ґрунт необхідно внести поживних речовин: азоту – 60кг, фосфору 20кг і калію 40кг.

У практиці сільськогосподарського виробництва частіше оперують кількістю фізичної маси добрив у розрахунку на 1га. Фізична маса добрив залежить від вмісту діючої речовини в добриві, яке планують застосовувати.

Вона визначається виходячи з вмісту діючої речовини у конкретному добриві. Наприклад, для внесення азоту у нормі 60 кг/га за допомогою амонійної селітри (33 % N) потрібно розрахувати фізичну масу:

$$\text{Маса амонійної селітри} = \frac{60}{33} \times 100 \approx 182 \text{ кг/га}$$

Якщо необхідно внести не один, а декілька елементів у вигляді простих добрив, розрахунки проводять за вищевказаним зразком для кожного з елементів, враховуючи вміст діючої речовини в добривах, які планують вносити.

Якщо серед добрив є комплексні (які містять два і більше елементів), розрахунки слід розпочинати саме з них. При цьому необхідно пам’ятати два головних правила:

1. Якщо у комплексному добриві відсотковий вміст необхідних елементів суттєво відрізняється, розрахунок слід починати з того поживного елементу, якого найбільше в даному добриві;

2. Якщо у комплексному добриві відсотковий вміст необхідних елементів однаковий, або приблизно рівний, розрахунок слід починати з того поживного елементу, якого потрібно менше для внесення відповідної дози NPK.

Контрольні питання

91. Під пшеницю необхідно внести P_{40} у вигляді суперфосфату, який містить 20% діючої речовини P_2O_5. Скільки центнерів фізичної маси даного добрива потрібно внести на 1 га?

92. Під кукурудзу планується внести K_{60} у вигляді хлористого калію (KCl), що містить 50% діючої речовини K_2O. Визначити фізичну масу добрива (ц/га), яку потрібно застосувати.

93. Під буряки необхідно внести N_{90} у вигляді амонійної селітри (33% N). Скільки центнерів фізичної маси цього добрива потрібно для внесення на 1 га?

94. Під пшеницю необхідно внести $N_{80}P_{40}K_{50}$ у вигляді амофосу ($NH_4H_2PO_4$, NPK 12-52-0), амонійної селітри (NH_4NO_3, N 33%) та калімагнезії (K_2SO_4, K_2O 45%). Скільки центнерів фізичної маси кожного добрива потрібно внести на 1 га?

95. Під картоплю планується внести $N_{100}P_{50}K_{70}$ у вигляді амофосу ($NH_4H_2PO_4$, NPK 10-48-0), амонійної селітри (NH_4NO_3, N 34%) та хлористого калію (KCl, K_2O 60%). Визначити фізичну масу добрив (ц/га) для внесення.

96. Під цукрові буряки необхідно внести $N_{120}P_{80}K_{90}$ у вигляді амофосу ($NH_4H_2PO_4$, NPK 11-52-0), амонійної селітри (NH_4NO_3, N 35%) та калійної селітри (KNO_3, K_2O 44%). Розрахувати фізичну масу кожного добрива для внесення на 1 га.

97. Під пшеницю необхідно внести $N_{80}P_{60}K_{50}$ у вигляді нітроамофоски (NPK 16-16-16), амонійної селітри (NH_4NO_3, N 34%) та суперфосфату простого (P_2O_5 20%). Скільки центнерів фізичної маси кожного добрива потрібно внести на 1 га?

98. Під кукурудзу планується внести $N_{120}P_{50}K_{60}$ у вигляді нітроамофоски (NPK 15-15-15), амонійної селітри (NH_4NO_3, N 33%) та преципітату ($CaHPO_4 \cdot 2H_2O$, P_2O_5 38%). Визначити фізичну масу кожного добрива для внесення на 1 га.

99. Під картоплю необхідно внести $N_{100}P_{80}K_{70}$ у вигляді нітроамофоски (NPK 17-17-17), амонійної селітри (NH_4NO_3, N 35%) та суперфосфату простого (P_2O_5 20%). Розрахувати фізичну масу добрив для внесення на 1 га.

