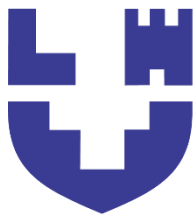


Міністерство освіти і науки України
Луцький національний технічний університет



ХІМІЯ З ОСНОВАМИ АГРОХІМІЇ

конспект лекцій

для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство»
галузі знань 20 Аграрні науки та продовольство
спеціальностей 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство
денної та заочної форм навчання

Луцьк 2023

УДК 54(07)
Х 46

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ
Директор бібліотеки _____ С.С. Бакуменко

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів та технологій ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2023 року.
Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри матеріалознавства ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2023 року.
Завідувач кафедри матеріалознавства _____ М.Д. Мельничук

Укладач: _____ І. А. Мороз, кандидат хімічних наук, доцент кафедри матеріалознавства ЛНТУ.

Рецензент: _____ О.І. Гулай, доктор педагогічних наук, професор кафедри матеріалознавства ЛНТУ

Відповідальний за випуск: _____ М.Д. Мельничук, кандидат технічних наук, доцент, завідувач кафедри матеріалознавства ЛНТУ.

Х-46

Хімія з основами агрохімії [Текст]: конспект лекцій для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство» галузі знань 20 Аграрні науки та продовольство спеціальностей 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз. – Луцьк: ЛНТУ, 2023. – 105 с.

Коротко подано основні теоретичні положення з основних розділів загальної хімії та агрохімії, які допоможуть студентам у виконанні завдань самостійної роботи та підготовці до лабораторних робіт.

Призначене для студентів спеціальностей 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство денної та заочної форм навчання.

© Мороз І.А., 2023

Зміст

Вступ	4
Лекція 1. Основні поняття та закони хімії	5
Лекція 2. Будова атома. Періодичний закон і періодична система	10
Лекція 3. Хімічний зв'язок	18
Лекція 4. Основні класи неорганічних сполук	26
Лекція 5. Енергетика та кінетика хімічних процесів	34
Лекція 6. Дисперсні системи та розчини. Електролітична дисоціація	40
Лекція 7. Окисно-відновні та електрохімічні процеси	48
Лекція 8. Загальні властивості металів	59
Лекція 9. Предмет та завдання агрохімії. Хімічний склад рослин	64
Лекція 10. Живлення рослин	70
Лекція 11. Ґрунт як джерело живлення рослин. Кислотність ґрунтів	74
Лекція 12. Хімічна меліорація ґрунтів	81
Лекція 13. Класифікація добрив. Азотні добрива	85
Лекція 14. Фосфор та фосфорні добрива	90
Лекція 15. Калій та калійні добрива. Комплексні та органічні добрива.	95
Рекомендовані джерела інформації	104

Вступ

Лекційний курс з дисципліни «Хімія з основами агрохімії» розроблений для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство».

Мета курсу – надати майбутньому фахівцю необхідну фундаментальну базу 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.

Лекційний курс розроблений відповідно до робочої програми навчальної дисципліни «Хімія з основами агрохімії» і включає 15 тем.

Конспект лекцій має на меті допомогти студенту у вивченні дисципліни, краще підготуватися до виконання лабораторних робіт, самостійної роботи і складання іспиту.

Автор має сподівання, що конспект допоможе студенту в надбанні базових знань, зокрема в галузі агроінженерії та лісового господарства, які стануть основою вивчення спеціальних дисциплін; суттєво підвищить загальноосвітній рівень та розширить професійний світогляд, що сприятиме успіху кар'єри фахівця.

Основні поняття та закони хімії

1. Вступ. Предмет хімії;
2. Основні поняття хімії;
3. Основні закони хімії.

1. Вступ. Предмет хімії

У житті людей хімія відіграє надзвичайно важливу роль і є однією з рушійних сил технічного поступу цивілізації. Немає жодної галузі виробництва, де б не застосовували хімію чи її продукцію: переробка природної сировини дає необхідні матеріали для життєдіяльності людини – метали, скло, кераміку, пластмаси, каучуки, полімери та ін. Використовуючи теоретичні засади, хімія сьогодні забезпечує цілеспрямований синтез нових речовин з унікальними і корисними властивостями.

Хімія – наука про склад, будову і властивості речовин: про їхні перетворення, про залежність властивостей від складу і будови речовин, про взаємодію, добування і використання речовин.

Предмет хімії – хімічні елементи та їхні сполуки, а також закономірності перебігу різноманітних хімічних реакцій. Хімічні реакції – це процеси утворення з простих за складом речовин більш складних, перехід одних складних речовин у інші, розкладання складних речовин на простіші за складом.

Знання з хімії конче необхідні для плідної творчої роботи інженера будь-якої спеціальності. Сучасний інженер має справу зі складними фізико-хімічними процесами та різними конструкційними матеріалами, властивості яких він повинен добре знати.

Майбутній розвиток техніки можуть забезпечувати лише нові технології, виробництво нових матеріалів, їх обробка, математичне моделювання хімічних та фізико-хімічних процесів атомно-молекулярного рівня, керування цими перетвореннями. Міждисциплінарне вивчення цих процесів для ґрунтовної спеціалізації – формула підготовки сучасного спеціаліста. Отже, у технічних вузах необхідне поглиблене вивчення хімії. Студент має ґрунтовно проникати в таємниці процесів і глибоко розуміти їх. Це дасть йому можливість у майбутньому вирішувати складні питання технології на науковій основі. Знання з хімії повинні базуватись на експериментальних фактах, теоретичних висновках та основних законах природи.

2. Основні поняття хімії.

Атом – найменша елементарна нейтральна частинка хімічного елемента, що є носієм усіх його властивостей. Атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно зарядженої електронної оболонки (рис. 1.1).

До складу атомного ядра входять ядерні частинки нуклони. **Нуклони** – це позитивно заряджені протони й електронейтральні нейтрони. Електронна оболонка, розмір якої визначає радіус усього атома, – це сукупність електронів. Кількість протонів в атомі завжди рівна кількості електронів. Завдяки рівності за абсолютною величиною зарядів протонів і електронів атом є електронейтральною частинкою.

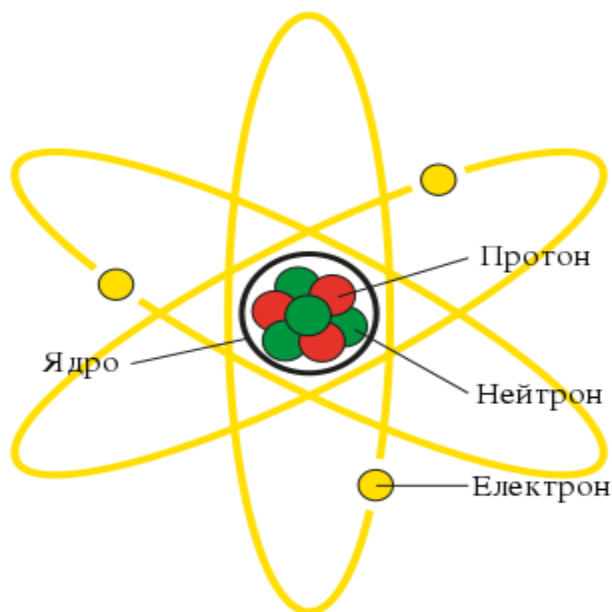


Рис. 1.1. Спрощена модель будови атома

Маси протону і нейтрону є майже однаковими, а маса електрона у 1836 разів меншої від їх мас, тому уся маса атома фактично зосереджена в його ядрі.

Кількісними характеристиками атома є заряд ядра і відносна атомна маса A_r .

Ці величини зазначаються у періодичній системі елементів. Відповідно до закону Мозлі заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента.

Зважаючи на дуже малу масу атомів, їх масу прийнято вимірювати в атомних одиницях маси. 1 а.о.м. ($1,66 \cdot 10^{-27}$ кг) – це 1/12 маси атома Карбону.

Відносна атомна маса A_r – це фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома елемента до однієї дванадцятої маси атома Карбону.

Маси атомів в одиницях а.о.м. наведені в таблиці періодичної системи елементів (ПСЕ).

Йон – це заряджена частинка, яка утворюється при відщепленні або приєднанні електронів атомами (рис.1.2). Позитивно заряджені йони називаються катіонами, негативно заряджені – аніонами.

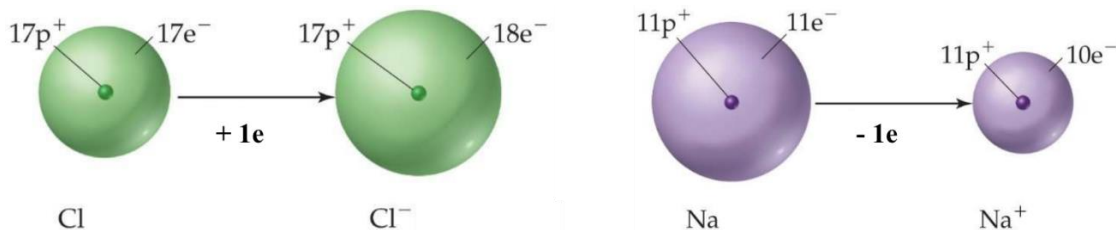


Рис.1.2. Схема утворення йонів.

Хімічний елемент – сукупність атомів з певним зарядом ядра (протонним числом) і однаковими властивостями.

Нині відомо 118 хімічних елементів: з них 89 виявлені у природі, а інші отримані штучно під час ядерних реакцій. Кожен хімічний елемент має власну назву та символ, які записуються з великої літери. До прикладу, Fe – Ферум, O – Оксиген, C – Карбон тощо.

Носієм властивостей хімічних елементів є атом. Основною кількісною характеристикою елемента є заряд ядра його атомів Z , що збігається з порядковим номером елемента.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка здатна до самостійного існування, і зберігає хімічні властивості речовини.

Молекули складаються з атомів, які сполучені між собою хімічними зв'язками у певній послідовності і певним чином орієнтовані у просторі (рис.1.3).



Рис.1.3. Схематичні моделі молекул

Відносна молекулярна маса M_r – це відношення середньої маси молекули речовини до $1/12$ маси атома Карбону. Цю величину обчислюють складаючи відносні атомні маси елементів, які входять до складу молекули.

Будь яка речовина є сукупністю атомів, молекул або йонів. Тому за складом речовини поділяють на **прості** і **складні**. Прості речовини складаються з атомів одного хімічного елемента, складні – з різних.

На сьогодні налічують понад 500 простих речовин, а елементів відомо усього 118. Така розбіжність пояснюється явищем алотропії.

Алотропія – це здатність елемента утворювати декілька простих, відмінних за властивостями речовин, які називаються **алотропними модифікаціями**, або **алотропами**. До прикладу, елемент Оксиген утворює два алотропи: кисень O_2 і озон O_3 ; елементи Фосфор P, Сульфур S – по декілька алотропних модифікацій. Елемент Карбон C утворює такі алотропні модифікації: алмаз, графіт, карбін та фулерен.

Одною з основних фізичних величин є кількість речовини.

Кількість речовини – це фізична величина, що визначається кількістю часток – структурних елементів речовини (молекул, атомів, йонів). Одиницею кількості речовини є моль.

Моль – це кількість речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць, тобто атомів, молекул або йонів. Величину $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ називають **сталю Авогадро**. Масу речовини, що взята в кількості 1 моль, називають **молярною масою** і позначають літерою M .

Хімічні реакції – це процеси перетворення одних речовин на інші, що відрізняються від вихідних за складом і властивостями, якщо при цьому не відбувається зміни складу ядер атомів.

3. Основні закони хімії.

До основних законів хімії належать наступні закони:

Закон збереження маси (відкритий М.В. Ломоносовим у 1748 р.): «Маса речовин, що вступають в хімічну реакцію дорівнює масі речовин, що утворюються в

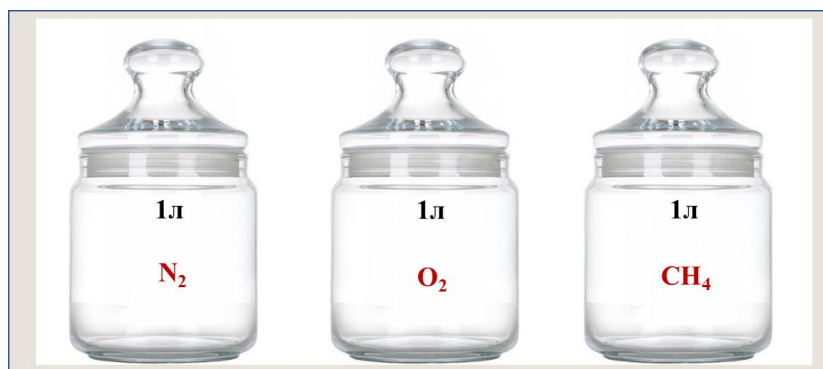
результаті цієї реакції». У 1789 р. закон збереження маси незалежно від М.В. Ломоносова відкрив А. Лавуаз'є, який довів, що підчас реакції залишається сталою не тільки загальна маса речовини, а й маса кожного з елементів речовин, що взаємодіють. Цей закон є фундаментальним законом природи.