100. Під цукрові буряки планується внести $N_{90}P_{60}K_{50}$ у вигляді нітроамофоски (NPK 16-16-16), амонійної селітри (NH_4NO_3, N 34%) та преципітату ($CaHPO_4 \cdot 2H_2O$, P_2O_5 38%). Скільки центнерів фізичної маси кожного добрива потрібно внести на 1 га?

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Під картоплю необхідно внести N_{120} у вигляді амоній сульфату, який містить 20% діючої речовини Нітрогену. Скільки центнерів фізичної маси даного добрива необхідно внести на 1га?

Розв'язок. Для вирішення складаємо пропорцію – 20% діючої речовини означає, що в кожних 100кг добрива міститься 20кг Нітрогену . Щоб правильно розмістити показники, необхідно фізичну масу записувати в один стовпчик, діючу речовину в інший:

Ф.м Д.р.

100 кг амоній сульфату – 20 кг азоту

Х кг амоній сульфату – 120 кг азоту

Х=100*120/20=600 кг.

Отже, що для того, щоб у ґрунт потрапило 120кг на 1га, необхідно внести 600 кг (6ц) амоній сульфату.

Приклад 2. Під кукурудзу необхідно внести $N_{90}P_{60}K_{80}$ у вигляді амофосу ($NH_4H_2PO_4$ вміст д.р. NPK 11-46-0), амонійної селітри (NH_4NO_3 вміст д.р. N 35), хлористого калію (KCl вміст д.р. K 60). Скільки центнерів фізичної маси цих добрив необхідно внести на 1га?

Розв'язок. Розрахунки проводимо у такій послідовності:

1) знаходимо, скільки фізичної маси амофосу відповідає 60кг фосфору.

Ф.м Д.р.

100 кг амофосу – 46 кг фосфору

Х кг амофосу – 60 кг фосфору ; Х = 130 кг = 1,3 ц.

2) знаходимо кількість азоту, яка міститься у 1,3ц амофосу:

Ф.м Д.р.

100 кг амофосу – 11 кг азоту

130 кг амофосу – Х кг азоту; х = 14 кг.

Таким чином, з 1,3ц амофосу в ґрунт надійде 60ку фосфору і 14кг азоту. Доза азоту складає 90кг, тому необхідно довнести 90-14=76кг азоту.

3) знаходимо кількість амонійної селітри, яка буде містити 76кг азоту.

Ф.м Д.р.

100 кг амонійної селітри – 35 кг азоту

Х кг амонійної селітри – 76 кг фосфору

Кількість амонійної селітри складе 2,2ц/га.

4) встановлюємо необхідну кількість хлористого калію, щоб внести рекомендовані 80кг/га діючої речовини.

Ф.м Д.р.

100 кг хлористого калію – 60 кг калію

Х кг хлористого калію – 80 кг калію

Кількість хлористого калію складе 1,3ц/га.

Отже, для того, щоб у ґрунт на 1га потрапило 90кг азоту, 60кг фосфору та 80кг калію необхідно внести 1,3ц амофосу, 2,2ц/га амонійної селітри та 1,3ц/га хлористого калію.

Приклад 3. Під цукрові буряки необхідно внести $N_{100}P_{70}K_{40}$ у вигляді нітроамофоски НАФК (вміст д.р. NPK 17-17-17), амонійної селітри (NH_4NO_3 вміст д.р. N 35), преципітату ($CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ вміст д.р. P_2O_5 38). Скільки центнерів фізичної маси цих добрив необхідно внести на 1га?

Розв'язок. Розрахунки проводимо у такій послідовності:

1) знаходимо кількість НАФК. У цьому добриві вміст азоту, фосфору і калію однаковий, тому за правилом 2 орієнтуватись треба на калій (його потрібно внести найменше).

Ф.м. Д.р.

100 кг НАФК – 17 кг калію

Х кг НАФК – 40 кг калію . Х = 140 кг

З 1,4ц нітроамофоски в ґрунт крім 40кг/га калію потрапить також по 40кг азоту і фосфору. Необхідну решту азоту (100-40=60) і фосфору (70-40=30) довносимо з простими добривами.

2) знаходимо необхідну кількість амонійної селітри, яка містить 60кг азоту:

Ф.м. Д.р.

100 кг амонійної селітри – 35 кг азоту

Х кг амонійної селітри – 60 кг азоту; Х= 171,43 кг.

3) знаходимо кількість преципітату, яка буде містити 30кг фосфору.

Ф.м. Д.р.

100 кг преципітату – 38 кг фосфору

Х кг преципітату – 30 кг фосфору; Х = 79 кг.

Отже, щоб у ґрунт на 1га потрапило 100кг азоту, 70кг фосфору та 40кг калію необхідно внести 1,4ц нітроамофоски, 1,7ц/га амонійної селітри та 0791ц/га преципітату.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Розчинність у воді кислот, основ та солей

Катіони	*Аніони*												
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-
H^+		Р	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Н**	**Р**
NH_4^+	Р	Р	**Р**	**Р**	**Р**	Р	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	-	**Р**
Na^+	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**
K^+	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**
Li^+	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	Н	Р	Р	Р
Mg^{2+}	**М**	**Н**	**Р**	**Р**	**Р**	**Р**	**Н**	**Р**	**Р**		Н	Н	Р
Ca^{2+}	**М**	**Н**	Р	Р	Р	М	Н	М	Р		Н	Н	Р
Ba^{2+}	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Al^{3+}	Н	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	М
Cr^{3+}	Н	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	Р
Zn^{2+}	Н	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Н	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Ni^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{2+}	Н	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Н	Н	Р	Р	Р	Н	-	Р	Р	Н	-	Н	Р
Co^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р
Cd^{2+}	Н	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Hg^{2+}	-	-	Р	М	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р
Hg^+	-	-	Н	Н	Н	Н	-	М	Р	Н	Н	-	М
Cu^{2+}	Н	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	-	-	Р
Sn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	-	Р	Р	Н	-	-	Р
Pb^{2+}	Н	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Ag^+	-	Р	Н	Н	Н	Н	-	М	Р	Н	Н	-	М

Р – розчиняється у воді.
М – мало розчиняється у воді.
Н – практично не розчиняється.
Риска – сполука розкладається водою або не існує.

Додаток 2

Константи дисоціації деяких кислот і основ у водних розчинах

Тип електроліту	***Назва сполуки***	***Формула***	***Константи дисоціації***		
			K_1	K_2	K_3
Кислоти неорганічні	Йодидна	HJ	10^{11}		
	Бромідна	HBr	10^{9}		
	Хлоридна	HCl	10^{7}		
	Сульфатна	H_2SO_4	10^{3}	10^{-2}	
	Манганатна	$HMnO_4$	$2 \cdot 10^{2}$		
	Нітратна	HNO_3	43,6		
	Хроматна	H_2CrO_4	$1{,}8 \cdot 10^{-1}$	$3{,}2 \cdot 10^{-7}$	
	Сульфітна	H_2SO_3	$1{,}3 \cdot 10^{-2}$	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$	
	Ортофосфатна	H_3PO_4	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$	$2{,}2 \cdot 10^{-13}$
	Арсенатна	H_3AsO_4	$5{,}6 \cdot 10^{-3}$	$1{,}1 \cdot 10^{-7}$	$2{,}95 \cdot 10^{-12}$
	Фторидна	HF	$7 \cdot 10^{-4}$		
	Нітритна	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$		
	Карбонатна	H_2CO_3	$4{,}3 \cdot 10^{-7}$	$5{,}6 \cdot 10^{-11}$	
	Сульфідна	H_2S	$1{,}05 \cdot 10^{-7}$	$1{,}23 \cdot 10^{-13}$	
	Ціанідна	HCN	$7{,}2 \cdot 10^{-10}$		
	Арсенітна	H_3AsO_3	$5{,}8 \cdot 10^{-10}$	$3 \cdot 10^{-14}$	
	Боратна	H_3BO_3	$5{,}7 \cdot 10^{-10}$	$1{,}8 \cdot 10^{-13}$	$1{,}6 \cdot 10^{-14}$
Кислоти органічні	Оксалатна	$H_2C_2O_4$	$5{,}9 \cdot 10^{-2}$	$6{,}4 \cdot 10^{-5}$	
	Мурашина	$HCOOH$	$1{,}77 \cdot 10^{-4}$		
	Оцтова	CH_3COOH	$1{,}76 \cdot 10^{-5}$		
Основи	Натрій гідроксид	$NaOH$	5,9		
	Літій гідроксид	$LiOH$	$6{,}75 \cdot 10^{-1}$		
	Барій гідроксид	$Ba(OH)_2$		$2{,}3 \cdot 10^{-1}$	
	Магній гідроксид	$Mg(OH)_2$		$2{,}5 \cdot 10^{-3}$	
	Кальцій гідроксид	$Ca(OH)_2$		$4{,}3 \cdot 10^{-2}$	
	Ферум (II) гідроксид	$Fe(OH)_2$		$1{,}3 \cdot 10^{-4}$	
	Ферум (III) гідроксид	$Fe(OH)_3$		$1{,}8 \cdot 10^{-11}$	
	Манган (II) гідроксид	$Mn(OH)_2$		$5{,}0 \cdot 10^{-4}$	
	Амоній гідроксид	NH_4OH	$1{,}79 \cdot 10^{-5}$		
Вода		H_2O	$1{,}8 \cdot 10^{-16}$		