У 1842 р. Майєр відкрив другу частину фундаментального закону природи – **закон збереження енергії** : «Енергія не виникає і не зникає безслідно, а лише перетворюється з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях».

Закон кратних відношень (встановлений Дж. Дальтоном у 1803 р.): «Якщо два елементи утворюють між собою кілька сполук молекулярної будови, та маси одного елемента, що приходяться на певну масу другого елемента, відносяться в цих сполуках між собою як цілі числа».

Закон сталості складу (сформульований Ж. Прустом у 1808 р.): «Хімічні сполуки з молекулярною будовою незалежно від способу їх добування мають сталий якісний і кількісний склад, причому відносні кількості атомів в молекулі виражаються цілими числами».

Закон Авогадро (відкритий Авогадро у 1811 році): «В однакових об'ємах будь-яких газів за однакових зовнішніх умов міститься однакове число молекул» (рис.1.4).



N (молекул газу) = const за умови $P, V, T = \text{const}$

Рис. 1.4. Закон Авогадро

Із закону Авогадро можна зробити два висновки:

– 1 моль будь-якого газу за сталих умов завжди займає один і той самий об'єм (за н.у. цей об'єм дорівнює 22,4 л);

– густини двох газів за однакових умов прямо пропорційні їх молярним масам.

Рівняння стану газу Менделєєва – Клапейрона має вигляд:

$$pV = \frac{m}{M} \cdot RT, \quad (1.1)$$

де V – об'єм газу, м^3 ; p – тиск, Па; T – температура, К; m – маса газу, г; M – молярна маса газу, г/моль; $R = 8,31 \text{ Дж/град} \cdot \text{моль}$ – універсальна газова постійна.

Закон еквівалентів (відкрити Ріхтером 1792 – 1794 р.р.): «Речовини реагують між собою у кількостях, що пропорційні молярним масам їх еквівалентів».

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E_1}}{M_{E_2}} \quad (1.2)$$

де m_1 і m_2 – маси реагуючих речовин, M_{E_1} і M_{E_2} – молярні маси їх еквівалентів.

Закон еквівалентів широко застосовують під час хімічних розрахунків.

Еквівалентом елементу називають таку його кількість, що сполучається з одним молем Гідрогену або заміщує його у хімічних реакціях. Еквівалент речовини може мати різні значення в залежності від того, в яку реакцію вступає ця речовина.

Еквівалент – це фактично одна частка молекули чи іншої частинки, яка відповідає одному атому Н чи йону H^+ (рис.1.5).

Число, що показує, яка частина молекули чи іншої частинки речовини відповідає еквіваленту, називається фактором еквівалентності f_E .

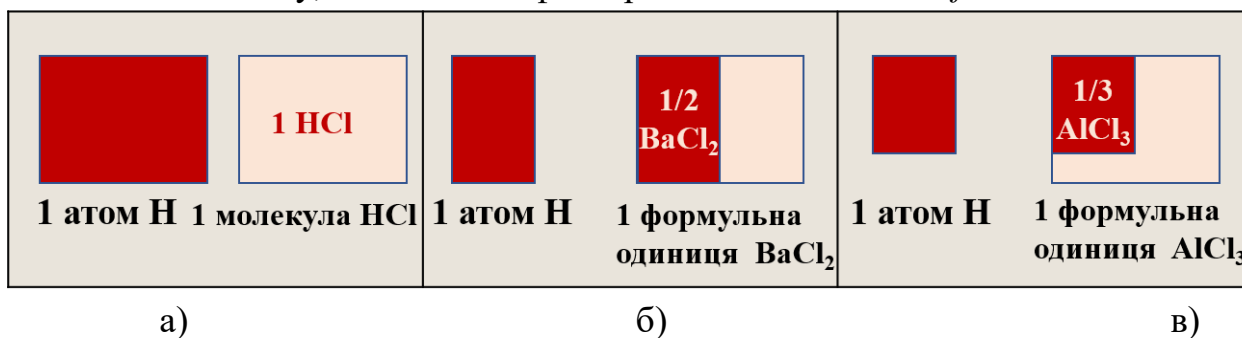


Рис.1.5. Еквівалент і фактор еквівалентності: а) $f_E(HCl) = 1$; б) $f_E(BaCl_2) = 1/2$; в) $f_E(AlCl_3) = 1/3$.

Кількість еквіваленту вимірюється в молях, як і будь-яка кількість речовини. Маса 1 моль еквіваленту називають **молярною масою еквівалента**.

Молярна маса еквівалента елемента дорівнює відношенню атомної маси елемента до його валентності в даній сполуці:

$$M_E(E) = A_r(E) / V, \text{ де } V - \text{валентність.}$$

$$M_E(Cl) = 35,45 \text{ г/моль-екв, } M_E(S) = 32/2 = 16 \text{ г/моль-екв, } M_E(C) = 12/4 = 3 \text{ г/моль-екв.}$$

Молярна маса еквівалента кислоти рівна

$$M_E = M / \text{основність (г/моль-екв).}$$

$$M_E(HCl) = 36,5/1 = 36,5 \text{ г/моль-екв,}$$

$$M_E(H_2SO_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль-екв,}$$

$$M_E(H_3PO_4) = 98/3 = 32,67 \text{ г/моль-екв.}$$

Молярна маса еквівалента основи

$$M_E = M / \text{кислотність (г/моль).}$$

$$M_E(NaOH) = 40 \text{ г/моль-екв,}$$

$$M_E(Ba(OH)_2) = 137/2 = 85,5 \text{ г/моль-екв.}$$

Молярна маса еквівалента солі

$$M_E = M / \text{Взаг (г/моль-екв).}$$

$$M_E(NaCl) = 58,5 \text{ г/моль-екв,}$$

$$M_E(CaCO_3) = 100/2 = 50 \text{ г/моль-екв,}$$

$$M_E(AlCl_3) = 133,5/3 = 44,5 \text{ г/моль-екв.}$$

Лекція 2

Електронна будова атома. Періодичний закон і періодична система.

1. Перші моделі будови атома;
2. Хвильові властивості електрона;
3. Електронна будова атома та стан електронів у атомі;
4. Періодична система елементів Д. І. Менделєєва.

1. Перші моделі будови атома.

Сучасне вчення про будову атомів стало розвиватися після відкриття і вивчення властивостей електрона та явища радіоактивності. Було встановлено, що електрон має негативний заряд $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, який є найменшим елементарним зарядом і тому прийнятий за відносну одиницю (-1). Маса електрона ($9,1 \cdot 10^{-31}$ кг) становить 1/1837 маси атома Гідрогену.

Першою моделлю будови атома була **модель Томсона (Джозеф Томсон, 1903р.)**

Атом уявляв у вигляді суцільної позитивно зарядженої сфери, в якій розміщені незначні за розмірами електрони. Електрони в атомі розташовані пошарово і хімічні властивості елементів визначаються лише зовнішнім шаром електронів. Модель була здатна пояснити лише деякі властивості атома (випромінювання, розсіювання, поглинання світла).

Першу наукову теорію будови атомів запропонував у **1911 р. англійський вчений Е. Резерфорд (планетарна модель)** (1871-1937), який вивчав походження α -променів (спрямований потік ядер гелію ${}^4_2\text{He}^{2+}$) крізь металічні пластинки з олова або золота. Було зроблено висновок, що практично вся маса атома зосереджена в дуже малому об'ємі, названому ядром, а основний об'єм атома заповнений легкими частинками – електронами. Ядро має позитивний заряд, його радіус становить $10^{-5} \dots 10^{-4}$ радіуса атома. Рух електрона навколо ядра уявлявся аналогічним руху планет навколо Сонця, незважаючи на величезну різницю у розмірах цих систем. Тому запропоновану модель будови атома назвали *планетарною*. Уявлення Резерфорда про ядро і електронну оболонку атома – важливий внесок у розвиток науки.

Однак запропонована Е.Резерфордом модель атома не конкретизувала форми і положення у просторі орбіт, якими рухаються електрони; деякі її положення суперечили висновкам класичної електродинаміки. Теорія Е.Резерфорда також не могла пояснити, чому світло, що випромінюється збудженими атомами, має не суцільний, а лінійчатий спектр; чому електрон, який рухаючись постійно втрачає енергію і не падає на ядро?

Подальшого розвитку теорія будови електронної оболонки набула в працях датського **вченого Н.Бора** (1885-1962). Більш відома нам ця теорія під назвою **постулатів Бора (1913р.)** Під час розробки теорії Н.Бор використав висунуте німецьким вченим М.Планком (1858-1947) положення про те, що енергія

випромінюється не суцільним потоком, а певними порціями (квантами). Енергія кванта залежить від частоти коливань ν :

$$E = h \cdot \nu,$$

де h – стала Планка, яка дорівнює $6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с, а ν змінюється в широких межах, в залежності від чого змінюється енергія випромінювання.

Н. Бор висловив думку, що кванти випромінюються атомом, коли електрони переходять з однієї орбіти на іншу. Щоб пояснити випромінювання атомами квантів з певною енергією, що відповідають утворенню відповідних ліній у спектрі, треба було припустити існування в атомах стаціонарних орбіт з певним запасом енергії. Н. Бор сформулював два постулати (положення), які лягли в основу його теорії будови атома:

1. Електрон в атомі не випромінює енергію, якщо рухається особливими або квантовими орбітами, на яких його момент кількості руху дорівнює $n \cdot \frac{h}{2\pi}$, де n – номер орбіти.

2. Перехід електрона з більш віддаленої на ближчу до ядра нижчу орбіту атома з меншою енергією супроводжується випромінюванням порції енергії, яка дорівнює різниці енергій електрона на цих орбітах: $h\nu = E_2 - E_1$. Для зворотного переходу з нижчої орбіти на вищу треба таку ж кількість енергії затратити.

Теорію Бора не можна було застосувати до багатоелектронних атомів, оскільки вона враховувала лише корпускулярні властивості електрона, тим часом як електрон має властивості не тільки матеріальної частинки, а й хвилі.

2. Хвильові властивості електрона.

Теорія Бора була зручною та наочною, проте її успіхи обмежувались лише атомом Гідрогену. Виявилось, що теорія не враховувала електростатичні сили відштовхування, які діють в багатоелектронних системах. Окрім того, Бор розглядав електрон лише як матеріальну частинку.

Сучасна теорія будови атома ґрунтується на законах *квантової механіки* – науки, яка вивчає рух мікрооб'єктів у силових полях.

У 20-х роках ХХ століття завдяки роботам де Бройля, Шредінгера та Гейзенберга були розроблені основи теорії про корпускулярно-хвильову природу світлового випромінювання.

Французький вчений Луї де Бройль припустив, що двоїста корпускулярно-хвильова природа властива всім матеріальним частинкам, тобто будь-якій частинці з масою m і швидкістю руху ν відповідає хвильовий процес, довжина хвилі якого визначається співвідношенням:

$$\lambda = \frac{h}{m\nu}.$$

Двоїстість властивостей електрона виявляється в тому, що він з одного боку має властивості частинки (певну масу спокою), а з другого боку його рух можна описати певною амплітудою, довжиною хвилі, частотою коливань.

Отже, електрон одночасно володіє як властивостями матеріальної частинки так і хвилі.

Електрон рухається по всьому об'єму атома і може перебувати в будь-якій частині простору навколо ядра. Не можна говорити про якусь певну траєкторію руху електрона, можна лише судити про той чи інший ступінь ймовірності перебування електрона в даній точці простору. Цю ймовірність визначають за допомогою хвильового рівняння Шредингера:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m_e}{h^2} (E - U) \psi = 0;$$

m_e – маса електрона;

h – стала Планка;

E – повна енергія електрона;

U – потенціальна енергія електрона;

ψ – хвильова функція.

У процесі розв'язання хвильового рівняння знаходять значення хвильової функції ψ (пси) у різних точках навколоядерного простору $\psi(x, y, z)$. Квадрат хвильової функції $|\psi|^2$ є пропорційним ймовірності перебування електрона в даному елементарному об'ємі з координатами x, y, z . Розподіл ймовірностей перебування електрона в навколоядерному просторі зображають у вигляді *електронної хмари*, густина якої на різних ділянках пропорційна ймовірності перебування там електрона.