Стандартні ентальпії ΔH^0_{298}, ентропії S^0_{298} і енергії Гіббса ΔG^0_{298} утворення деяких речовин при 298^0К (25^0с)

№ п/п	Речовина	Агрегатний стан	ΔH^0_{298} *кДж/моль*	S^0_{298} *Дж/моль К*	ΔG^0_{298} *кДж/моль*
1	Al_2O_3	*крист.*	-1676,0	50,9	-1562,0
2	$C_{(графіт)}$	*крист.*	0	5,7	0
3	CH_4	*газ*	-74,9	186,2	-50,8
4	C_2H_2	*газ*	226,8	200,8	209,2
5	CO	*газ*	-110,5	197,5	-137,1
6	CO_2	*газ*	-393,5	213,7	-394,4
7	$CaCO_3$	*крист.*	-1207,0	88,7	-1127,7
8	CaO	*крист.*	-635,5	39,7	-604,2
9	$Ca(OH)_2$	*крист.*	-986,6	76,1	-896,8
10	Cr_2O_3	*крист.*	-1440,6	81,2	-1050,0
11	CuO	*крист.*	-162,0	42,6	-129,9
12	FeO	*крист.*	-264,6	60,8	-244,3
13	Fe_2O_3	*крист.*	-822,2	87,4	-740,3
14	H_2O	*газ*	-241,8	188,7	-228,6
15	H_2O	*рід.*	-285,8	70,1	-237,3
16	N_2	*газ*	0	191,5	0
17	NO	*газ*	90,3	210,6	86,6
18	O_2	*газ*	0	205,0	0
19	PbO	*крист.*	-219	66,1	-189,1
20	Ti	*крист.*	0	80,6	0
21	TiO_2	*крист.*	-943,9	50,2	-888,6
22	P_2O_5	*крист.*	-1492	114,5	-1348,8

Додаток 4

Винос поживних речовин з урожаєм сільськогосподарських культур (кг) на 1 т основної продукції з урахуванням відповідної кількості побічної

Культура	Основна продукція	N	P_2O_5	K_2O
1	2	3	4	5
Озима пшениця	зерно	32	11	16
Яра пшениця	зерно	42	11	5
Озиме жито	зерно	29	11	21
Ячмінь	зерно	27	11	16
Кукурудза	зерно	30	10	26
Овес	зерно	32	14	28
Просо	зерно	34	9	29
Сорго	зерно	37	11	16
Гречка	зерно	30	15	39
Горох	зерно	66	15	29
Вика	зерно	65	14	16
Люпин	зерно	60	17	33
Соя	зерно	72	14	20
Льон-довгунець	насіння волокно	80 80	40 26	70 95
Коноплі	насіння волокно	43 200	23 62	26 100
Ріпак	насіння	60	35	90
Соняшник	насіння	57	29	114
Цукрові буряки	коренеплоди	5,0	1,3	5,0
Кормові буряки	коренеплоди	4,0	1,2	5,0
Картопля	бульби	5,0	2,2	8,0
Кукурудза	зелена маса	4,5	1,0	2,8
Вико-овес	зелена маса	2,0	1,0	4,0
Люпин	зелена маса	6,0	1,1	3,0
Горох	зелена маса	7,0	1,5	2,0
Конюшина	сіно	19	6	15
Люцерна	сіно	26	6	15
Природні сіножаті	сіно	17	7	18
Капуста	головки	3,3	1,3	4,4
Помідори	плоди	3,3	1,1	4,5
Огірки	плоди	3,0	1,5	4,5
Цибуля	плоди	3,0	1,2	4,0
Овочі в середньому	плоди	3,0	1,5	4,0
Столові буряки	коренеплоди	3,0	1,2	4,5
Столова морква	коренеплоди	3,2	1,0	5,0