У 1925 році Гейзенберг запропонував **принцип невизначеності**, згідно з яким не можна одночасно встановити місце положення електрона в просторі і його швидкість або імпульс.

Як модель стану електрона прийнято уявлення про електронну хмару, густина відповідних ділянок якої пропорційна ймовірності перебування там електрона. Максимальна густина відповідає найбільшій ймовірності перебування електрона.

Простір навколо ядра, в якому найбільш ймовірне перебування електрона, називають орбіталлю.

3. Електронна будова атома та стан електронів у атомі.

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.

Отже, *порядковий номер* елемента – визначає величину позитивного заряду ядра, число протонів у ядрі та число електронів у нейтральному атомі. За місцем елемента у періодичній системі легко встановити будову його атома, наприклад:

масове число $\leftarrow 40$
 порядковий номер $\leftarrow 20$ ${}^{40}_{20}\text{Ca} (20p; 20n) 20\bar{e}$.

Загальне число протонів Z і нейтронів N дорівнює масовому числу A , що відповідає атомній масі ізотопу (табл. 1.1).

Таблиця 1.1

Характеристика основних складових частин атома

Назва	Символ	Маса (а.о.м.)	Заряд	Кількість в атомі
1. Ядро				
Протон	1_1p	1	+1	Z
Нейтрон	1_0n	1	0	$N = A - Z$
2. Електронна оболонка				
Електрон	\bar{e}	1/1836	-1	Z

Ізотопи – різновиди атомів одного елемента, які мають однакові заряди ядер, але різні масові числа. Ізотопи відомі для всіх елементів.

Наприклад, ізотопи кальцію: ${}^{40}_{20}\text{Ca} (20p; 20n)$ і ${}^{42}_{20}\text{Ca} (20p; 22n)$.

Атомна маса елемента – це середнє арифметичне значень масових чисел всіх його природних ізотопів з урахуванням їх поширеності.

Ізобари – елементи, які мають однакові масові числа, але різні заряди ядер:

${}^{39}_{20}\text{Ca} (20p; 19n) 20\bar{e}$; ${}^{39}_{21}\text{Sc} (21p; 18n) 21\bar{e}$.

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 $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$.

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:

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

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

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

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

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.

Електрони, що знаходяться на одному енергетичному підрівні по різному взаємодіють з магнітним полем атома. Електромагнітні властивості електрона визначає магнітне квантове число.

Магнітне квантове число m_l показує орієнтацію електронної орбіталі у просторі (рис. 1.6). Може набувати значень від $-l$ до $+l$:

$$m_l = -l \dots 0 \dots +l$$

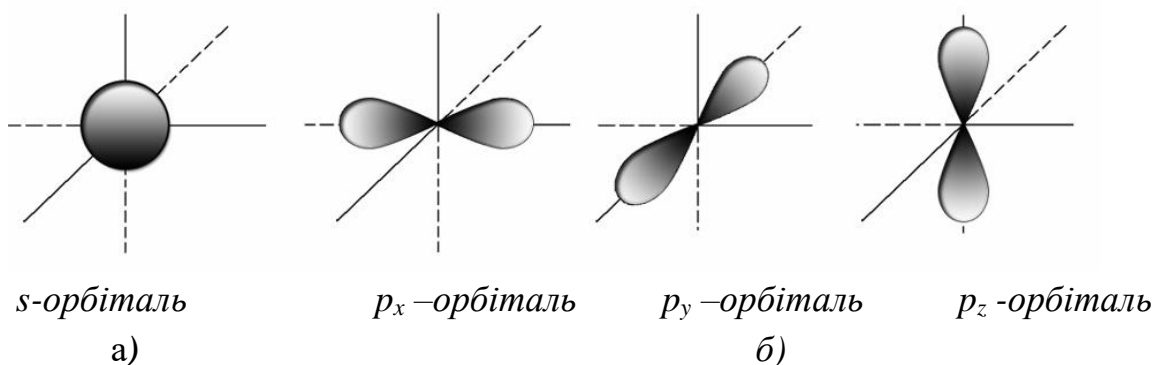


Рис. 1.6. Напрявленість в просторі атомних орбіталей: а – s -орбіталь; б – p -орбіталь.

Сума значень m_l визначає число орбіталей даного виду. Наприклад:

$$l = 0(s); \quad m_l = 0 \quad (\text{одна } s\text{-орбіталь})$$

$$l = 1(p); \quad m_l = -1; 0; 1 \quad (\text{три } p\text{-орбіталі})$$

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

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

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

Спінове квантове число m_s – визначає момент кількості руху електрона під час його руху навколо власної осі. Приймає два значення:

$$m_s = -1/2; \quad m_s = +1/2$$

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.

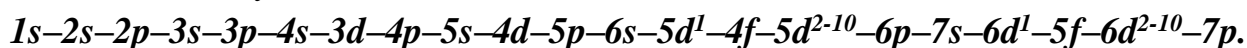
Орбіталь з 2-ма електронами, спіни яких протилежні – квантова комірка.

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:

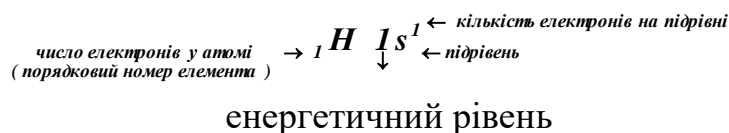


Правило Гунда

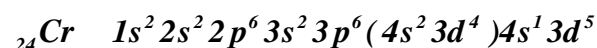
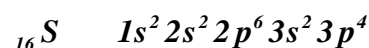
У межах даного підрівня електрони розміщуються так, щоб модуль суми їх спінових чисел був максимальним. Тому електрони на підрівні займають орбіталі спочатку по одному на орбіталь, а потім – по двох.

Електронні формули атомів

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



Електронні формули атомів Сульфуру і Хрому:



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



4. Періодична система елементів Д. І. Менделєєва.

Періодичний закон є одним з найважливіших законів природи. Честь відкриття періодичного закону належить великому російському хіміку Д.І. Менделєєву (1869 р.). 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.

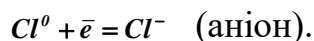
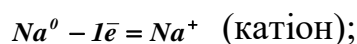
d- елементи – перехідні метали. У низьких ступенях окиснення (+1, +2, +3) їх оксиди і гідроксиди основні, у вищих ступенях окиснення (+5, +6, +7, +8) – оксиди та гідроксиди кислотні. У проміжних ступенях окиснення (+3, +4) оксиди та гідроксиди переважно мають амфотерний характер.

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 газы, через завершеність зовнішнього енергетичного рівня вони не утворюють сполук валентного характеру.

Будова електронних оболонок атомів, на відміну від атомних ядер, може досить легко змінюватися: зовнішній енергетичний рівень може і поповнюватися

електронами і втрачати їх. При цьому електронейтральний атом перетворюється у заряджену частинку – іон. Наприклад:



Енергія, яку необхідно затратити для відриву електрона від атома називається *енергією іонізації* (I , кДж/моль, еВ/атом). Наступний електрон відірвати від додатньо зарядженого катіона трудніше, тому:

$$I_1 < I_2 < I_3.$$

Приєднання електрона до атома супроводиться виділенням енергії. Енергія, яка виділяється при приєднанні електрона до атома, називається *енергією спорідненості до електрона* (ε , кДж/моль).

Електронегативність атома (E) – середнє арифметичне значень його енергії іонізації та енергії спорідненості до електрона.

Використовують значення відносних електронегативностей, які перераховані по відношенню до електронегативності літію, фтору чи актинію.

Відносна електронегативність характеризує здатність атома утримувати електрон.

Із збільшенням порядкового номера елемента у *групах* зростає атомний радіус, тому енергія іонізації і енергія спорідненості до електрона зменшуються, отже, зменшується і електронегативність.

У *періодах* збільшення порядкового номера (тобто позитивного заряду ядра) при збереженні кількості ергетичних рівнів приводить до зменшення атомних радіусів. Тому по періоду енергія іонізації, спорідненість до електрона та електронегативність зростають.

Така зміна енергетичних характеристик атомів визначає зміну хімічних властивостей елементів. Металічні властивості, які оцінюються здатністю віддавати електрони (відновлююча здатність) посилюються по групах і послаблюються по періодах. Здатність приєднувати електрони – окисна здатність, властива для неметалів; вона, навпаки, по групах зменшується, а в періодах – зростає. Чим менша електронегативність атома, тим сильніші металічні властивості проявляє елемент.

Лекція 3

Хімічний зв'язок

1. Причини утворення хімічного зв'язку та його типи.
2. Характеристики хімічного зв'язку;
3. Зв'язок між типом хімічного зв'язку, будовою речовини та її фізичними властивостями.

1. Причини утворення хімічного зв'язку та його типи.

У природі будь-яка матеріальна система спонтанно намагається досягти стану, що характеризується мінімальною потенціальною енергією, тобто **стану максимальної стабільності**.

Зв'язок, що утворюється між атомами однакових або різних елементів для досягнення енергетично стабільного стану **називається хімічним зв'язком**.

За рахунок наявності зарядів протилежного знаку між двома атомами виникають сили притягання (ядро-електрони) і відштовхування (ядро-ядро; електрони-електрони) (рис. 1.7). Зрозуміло, що система буде стійкою, якщо сили притягання переважають над силами відштовхування.



Рис. 1.7. баланс сил притягання та відштовхування під час утворення хімічного зв'язку.

Отже, **рушійною силою утворення хімічного зв'язку є прагнення ізольованих атомів до виграшу в енергії, який досягається при їх об'єднанні в систему; стійкість системи забезпечується виникненням області підвищеної густини негативного електричного заряду в між'ядерному просторі.**

При утворенні хімічного зв'язку найважливішими є електрони зовнішнього шару, тобто валентні електрони, які утримуються ядром найменш міцно. Саме тому будова електронної конфігурації атомів є визначальним чинником при утворенні хімічного зв'язку. Для пояснення причин утворення зв'язку Льюїс запропонував **правило октету: Найбільш стабільними й енергетично вигідними є зовнішні оболонки атомів, які мають електронні конфігурації благородних газів, тобто такі, що містять два (у випадку найближчого до ядра енергетичного рівня) або вісім електронів.**

Розрізняють п'ять основних типів зв'язку : ковалентний, йонний, металевий, водневий і ван-дер-ваальсовий (рис.1.8).

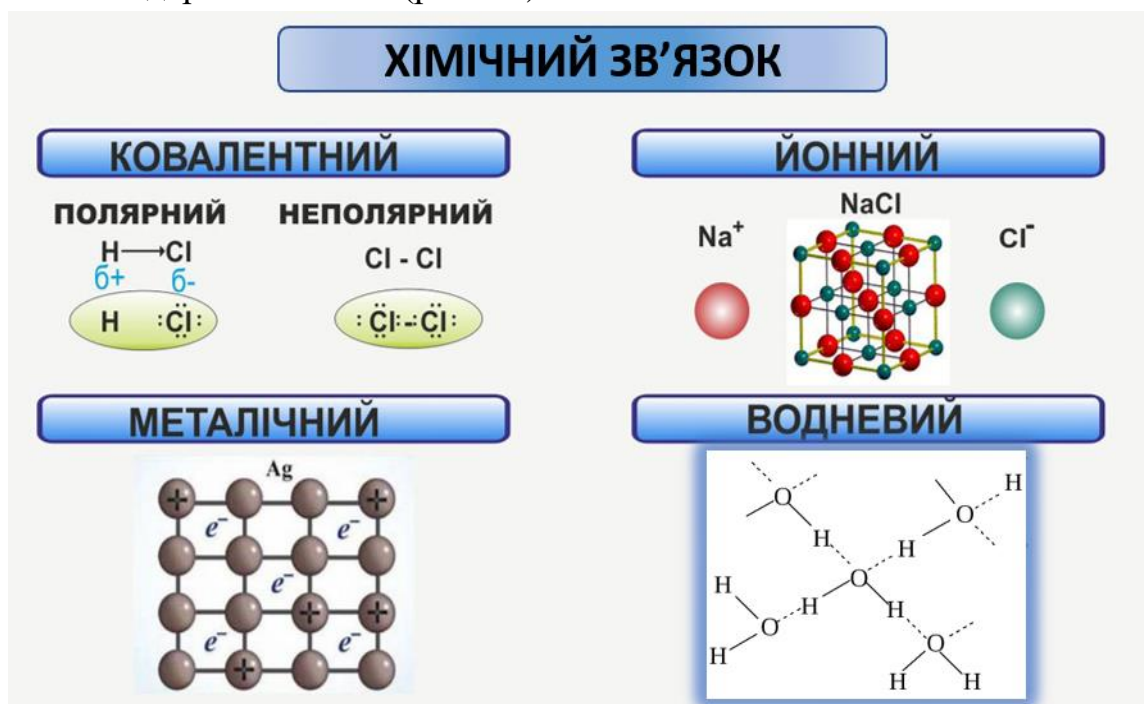


Рис.1.8. Основні типи хімічного зв'язку.

Основним типом внутрішньомолекулярного хімічного зв'язку є **ковалентний**. Це зв'язок, який формується за допомогою спільних електронних пар.

Спільна електронна пара може однаково належати атомам, що взаємодіють між собою або зміщуватись в той чи інший бік, залежно від природи атомів, які взаємодіють між собою. Для оцінки здатності атома елемента відтягувати до себе електрону густину, користуються значенням відносної електронегативності (ЕН). Чим більше значення ЕН атома, тим сильніше він притягує спільні електронні пари. Якщо в сполуці з ковалентним зв'язком спільна електронна пара рівновіддалена від обох атомів, то такий зв'язок називають неполярним. Якщо ж спостерігають несиметричний розподіл електронної густини між атомами з різною ЕН зв'язок стає полярним. З ростом ΔEN ступінь ковалентності зв'язку зменшується і зростає ступінь йонності зв'язку. У крайньому випадку такий зв'язок стає йонним.

Йонний зв'язок – міцний хімічний зв'язок, що утворюється між атомами, які мають суттєву відмінність у значенні електронегативності ($\Delta EN > 1,7$ за Полінгом) в результаті зміщення електронної густини до найбільш електронегативного атома. Між утвореними йонами виникає значне електростатичне притягання, утворюється йонний зв'язок.

Повного 100% зміщення електронної густини до атома з більшою ЕН не відбувається навіть в найбільш сполуках, з найбільш вираженим йонним характером. Це пояснюють, зокрема, впливом зарядів йонів, що утворилися, на електронні оболонки один одного, тобто їх взаємною поляризацією.

Основними характеристиками йонного зв'язку, на відміну від ковалентного, є ненапрявленість і ненасичуваність. Усі сполуки йонного типу мають високу розчинність в полярних розчинниках (вода, кислоти і т. д.).

Металевий зв'язок. У вузлах кристалічних ґраток металів знаходяться позитивні йони, а в міжвузлях – валентні електрони ("електронний газ", усупільнені електрони), за рахунок яких утримується зв'язок між йонами. Усупільнені електрони здатні легко переміщуватися усередині кристалу. Навіть незначне прикладене збудження призводить до міграції електронів. Цим пояснюють високу тепло- і електропровідність металів.

Ван-дер-ваальсовий зв'язок – це найбільш універсальний вид міжмолекулярної взаємодії. Він відноситься до зв'язку невалентного типу, що виникає без передачі атомами електронів. Міжмолекулярні взаємодії здійснюються за допомогою кулонівських сил взаємодії між електронами і ядрами однієї молекули і ядрами та електронами іншої.

Можна виділити наступні сили, які здійснюють міжмолекулярну взаємодію: орієнтаційні (диполь-дипольна між полярними молекулами), індукційні, або поляризаційні (вплив полярної молекули на неполярну) і дисперсійні (проявляються під час взаємодії частинок за рахунок виникнення миттєвих мікродиполів, індукованих рухом електронів і коливанням ядер). Міжмолекулярна взаємодія не належить до хімічних зв'язків валентного типу. Вона зумовлює тільки зміну агрегатного стану, тобто перетворення речовини із газоподібного стану в рідкий та твердий і навпаки.

Водневий зв'язок (Н-зв'язок) є важливим типом міжмолекулярної взаємодії. Цей зв'язок виникає між молекулами, в яких атом Гідрогену зв'язаний з атомами, що мають високе значення електронегативності та порівняно невеликий радіус (F, O, N). Між такими молекулами виникають додаткові хімічні зв'язки невалентного типу, що називаються водневими.

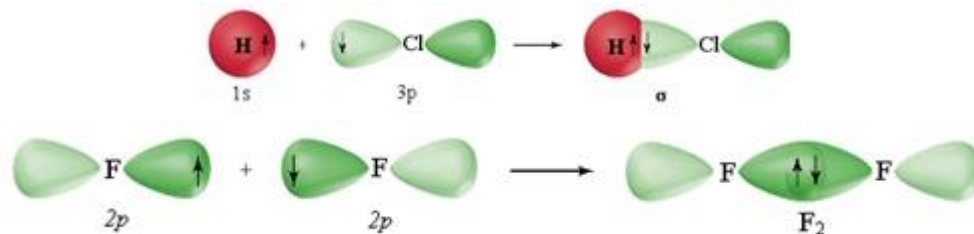
Утримуються такі зв'язки за рахунок сил електростатичного притягання. Чим більшою є ЕН елемента-партнера і меншим його розмір, тим міцнішим є утворений водневий зв'язок. Н-зв'язок є значно слабшим за ковалентний і тому легко руйнується.

2. Характеристики хімічного зв'язку.

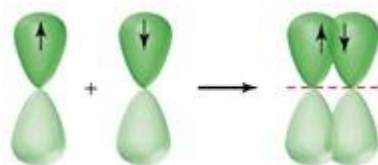
Хімічний зв'язок в молекулах зумовлений перекриванням валентних орбіталей взаємодіючих атомів і супроводжується зменшенням повної енергії системи. В залежності від способу перекривання і симетрії орбіталі, що утворюється, розрізняють σ -, π - і δ -зв'язки.

σ -Зв'язок (сигма-зв'язок) утворюється в результаті перекривання електронних орбіталей уздовж лінії, що з'єднує центри атомів. У випадку σ -зв'язку відбувається максимальне перекривання орбіталей і тому, саме σ -зв'язок відповідає за геометрію молекули.

Між двома атомами можливий тільки один σ -зв'язок:



π -Зв'язок (пі-зв'язок) виникає в результаті перекривання атомних орбіталей вздовж ліній, перпендикулярних тій, що з'єднує центри атомів (тобто ділянка перекривання знаходиться над і під лінією, що з'єднує центри атомів):



В результаті додаткового перекривання атомних орбіталей за рахунок π -зв'язку між атомами виникають кратні зв'язки: одинарний (F – F); подвійний (O=O); потрійний (N≡N).

Гібридизація – процес перебудови (вирівнювання) різних за формою і енергією валентних атомних орбіталей під час утворення зв'язків в молекулі. *Гібридні* орбіталі (ГО) мають однакову форму і енергію. В порівнянні з орбіталями хімічно незв'язаного атома вони є більш витягнутими у напрямі утворення хімічних зв'язків, що сприяє кращому перекриванню електронних орбіталей і утворенню міцнішого зв'язку.

Розрізняють: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d і sp^3d^2 гібридні орбіталі, де літери s, p і d показують вид гібридизованих орбіталей, а верхній індекс – число орбіталей даного виду(табл. 1.2).

Таблиця 1.2

Основні типи гібридизації

Структура			
Сполука	BeCl ₂	BH ₃	CH ₄
Число електронних пар	2	3	4
Тип гібридизації	sp	sp^2	sp^3
Просторова конфігурація	лінійна	кутово-площинна	просторова

Під час sp -гібридизації гібридизується одна s - і одна p -орбіталь з утворенням двох гібридних орбіталей. sp -Орбіталь здатна до більш глибокого перекриття, утворює більш вигідний у енергетичному відношенні зв'язок. Валентний кут дорівнює 180° . Просторова конфігурація - лінійна.

В результаті sp^2 -гібридизації гібридизується одна s - і дві p -орбіталі, розміщені в одній площині з валентним кутом 120° . Просторова конфігурація – кутово-площинна.

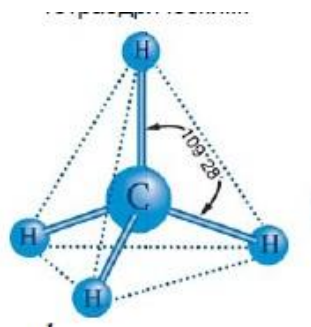
Під час sp^3 -гібридизації гібридизується одна s - і три p -орбіталі, найбільш симетричною є тетраедрична конфігурація гібридних орбіталей з валентним кутом $109^\circ 28'$.

Гібридизація підвищує міцність зв'язку. Наприклад, в результаті sp^3 -гібридизації – у два рази більше відносно s - s зв'язку.

Хімічний ковалентний зв'язок характеризується *довжиною, валентним кутом і енергією*.

Довжина зв'язку – відстань між ядрами атомів, що утворюють сполуку. Довжини зв'язків зазвичай знаходяться в межах від 0,1 до 0,27 нм ($H_2 - 0,075$; $N_2 - 0,110$; $O_2 - 0,121$, $I_2 - 0,267$). Зміна довжин зв'язків в схожих сполуках пов'язана зі зміною ефективних радіусів елементів, що входять в ці сполуки, наприклад, для HF , HCl , HBr і HI довжини зв'язків змінюються відповідно: 0,100; 0,127; 0,141; 0,162 нм.

Валентний кут – кут між уявними лініями, що з'єднують центри атомів у напрямі дії хімічного зв'язку :



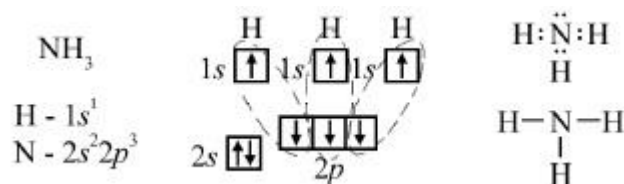
Валентні кути, як і довжини зв'язків, експериментально визначають з високою точністю.

Характеристикою міцності хімічного зв'язку є **енергія зв'язку $E_{зв}$** – енергія, яка необхідна для розриву (дисоціації) зв'язків в молекулі з одержанням нейтральних атомів. Вимірюється в електронвольтах (eV) для одного зв'язку або в кДж/моль для одного моля зв'язків. Так, енергія зв'язку $H-H$ в молекулі H_2 рівна 435 кДж/моль, а середня енергія одного зв'язку $C-H$ у багатоатомній молекулі CH_4 рівна $E_{дисс}(CH_4)/4 = 1648/4 = 412$ кДж/моль.

Розрізняють два механізми утворення ковалентного зв'язку – обмінний і донорно-акцепторний.

У випадку **обмінного (спінового) механізму** в утворенні зв'язку беруть участь *неспарені електрони* взаємодіючих атомів. Кожен атом дає по одному

неспареному електрону з антипаралельними спінами в загальну електронну пару, що забезпечує одинарний зв'язок:



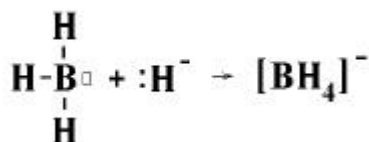
Число неспарених електронів може збільшитися в результаті збудження атома. Наприклад, атом Карбону за рахунок двох неспарених електронів може утворити тільки два ковалентні зв'язки. Але, якщо атому Карбону надати деяку додаткову енергію, то один з 2s-електронів перейде на вільну 2p-орбіталь і неспарених електронів стане вже чотири. У такому стані атом Карбону може утворити чотири ковалентні зв'язки, наприклад, з атомами Гідрогену.

У атомів N, O, F такої можливості немає через відсутність вакантних орбіталей на валентному рівні, тому їх максимальна валентність за обмінним механізмом (валентність) відповідно дорівнює 3, 2, 1.

Отже, валентність елемента за обмінного механізму утворення зв'язку визначається числом неспарених електронів в основному (E) і збудженому станах (E*) атома.

Донорно-акцепторний механізм. Один атом (донор) надає електронну пару, а інший атом (акцептор) надає для цієї пари вільну орбіталь.

Донорно-акцепторний механізм реалізується, наприклад, під час взаємодії молекули BH_3 з аніоном $:\text{H}^-$:



Молекула BH_3 виступає як акцептор електронної пари, а гідрид-йон $:\text{H}^-$ в якості "постачальника" електронів – донора. Таким чином, в комплексному аніоні BH_4^- атом Бору утворює ще один четвертий ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом.

Насичуваність ковалентного зв'язку – це здатність атома утворювати лише певну кількість зв'язків, яка залежить від числа неспарених електронів, що є в атомі. Наприклад, атом Карбону у збудженому стані має чотири неспарених електрони, тому може утворювати не більше як чотири ковалентні зв'язки.

Кратність ковалентного зв'язку – ще одна властивість ковалентного зв'язку, яка визначається числом спільних електронних пар, що сполучають два атоми.

Ковалентний зв'язок за кратністю може бути одинарним (простим), подвійним і потрійним.