Додаток 5

Ступінь забезпечення сільськогосподарських культур поживними речовинами та поправочні коефіцієнти до рекомендованих доз основного удобрення

Вміст гумусу	Вміст, мг/100 г грунту			Клас грунту	Забезпеченість і відповідні коефіцієнти			
	N за Корнфіль-дом	P_2O_5 за Чириковим	K_2O за Чириковим		забезпеченість	зернові	просапні	овочеві
До 2,0	-	до 2,0	до 2,0	1	Дуже низька	1,2	1,3	1,5
2,1-4,0	до 10,0	2,1-5,0	2,1-4,0	2	Низька	1,1	1,2	1,3
4,1-6,0	10,1-15,0	5,1-10,0	4,1-8,0	3	Середня	1,0	1,0	1,2
6,1-8,0	15,1-20,0	10,1-15,0	8,1-12,0	4	Підвищена	0,7	0,8	1,0
8,8-10,0	>20,0	15,1-20,0	12,1-18,0	5	Висока	0,4	0,5	0,8
>10,0	-	>20,0	>18,0	6	Дуже висока	0,2	0,3	0,5

Додаток 6

Використання N, P, K з грунту при низькій, середній та високій його забезпеченості

Культура	N, що легко гідролізується, мг на 100 г грунту			P_2O_5, мг на 100 г грунту			K_2O, мг на 100 г грунту		
	Низька	Середня	Висока	Низька	Середня	Висока	Низька	Середня	Висока
Озима пшениця	34	5	3	11	9	5	17	13	12
Озиме жито	20	6	3	7	6	5	11	10	10
Ярі зернові (ячмінь, просо, вика) і кукурудза на силос	25	19	17	10	9	7	20	16	14
Гречка	16	12	11	7	6	5	19	16	14
Кукурудза на зерно	35	26	24	12	9	8	31	23	19
Цукрові і кормові буряки	33	30	27	10	9	8	33	30	30
Картопля	21	21	20	9	9	9	33	30	30
Соняшник, ріпак	38	32	25	23	16	12	75	65	50
Горох, соя	39	39	35	9	9	8	15	12	10
Багаторічні трави (сіно)	18	12	12	8	5	5	17	11	10
Капуста	40	5	28	18	14	11	44	38	22
Помідори	34	25	19	6	5	5	38	34	27
Огірки	18	17	15	10	9	8	27	21	17

Додаток 7

Можливе за сприятливих умов використання поживних речовин с.-г. культурами з ґрунту, %

Добрива і культури	1-й рік використання		
	N	P_2O_5	K_2O
Зернові	50-80	10-15	20-30
Просапні	70-90	15-20	30-40
Овочеві	70-90	15-20	30-40

Додаток 8

Використання поживних речовин сільськогосподарськими культурами з мінеральних добрив, %

Добрива і культури	1-й рік використання		
	N	P_2O_5	K_2O
Зернові	40-60	18-20	40-60
Просапні	50-65	18-22	40-55
Овочеві	50-70	20-25	60-70

Для нотаток

Хімія з основами агрохімії [Текст]: методичні вказівки до виконання самостійної роботи для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство» галузі знань Н Сільське, лісове, рибне господарство та ветеринарна медицина спеціальності Н7 Агроінженерія та Н4 Лісове господарство денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз. – Луцьк: Луцький НТУ, 2025. – 48 с.

Комп'ютерний набір І.А. Мороз
Редактор І.А. Мороз

Підп. до друку «__»_____2025 р. Формат 60х84/16. Папір офс.
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 2,75.
Тираж 50 прим.

Інформаційно-видавничий відділ
Луцького національного технічного університету
43018, м. Луцьк, вул. Львівська, 75
Друк – ІВВ Луцького НТУ