Зв'язок між двома атомами за допомогою однієї спільної електронної пари називається **одинарний зв'язок** (простий), двох електронних пар – **подвійний зв'язок**, трьох електронних пар – **потрійний зв'язок**.

Полярність – це властивість ковалентного зв'язку, яка характеризує відносну відстань області найщільнішої електронної густини від ядер обох сполучених атомів. Залежно від неї розрізняють полярний і неполярний ковалентні зв'язки.

Неполярний зв'язок (або гомеополярний зв'язок) – це зв'язок, при якому область перекривання електронних орбіталей розміщується симетрично відносно ядер сполучених атомів і однаковою мірою належить обом атомам.

Полярний зв'язок (або гетерополярний зв'язок) – це зв'язок, при якому область перекривання електронних орбіталей несиметрична і зміщена до одного з атомів.

Поляризованість. Електронна густина зв'язку здатна зміщуватися під дією зовнішнього електричного поля, в тому числі й поля іншої молекули або іона.

Зміна полярності зв'язку молекули внаслідок зміщення електронної густини під дією зовнішнього електричного поля іншої молекули (або атома чи атомної групи) називається поляризованість.

Поляризованість молекули залежить від направленості зовнішнього поля і від здатності електронних хмар деформуватися. Під дією зовнішнього поля неполярні молекули стають полярними, а полярні – ще більш полярними, тобто в молекулах індукується диполь, який називається **наведений диполь**, або **індукований диполь**. На відміну від постійних індукованих диполів виникають лише при дії зовнішнього електричного поля.

3. Зв'язок між типом хімічного зв'язку, будовою речовини та її фізичними властивостями.

Залежно від зовнішніх умов речовина може бути у газоподібному, рідкому або твердому стані, що обумовлено природою матеріальних частинок (йони, атоми, прості або полімерні молекули), які утворюють цю речовину, та характеру їх взаємодії.

Кожний агрегатний стан відрізняється від іншого характером руху однієї частинки відносно другої, що залежить в свою чергу від типу взаємодії їх між собою.

Сили взаємодії між молекулами або атомами називаються ван-дер-ваальсовими, вони проявляються у всіх агрегатних станах речовини, обумовлюють можливість перетворення газів в рідину і у твердий стан, їх енергія невелика (~ в 20 разів менше енергії хімічної взаємодії, біля 8-16 кДж/моль). Сили міжмолекулярної взаємодії мають електричну природу, зумовлену взаємодією диполів.

Речовина у газоподібному стані не володіє певною формою і об'ємом, характеризується малою густиною, малою в'язкістю і здатна повністю заповнювати будь-який простір. Стан газу характеризується його температурою, тиском і об'ємом. Газ знаходиться за нормальних умов, якщо його температура 0°C ($273,15^{\circ}\text{K}$), тиск 760 мм рт.ст. (101,325 кПа).

Рідкий стан виникає тоді, коли сили взаємодії між частинками стають достатньо міцними, щоб чинити опір їх хаотичному переміщенню, але все ж недостатніми для того, щоб припинити переміщення однієї частинки відносно іншої.

Кристалічний (твердий) стан характеризується певною орієнтацією частинок однієї відносно іншої. Це визначає і зовнішню форму твердих речовин у вигляді будь-якого багатогранника – кристала.

Відповідно до природи складових частинок, кристалічні ґратки можуть бути йонними, атомними (ковалентними або металічними) і молекулярними.

Властивості твердих речовин визначаються природою частинок, що знаходяться у вузлах кристалічної ґратки, їх розташуванням і типом зв'язків, між цими частинками (табл.1.3).

Таблиця 1.3

Зв'язок будови та властивостей речовин

Тип кристалу	Структурні частинки	Сили між частинками	Властивості	Приклади
Атомний	Атоми	Ван-дер-ваальсова (дисперсійна) взаємодія	М'якість, низька температура плавлення, погані тепло-, та електропровідність	Благородні гази – Ar, Kr, та ін.
Молекулярний	Полярні або неполярні молекули	Ван-дер-ваальсові та водневі зв'язки	Помірна м'якість, температура плавлення від низької до помірно високої, погані тепло- і електропровідність	H ₂ , N ₂ , CH ₄ , цукор, CO ₂
Йонний	Позитивно і негативно заряджені йони	Йонний зв'язок	Твердість і крихкість, висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Типові солі: NaCl, Ca(NO ₃) ₂ та ін
Ковалентний	Атоми	Ковалентний зв'язок	Висока твердість, дуже висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Алмаз, BN, кварц SiO ₂ , карбіди, силіциди
Металевий	Катіони металів у вузлах кристалічн. ґраток	Металічний і ковалентний зв'язок	Ступінь твердості – різна, температура пл. від низької до дуже високої, високі тепло- і електропровідність, ковкість, блиск, пластичність	Усі метали (Fe, Al, Pb, Cu та ін.)

Основні класи неорганічних сполук

1. Оксиди;
2. Основи;
3. Кислоти;
4. Солі.

Класифікація речовин передбачає об'єднання різноманітних та багато чисельних сполук певні групи чи класи, яким притаманні подібні чи спільні властивості.

Усі неорганічні речовини поділяють на прості (складаються з одного виду хімічних елементів) та складні (містять та та більше видів хімічних елементів).

Простих речовин та їх алотропних модифікацій на сьогодні налічують біля п'яти сотень. Прості речовини відповідно до своїх властивостей поділяють на метали і неметали. До неметалів відносять: благородні гази, прості сполуки галогенів та халькогенів (крім полонію), а також азот, фосфор, миш'як, кремній, вуглець, бор, водень. Всі інші прості речовини належать до металів.

До основних класів неорганічних речовин відносять оксиди, кислоти, основи, солі та інші (рис. 1.9).

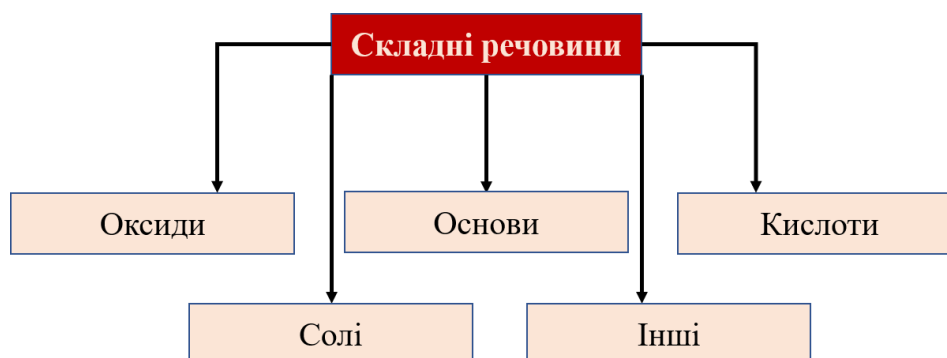


Рис. 1.9. Класифікація складних неорганічних речовин

1. Оксиди. Класифікація, номенклатура, властивості

Оксидами називають складні речовини, які складаються з двох елементів, одним з яких є Оксиген зі ступенем 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 поділяють на солетвірні і несолетвірні. Несолетворні (байдужі) оксиди не утворюють солей внаслідок проходження хімічних реакцій: CO ; SiO ; NO ; N_2O . Оксиди, які під час хімічних реакцій здатні до утворення солей, називаються солетвірними.

За хімічним характером оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні (рис.1.10).

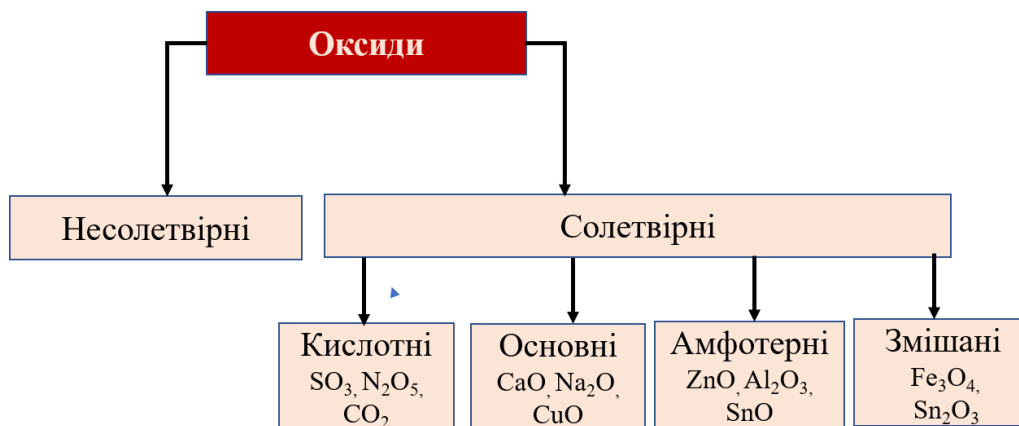
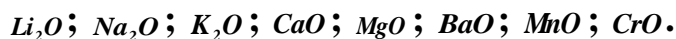


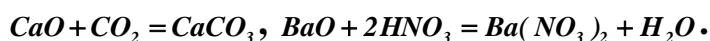
Рис.1.10. Класифікація оксидів.

Назви оксидів утворюють, ставлячи перед словом оксид назву елемента в називному відмінку. Якщо елемент має змінну валентність, то в дужках вказують валентність елемента римською цифрою. До прикладу, FeO – ферум (II) оксид, Fe₂O₃ – ферум (III) оксид.

Основними називають оксиди, яким відповідають основи. Їх утворюють *s*-, *d*-, *f*-метали у низьких ступенях окиснення (+1, +2):



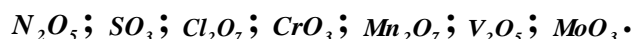
Основні оксиди здатні реагувати з кислотними оксидами та кислотами з утворенням солі та води відповідно:



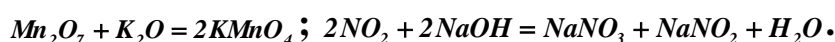
Оксиди, утворені лужними та лужноземельними металами реагують з водою, утворюючи основи: $Na_2O + H_2O = 2NaOH$.

Усі основні оксиди перебувають у твердому агрегатному стані.

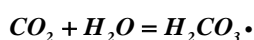
Кислотними називають оксиди, яким відповідають кислоти. Оксиди такого типу називають ангідридами кислот (безводними). Їх утворюють неметали у всіх позитивних ступенях окиснення і *d*- та *f*-метали у вищих ступенях окиснення (+5 і вище):



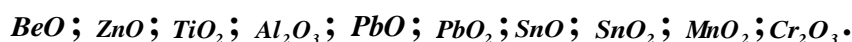
Кислотні оксиди здатні реагувати з основними оксидами і основами:



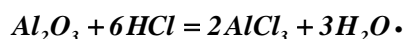
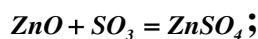
Усі кислотні оксиди, окрім SiO₂, реагують з водою з утворенням відповідної кислоти:



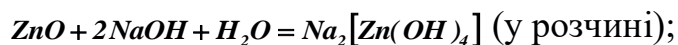
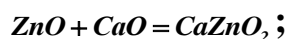
Амфотерними називаються оксиди з подвійними властивостями. Вони залежно від умов можуть виявляти як основні, так і кислотні властивості. Їх утворюють *p*-метали, *d*- і *f*-метали у проміжних ступенях окиснення, а також *Be* і *Zn*:



Амфотерні оксиди не взаємодіють з водою, але здатні взаємодіяти з кислотними оксидами і кислотами, як основні оксиди з утворенням солі:



З основними оксидами і основами взаємодіють амфотерні оксиди, як кислотні оксиди:



Основи. Класифікація, номенклатура, властивості

Основами називають сполуки, які складаються з катіонів металу (або NH_4^+) і з гідроксогруп OH^- : NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_4OH (рис.1.11). Кількість груп OH^- , які здатні заміщуватись на кислотні залишки і утворювати солі, називають кислотністю основи. Із ростом ступеня окиснення металу основні властивості його гідроксиду послаблюються.

Назви основ формують з назви металу, далі в дужках римськими цифрами вказують ступінь окиснення елемента, і слова *гідроксид*:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум(II) гідроксид; $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – манган (II) гідроксид.

Якщо елемент у сполуках виявляє єдиний ступінь окиснення, то його не зазначають:

NaOH – натрій гідроксид; $\text{La}(\text{OH})_3$ – лантан гідроксид.

Більшість основ є нерозчинними або малорозчинними у воді. Розчинні у воді основи називають *лугами*. До лугів належать гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Розчинною у воді є також слабка основа $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

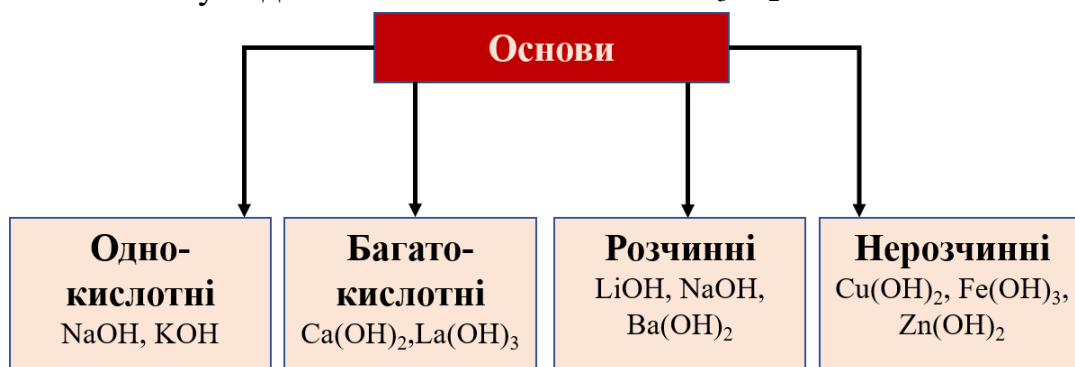
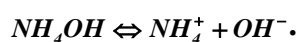


Рис.1.11. Класифікація основ.

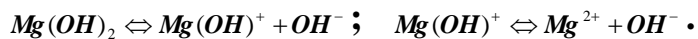
Відповідно до теорії електролітичної дисоціації, основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням катіону металу і гідроксид-йонів. Основи, які утворені лужними і лужноземельними металами, здатні добре розчинятися і дисоціювати у водних розчинах, є сильними основами.



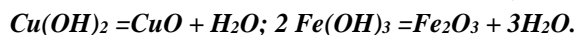
Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначно. Дисоціація слабкої основи – оборотній процес, під час якого встановлюється рівновага:



Багатокислотні основи дисоціюють ступінчато:

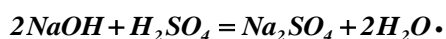
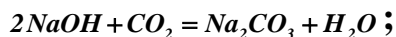


Більшість нерозчинних основ здатні розкладатися під час нагрівання, утворюючи відповідний оксид та воду:

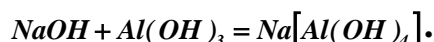
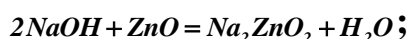


Проте гідроксиди лужних металів стійкі до дії нагрівання.

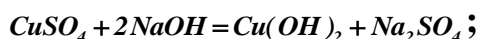
Основи взаємодіють з кислотними оксидами і з кислотами з утворенням солі та води:



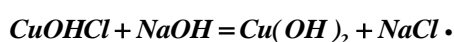
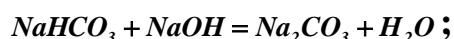
Розчинні основи можуть взаємодіяти з амфотерними оксидами і гідроксидами:



Взаємодія основ з середніми солями можлива за умови випадання осаду:

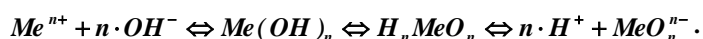


Взаємодія основ з кислими або основними солями відбувається як реакція нейтралізації або витіснення слабкої основи відповідно:

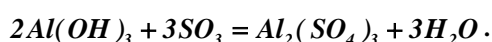
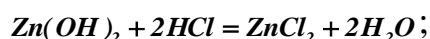


Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які здатні виявляти як основні, так і кислотні властивості залежно від умов реакції: алюміній гідроксид: $Al(OH)_3$, або H_3AlO_3 , або $HAIO_2$.

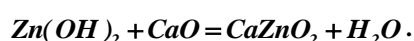
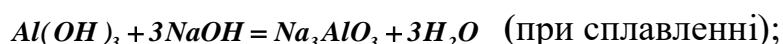
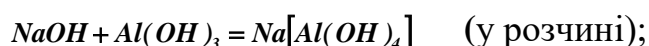
Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:



Усі амфотерні гідроксиди нерозчинні у воді і під час взаємодії з кислотами виявляють основні властивості:



У випадку взаємодії з основами і основними оксидами амфотерні основи виявляють кислотні властивості:



Кислоти. Класифікація, номенклатура, властивості

Кислотами називаються сполуки, до складу яких входить Гідроген, і кислотний залишок (рис.1.12). Кількість атомів Гідрогену, здатних до заміщення на метал, називають основністю кислоти. Наприклад:

- одноосновні кислоти: хлороводнева або хлоридна кислота HCl ; бромідна кислота HBr ; нітратна кислота HNO_3 ;

- багатоосновні кислоти: сульфідна кислота H_2S ; сульфатна кислота H_2SO_4 ; ортофосфатна кислота H_3PO_4 .

За вмістом Оксигену кислоти поділяють на оксигеновмісні (H_2CO_3 ; H_2SO_4) та безоксигенові (HCl ; H_2S).

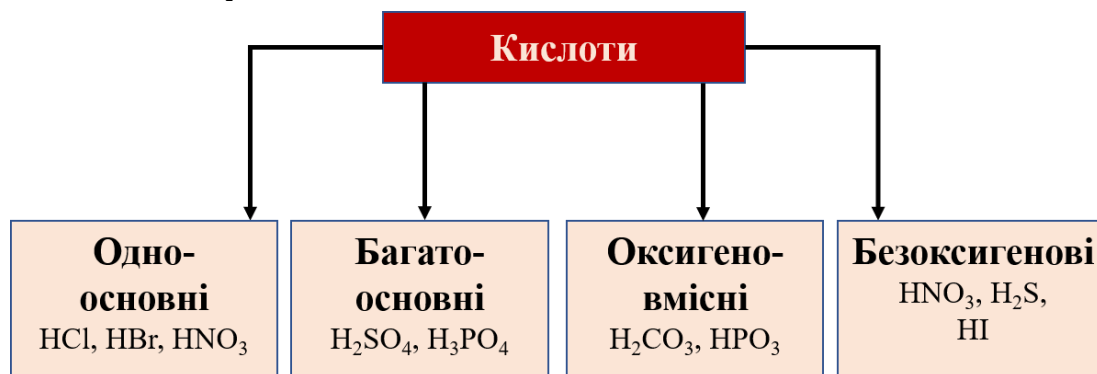


Рис.1.12. Класифікація кислот.

Назви безоксигенових кислот формують наступним чином: спочатку зазначають з назви кислотоутворювального елемента (або радикала) та додають слово кислота, до прикладу, HCl – хлоридна, або хлороводнева, кислота, HBr – бромідна, або бромоводнева, HI – йодидна, або йодоводнева, H_2S –сульфідна, або сірководнева, кислота.

Назви оксигеновмісних кислот утворюють з кореня латинської назви кислотоутворювального елемента та суфіксів -ат (вищий ступінь окиснення) або -ит (іт) (нижчий ступінь окиснення), закінчення -на і слова кислота. Наприклад, H_2SO_4 – сульфатна кислота, H_2SO_3 – сульфїтна кислота (табл. 1.3)

Таблиця 1.3

Склад і назви деяких кислот

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

* Кількість рисок біля кислотного залишку відповідає його валентності

Кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіона Гідрогену H^+ . За здатністю до розпаду на йони кислоти поділяються на сильні (дисоціює $> 50\%$ молекул) – HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; середньої сили (дисоціює $\approx 30\%$ молекул) – H_2SO_3 ; H_3PO_4 ; слабкі (дисоціює $< 3\%$ молекул) – H_2CO_3 ; H_2S .

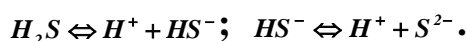
Дисоціація сильної кислоти відбувається практично повністю:



Дисоціація слабкої кислоти – оборотний процес рівноважний процес:



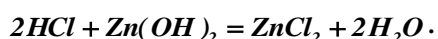
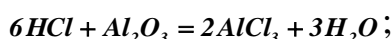
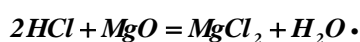
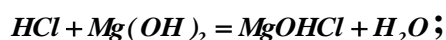
Для багатоосновних кислот дисоціація ступінчатим процесом, причому ступінь дисоціації кислоти на другій та подальших стадіях є значно меншим, порівняно зі ступенем дисоціації кислоти на першій стадії.



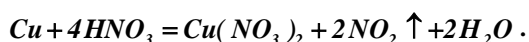
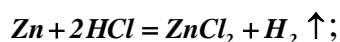
Під час нагрівання оксигеновмісні кислоти можуть відщеплювати воду, утворюючи оксиди або пірокислоти:



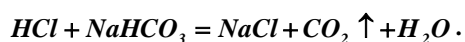
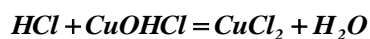
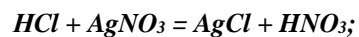
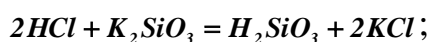
Кислоти взаємодіють з основами і основними оксидами, а також з амфотерними оксидами і гідроксидами з утворенням відповідної солі та води:



Кислоти взаємодіють з металами. Метали здатні витіснити водень з кислот неокисників.



Кислоти активно взаємодіють з солями за умови випадання осаду, виділення газу, утворення слабшої кислоти або у випадку нейтралізації (для основних солей)



Солі. Класифікація, номенклатура, властивості

Солі – це продукти повного або неповного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал, або гідроксильних груп в основі на кислотний залишок (рис. 1.13).

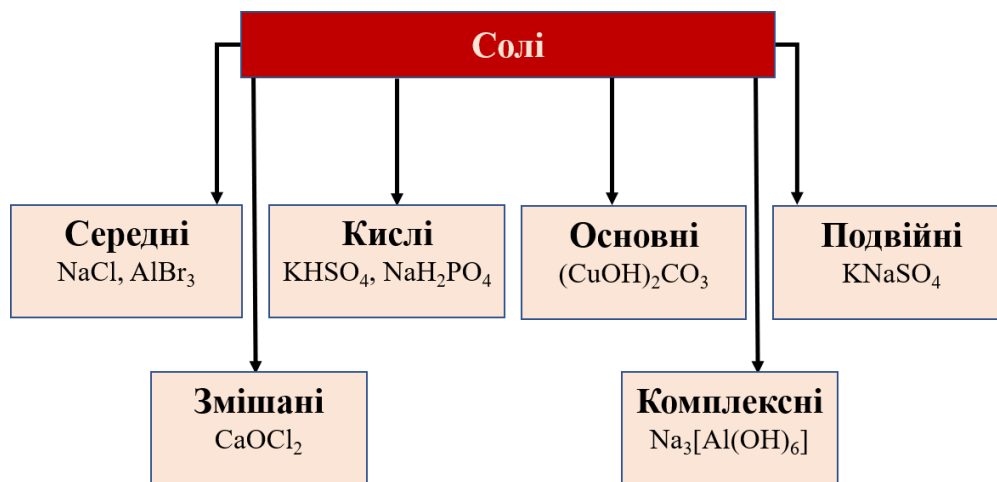


Рис.1.13. Класифікація солей

Со́лі поділяють на *середні* – Na_2SO_4 (натрій сульфат), $FeCl_3$ (ферум (III) хлорид); *кислі* (гідросо́лі) – $NaHSO_4$ (натрій гідрогенсульфат), $KHCO_3$ (калій гідрогенкарбонат); *основні* (гідроксо́лі) – $MgOHCl$ (магній гідроксид хлорид), $Fe(OH)_2NO_3$ (ферум (II) дигідроксид нітрат); *подвійні* – $NaKSO_4$ (калій натрій сульфат); *змішані со́лі* – $Ca(OCl)Cl$ (кальцій хлорид гіпохлорит); *комплексні со́лі* – $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ (тетраамінкупрум (II) сульфат).

Середні со́лі – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті або гідроксильних груп в основі: $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O \uparrow$;

Кислі со́лі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в багатоосновній кислоті на метал: $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$

Основні со́лі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп у багатокислотній основі на кислотний залишок: $Fe(OH)_3 + 2HCl = FeOHCl_2 + H_2O$.

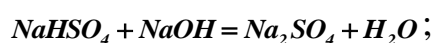
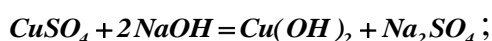
Подвійні со́лі – містять кілька різних катіонів. Наприклад: $KAl(SO_4)_2$, $KCr(SO_4)_2$. Це продукти заміщення Гідрогену в молекулах кислот на атоми двох різних металів.

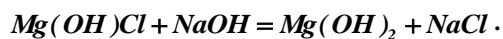
Змішані со́лі – це середні со́лі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками, наприклад: $CaClOCl$ – хлорне вапно, сіль хлоридної кислоти HCl і хлорноватистої кислоти $HClO$.

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

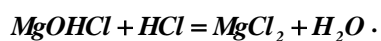
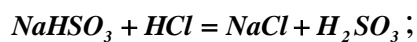
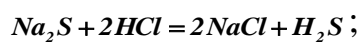
Назви солей утворюють наступним чином: вказують по чергові назви катіона й аніона у називному відмінку (для металів зі змінною валентністю у дужках зазначають валентність металу). Назви кислих солей будують додавання до назви аніона префікса гідроген-, а основних – префікс-гідроксид.

Со́лі взаємодіють з лугами з утворенням основи і води або со́лі і води (для кислих солей)

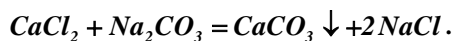




Солі взаємодіють з кислотами. Продукти взаємодії залежать від кількісного співвідношення компонентів та типу солі:



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



Сіль реагує з металом тоді, коли метал активніший, ніж той, що входить до складу солі:



Енергетика та кінетика хімічних процесів

1. Енергетика хімічних процесів і хімічна спорідненість;
2. Хімічна рівновага;
3. Швидкість хімічних реакцій. Каталіз.

1. Енергетика хімічних процесів і хімічна спорідненість

Енергетичний стан системи під час хімічних, фазових та структурних перетворень і хімічну спорідненість оцінюють за допомогою таких основних термодинамічних функцій: ентальпія (H), ентропія (S) та ізобаро-ізотермічний потенціал (G).

Ці термодинамічні функції є функціями стану, тобто вони не залежать від шляху перебігу процесу і залежать лише від початкового і кінцевого станів системи.

Під час хімічних реакцій руйнуються зв'язки між атомами у молекулах вихідних речовин (енергія поглинається) і виникають нові зв'язки у молекулах продуктів реакції (енергія виділяється). Як правило, це енергія тепла.

Величину теплової енергії Q що виділяється чи поглинається під час хімічних реакцій називають *тепловий ефект хімічної реакції*. Реакції, що відбуваються з виділенням тепла – *екзотермічні*. $A + B \rightarrow D + Q$.

Реакції, що відбуваються з поглинанням тепла – *ендотермічні*. $L + M \rightarrow N - Q$.

Розділ термодинаміки, що вивчає енергетичні ефекти хімічних реакцій, називають *термохімією*.

За постійного тиску і температури *тепловий ефект хімічної реакції* виражають зміною ентальпії ($\Delta H_{x.p.}$, кДж). Для екзотермічної реакції $\Delta H_{x.p.} < 0$, для ендотермічної реакції $\Delta H_{x.p.} > 0$. Ентальпія – це тепловміст системи (рис. 1.14).

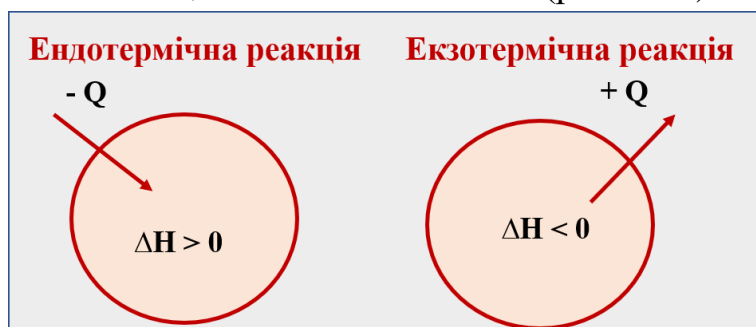


Рис.1.14. Зв'язок між ентальпією та теплотою хімічної реакції.

Якщо умови проведення реакції стандартні – температура 298 K ($25\text{ }^\circ\text{C}$), тиск $101,325\text{ кПа}$ (1 атм), то зміну ентальпії називають стандартною ($\Delta H^0_{x.p.}$).

Тепловий ефект реакції утворення 1 моля хімічної сполуки з елементів називається *ентальпією утворення сполуки* ($\Delta H^0_{утв.}$, кДж/моль). Стандартна ентальпія утворення є мірою термодинамічної стійкості сполуки, кількісним вираженням тепловмісту речовини. Більш стійкою за стандартних умов є та речовина, що має менше алгебраїчне значення $\Delta H^0_{утв.}$. Ентальпії утворення простих речовин (H_2 ; Cl_2 ; Fe) рівні нулю.

Тепловий ефект реакції розкладу сполуки називають *ентальпією розкладу* ($\Delta H^0_{\text{розкладу}}$).

Перший закон термодинаміки (Лавуазьє, Лаплас, 1780-1784 рр.) – зміна ентальпії прямої хімічної реакції рівна за абсолютним значенням і протилежна за знаком зміні ентальпії зворотної реакції. Зокрема при розкладі 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:

$$\Delta H^0_{\text{утв.}} = -\Delta H^0_{\text{розкладу}}$$

Другий закон термодинаміки (закон Гесса). Ентальпія – функція стану системи. Тому тепловий ефект хімічної реакції $\Delta H_{\text{х.р.}}$ залежить лише від природи і фізичного стану реагуючих речовин і продуктів реакції і не залежить від шляху її проведення.

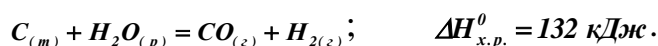
Під час термодинамічних розрахунків використовують наслідок з закону Гесса:

Тепловий ефект хімічної реакції рівний різниці між сумою ентальпій утворення продуктів реакції і сумою ентальпій утворення реагуючих речовин з урахуванням їх коефіцієнтів у рівнянні реакції:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \sum n \Delta H^0_{\text{утв.}}(\text{прод.}) - \sum n \Delta H^0_{\text{утв.}}(\text{реаг. реч.}),$$

де $\Delta H^0_{\text{утв.}}$ – стандартні ентальпії утворення продуктів і реагуючих речовин.

Рівняння хімічної реакції, в якому вказані агрегатні стани реагуючих речовин (т – твердий, р – рідкий, г – газоподібний) і величина її теплового ефекту, має назву *термодинамічне рівняння*:



Під час реакцій або фазових перетворень система може переходити у більш впорядкований або у менш впорядкований стан.

Ентропія S , Дж/К·моль – це термодинамічна функція, що є кількісною мірою неупорядкованості системи, хаотичності руху частинок, з яких вона складається.

$$S = k \cdot \ln W,$$

де k – стала Больцмана, $k = R / N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж / К}$;

w – термодинамічна ймовірність, число мікростанів, якими може бути здійснено даний макростан системи.

Зміна ентропії реакції $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ обчислюється як різниця між сумою ентропій утворення продуктів та сумою ентропій утворення реагентів:

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = \sum n S^0_{\text{утв.}}(\text{прод.}) - \sum n S^0_{\text{утв.}}(\text{реаг. реч.}),$$

де $S^0_{\text{утв.}}$ – стандартні ентропії утворення продуктів і реагуючих речовин, Дж/моль·К.

Ентропія зростає із збільшенням інтенсивності руху частинок і ступеня безладності в системі: при нагріванні, плавленні, випаровуванні, збільшенні числа моль газоподібних речовин, у процесах хімічного розкладу. Для таких процесів $\Delta S^0 > 0$.

Процеси, пов'язані із впорядкуванням системи, наприклад, процеси конденсації, кристалізації, стиснення, полімеризації, переходу до більш

впорядкованої кристалічної структури, синтезу – ведуть до зменшення ентропії, $\Delta S^0 < 0$.

Рушійною силою хімічної реакції у ізобарно-ізотермічному процесі є *вільна енергія Гіббса (ізобаро-ізотермічний потенціал) G, кДж/моль*, яка залежить від природи речовин, їх кількості і від температури.

Самовільно можуть проходити лише процеси, які супроводяться зменшенням вільної енергії Гіббса, при цьому $\Delta G < 0$. Отже, енергія Гіббса – це міра хімічної спорідненості.

Зміна вільної енергії Гіббса визначається двома факторами: енергетичним ($\Delta H_{x.p.}$) і термодинамічним (ентропійним) ($T \cdot \Delta S^0_{x.p.}$):

$$\Delta G = \Delta H^0_{x.p.} - T \cdot \Delta S^0_{x.p.}$$

Для стандартних умов зміну енергії Гіббса хімічного процесу можна визначити як різницю між сумою вільних енергій продуктів реакції та реагуючих речовин:

$$\Delta G^0 = \sum n \Delta G^0_{\text{утв. (прод.)}} - \sum n \Delta G^0_{\text{утв. (реаг. реч.)}}$$

де $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ – стандартні енергії Гіббса утворення продуктів і реагуючих речовин, *кДж/моль* (додаток 1).

Характер зміни енергії Гіббса дає можливість зробити висновки про термодинамічну ймовірність перебігу оборотної реакції:

$\Delta G < 0$ – відбувається пряма реакція;

$\Delta G > 0$ – відбувається зворотна реакція;

$\Delta G = 0$ – стан термодинамічної рівноваги.

Відповідно температура, при якій система перебуває в рівновазі ($\Delta G = 0$) визначиться з відношення:

$$T = \frac{\Delta H^0_{x.p.}}{\Delta S^0_{x.p.}}$$

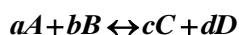
Цю температуру вважають температурою початку реакції.

2. 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 ($v_{np.} = v_{zv.}$). Концентрації вихідних речовин і продуктів реакції у стані рівноваги називають *рівноважними концентраціями* і позначаються так: $c_{A \text{ рівн.}} = [A]$. Вони залишаються постійними за даної температури. З умови рівності швидкостей прямої і зворотної реакції можна вивести *константу рівноваги*:



$$v_{np.} = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b; \quad v_{zv.} = k_2 \cdot C_C^c \cdot C_D^d; \quad v_{np.} = v_{zv.}$$

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

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 $t, V = \text{const}$). 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.

3. Швидкість хімічних реакцій. Каталіз

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.

Залежність швидкості реакції від концентрації.

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.*

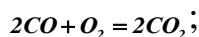
Для гомогенної реакції: $aA + bB = cC + dD$ швидкість реакції:

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

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 $C_A = C_B = 1 \text{ моль / л}$.

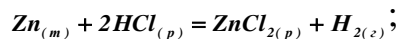
Якщо реагують гази, то концентрації можна замінити парціальними тисками газів. Наприклад, для реакції у газовій фазі:



$$v_{x.p.} = k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2} \quad \text{або} \quad v_{x.p.} = k \cdot P_{CO}^2 \cdot P_{O_2}.$$

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

Наприклад:



$$v_{x.p.} = k \cdot C_{HCl}^2.$$

Залежність швидкості хімічної реакції від температури

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.

Взаємозв'язок 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.

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

де v_{t_1}, v_{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 $\gamma = 2...4$.

Каталізатори – це речовини, що збільшують швидкість реакції, кількісно і якісно при цьому не змінюючись. Речовини, що зменшують швидкість реакцій, називаються від'ємними каталізаторами, або інгібіторами.

Реакції, що відбуваються під дією каталізаторів, називаються *каталітичними*.

Механізм дії каталізаторів дуже складний і не до кінця вивчений. Однак достовірно відомо, що вони здатні зменшувати енергію активації системи, який і хімічний процес у присутності каталізаторів протікає через інші проміжні стани.

У випадку *гомогенного* каталізу всі реагуючі речовини і каталізатор утворюють одну фазу (газоподібну або рідку).

Механізм гомогенного каталізу полягає в утворенні проміжних сполук між каталізатором і реагентами. Це сприяє зменшенню енергії активації. Наприклад, взаємодія між реагентами А і В, з утворенням активованого комплексу АВ* , відбувається за схемою



за наявності каталізатора протікає через два (чи більше) проміжні стани:



До гомогенних каталітичних процесів належать численні природні процеси, що прискорюються ферментами – біологічними каталізаторами (зазвичай білковими молекулами), які прискорюють реакції у клітинах в десятки тисяч разів. Такі процеси мають назву *ферментативний каталіз*. Наприклад, під час обробки ран гідроген пероксидом відбувається його розклад на кисень і воду під дією каталази – ферменту, що регулює оптимальну концентрацію пероксидів у тканинах людини і тварин. Для порівняння: каталаза збільшує швидкість реакції розкладання H_2O_2 у 10^{10} разів, у той час як платина – у $1,2 \cdot 10^5$ разів.

Під час *гетерогенного* каталізу каталізатор перебуває в іншому агрегатному стані, ніж реагуючі речовини. Це, як правило, тверда речовина, на поверхні якої відбуваються каталітичні процеси. Загальна швидкість перетворення на гетерогенному каталізаторі залежить від площі його поверхні, тому найширше застосовують каталізатори з розвиненою поверхнею або наносять їх тонким шаром на пористий носій (вугілля, силікагель тощо).

Дисперсні системи та розчини. Електролітична дисоціація

1. Класифікація дисперсних систем;
2. Характеристика розчинів. Процес розчинення;
3. Способи вираження концентрації розчинів;
4. Колігативні властивості розчинів.
5. Електролітична дисоціація. Водневий показник.
6. Гідроліз солей.

1. Класифікація дисперсних систем.

Дисперсною системою – називають дво- або багатофазну, тобто гетерогенну систему, в якій одна із фаз є у вигляді маленьких частинок, розміри яких більші за молекулярні. Отже, дисперсна система містить щонайменше два компоненти, тому розрізняють два поняття: дисперсна фаза і дисперсійне середовище (рис. 1.15).

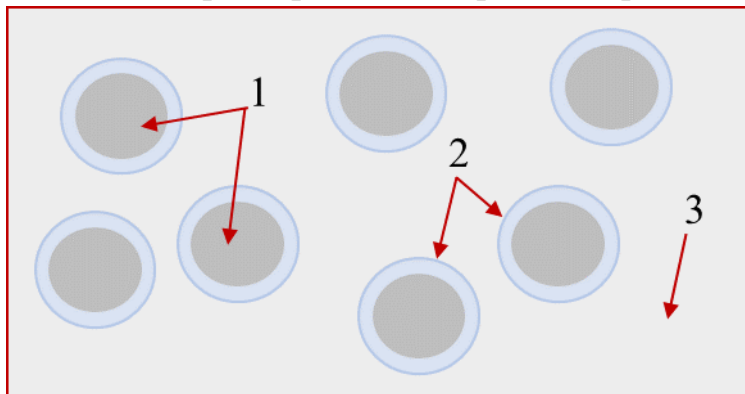


Рис.1.15. Дисперсна система: 1 – частинки дисперсної фази (у вигляді дрібних твердих кристаликів, крапель рідини, бульбашок газу тощо), 2 – адсорбційний шар, 3 – дисперсійне середовище.

Дисперсна система – гетерогенна система, в якій подрібнені частинки однієї речовини рівномірно розподілені в об'ємі іншої.

Дисперсна фаза – це диспергована речовина, тобто та частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої речовини.

Дисперсійне середовище – це середовище, в якому рівномірно розподілені частинки дисперсної фази. Ознакою дисперсійного середовища є його безперервність.

У таких системах завжди будемо спостерігати поверхневі явища. До поверхневих явищ відносять процеси, які відбуваються на межі розділу фаз, в міжфазовому поверхневому шарі і виникають внаслідок взаємодії спряжених фаз. Поверхневі явища проявляються найсильніше в тілах, які мають розвинуту поверхню, яка і надає їм нові важливі властивості. Зокрема, до таких тіл відносять поверхневі шари, плівки, нитки, капіляри, дрібні частинки.

Сукупність таких тіл з середовищем, в яке вони поміщені, утворює дисперсну систему. Дисперсні системи є достатньо типовими і одночасно дуже складними об'єктами, оскільки саме в них проявляється вся багатоманітність поверхневих явищ. Саме такими системами є більшість реальних тіл, які нас оточують. Ґрунти, тіла

рослинного та тваринного світу, хмари і тумани, будівельні матеріали, метали, полімери, папір, шкіра, продукти харчування – це все дисперсні системи.

Дисперсні системи класифікують за дисперсністю, агрегатним станом, міжфазною взаємодією та за характером зв'язаності структурних елементів.

За дисперсністю:

- грубодисперсні $d > 10^{-3}$ см ;
- системи з проміжною дисперсністю $10^{-5} < d < 10^{-3}$ см;
- високодисперсні (колоїдні) $10^{-7} < d < 10^{-5}$ см.

За агрегатним станом. Дисперсні системи у найпростішому випадку складаються із двох фаз, кожна з яких має свою назву. Фаза, яка є неперервною, називається дисперсійним середовищем, а інша дискретна фаза, яка розподілена у першій фазі, називається дисперсною фазою. Поєднання трьох агрегатних станів для двох фаз дає можливість виділити дев'ять типів дисперсних систем (табл. 1.4).

Таблиця 1.4

Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом фаз

Дисперсійне середовище	Дисперсійна фаза	Умовне позначення	Назва системи і типові приклади
Тверде	Тверда	Т/Т	Тверді гетерогенні системи: мінерали, сплави, бетон
	Рідка	Ж/Т	Капілярні системи: рідини в пористих тілах, ґрунти, клітини живих організмів
	Газоподібна	Г/Т	Пористі тіла: адсорбенти, пінопласти, каталізатори в газах
Рідке	Тверда	Т/Ж	Суспензії та золі: промислові суспензії, пасти, мул
	Рідка	Ж/Ж	Емульсії: природна нафта, креми, молоко, мастила
	Газоподібна	Г/Ж	Газові емульсії, піни: флотаційні, протипожежні, мильні піни
Газоподібне	Тверда	Т/Г	Аерозолі: дим, пил
	Рідка	Ж/Г	Аерозолі: тумани, хмари
	Газоподібна	Г/Г	Дисперсні системи не утворюються внаслідок необмеженої взаємної розчинності газів. Можливі флуктуації густини газів, які призводять до неоднорідності систем (атмосфера Землі)

Всі системи в колоїдному стані називають золями. Тому системи, типу Р/Г і Т/Г – називаються аерозолі. Системи з рідким дисперсним середовищем називають

ліозолі (від грецького ліос – рідина). Мікрогетеро системи з твердою дисперсною фазою і рідким дисперсним середовищем називають суспензіями.

За між фазною взаємодією. За цим принципом класифікують лише системи із рідким дисперсійним середовищем. В основу цієї класифікації покладено взаємодію дисперсної фази із рідиною.

– Ліофільні (ліо – розчиняю, філею – люблю). Характерна сильна міжмолекулярна взаємодія рідини і дисперсної фази. Ліофільні системи термодинамічно стійкі і для них характерне самочинне диспергування.

– Ліофобні (ліо – розчиняю, фобос – боюсь). Для цих систем притаманна слабка міжмолекулярна дія. У цих системах не відбувається самочинне диспергування.

Між цими граничними системами існує широкий клас дисперсних систем з проміжним характером взаємодії фаз, для яких характерна ліофільно-ліофобна мозаїчність поверхні.

За характером зв'язаності структурних елементів дисперсні системи поділяють на вільнодисперсні та зв'язанодисперсні. Для вільнодисперсних систем характерна рухливість структурних елементів або фаз. До зв'язанодисперсних відносять системи, в яких дисперсійне середовище є твердим.

Усі дисперсні системи характеризують певною дисперсністю – величиною оберненою до характерного розміру структурних елементів. Очевидно, що класифікація вільно- та зв'язанодисперсних систем за дисперсністю відрізняються між собою. Вільнодисперсні системи поділяють на ультрамікрогетерогенні, розмір частинок яких лежить у межах від 1 до 100 нм, мікрогетерогенні з розміром частинок від 0,1 до 10 мкм і грубодисперсні з частинками, розмір яких більший 10 мкм. Зв'язанодисперсні системи, точніше капілярні системи та пористі тіла, класифікують за розмірами пор: мікропористі – з розміром пор до 2 нм, проміжної пористості – від 2 до 200 нм і макропористі – більше 200 нм.

Дисперсні системи з однаковими за розмірами структурними елементами називають монодисперсними, а з різними розмірами – полідисперсними. Реальні дисперсні системи, зазвичай, полідисперсні.

2. Характеристика розчинів. Процес розчинення.

Розчини відіграють важливу роль у живій і неживій природі: за їхньої участі або в них відбуваються фізіологічні процеси в організмі людини і тварини, різні промислові процеси, біохімічні процеси в ґрунтах. Розчинами є всі найважливіші фізіологічні рідини (кров, лімфа).

Розчинами називають гомогенні термодинамічно стійкі рівноважні системи, що складаються з двох і більше компонентів та продуктів їхньої взаємодії.

Розчини бувають рідкі, тверді, газоподібні. Прикладом газоподібного розчину є повітря, прикладом рідкого розчину – морська вода; твердого – сплав міді й золота.

Той компонент, який кількісно переважає і зберігає свій агрегатний стан у разі утворення розчину, прийнято вважати розчинником, інші компоненти – розчиненими речовинами.

В істинних розчинах між розчиненою речовиною і розчинником немає поверхні поділу фаз (на відміну від дисперсних систем), тому істинні розчини є гомогенними системами.

Процес утворення розчину передбачає як *фізичну*, так і *хімічну* взаємодію.

Причиною утворення розчинів є енергетично вигідна міжмолекулярна взаємодія розчинюваної речовини і розчинника.

Наприкінці XIX ст. розчини вважали *фізичними утвореннями* (С. Арреніус), у яких нема будь-яких взаємодій між розчинником і розчиненою речовиною; утворення розчинів пояснювали диспергуванням частинок розчиненої речовини в індиферентному середовищі розчинника.

Згідно з *хімічною* (гідратною, або сольватною) теорією розчинів Менделєєва, між компонентами розчину відбувається хімічна взаємодія, тобто розчини не є просто механічною сумішшю частинок розчиненої речовини і розчинника.

У розчині містяться асоціати, утворені під час взаємодії молекул розчиненої речовини і розчинника, які називають сольватами (якщо розчинником є вода – гідратами). Наприклад, мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

За кількістю розчиненої речовини розчини поділяють на *насичені*, *ненасичені* і *пересичені*. Розчин, що перебуває в стані рівноваги з надлишком речовини, яка розчиняється, називають насиченим. У насиченому розчині за заданої температури вже більше не можна розчинити розчиненої речовини. У ненасиченому розчині міститься менше речовини, а в пересиченому – більше, ніж у насиченому.

Розчинність речовин у різних розчинниках неоднакова і залежить від природи розчиненої речовини, природи розчинника, агрегатного стану розчиненої речовини, зовнішніх умов (температура, тиск). Розчинність твердих речовин за заданої температури є сталою.

Масову кількість розчиненої речовини в 100 г розчинника називають ***розчинністю, або коефіцієнтом розчинності***.

Якщо у воді розчиняється понад 10 г речовини, то вважають, що речовина добре розчинна, якщо менше 1 г – малорозчинна, а якщо менше 0,01 г речовини – практично нерозчинні.

3. Способи вираження концентрації розчинів.

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) розчину є розчинник і розчинена речовина. Кількісний склад розчинів визначається концентрацією, тобто відносним вмістом компонентів.

Кількісний склад (**концентрацію**) розчину можна виразити кількома способами. Під час обчислення концентрації розчинів використовують позначення:

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

відрізняється від густини розчинника. Залежність між масою m , об'ємом V та густиною ρ розчину виражається формулою:

$$\rho = \frac{m}{V}.$$

Для обчислень, пов'язаних із взаємодією між розчинами, зручно користуватись законом еквівалентів для розчинів:

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2,$$

де C_{H_1}, C_{H_2} - нормальні концентрації реагуючих розчинів, *моль екв/л*;

V_1, V_2 - об'єми реагуючих розчинів, *л*.

3. Колігативні властивості розчинів.

Властивості розчинів, які залежать лише від їхньої концентрації і не залежать від природи розчиненої речовини, називають колігативними.

До колігативних властивостей належать явища осмосу, зниження тиску пари над розчином, зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчинів щодо чистого розчинника.

Явище осмосу. У розчині частинки розчиненої речовини і розчинника перебувають у постійному хаотичному тепловому русі й рівномірно розподіляються по всьому об'єму розчину.

Процес самочинного вирівнювання концентрації речовини називають дифузією.

Якщо частинки розчиненої речовини і розчинника дифундують у протилежних напрямках, називають **зустрічною, або двобічною**.

Якщо розділити розчин і розчинник напівпроникною перегородкою (проникною для молекул розчинника і непроникною для молекул розчиненої речовини), то відбувається одnobічна дифузія молекул розчинника через перегородку. Процес одnobічної дифузії молекул розчинника крізь напівпроникну перегородку називають *осмосом*.

Осмотичний тиск – це тиск, який чисельно дорівнює тиску, що необхідний для припинення осмосу. Осмотичний тиск розчину ($p_{осм}$) пропорційний його молярній концентрації і температурі (*закон Вант - Гоффа*):

$$P_{осм} = C_m \cdot R \cdot T,$$

де C_m - молярна концентрація;

R – універсальна газова стала;

T – температура, K

Цей закон справджується для розчинів неелектролітів невисоких концентрацій.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними.

Осмос має важливе значення в житті рослин і тварин. Саме завдяки осмотичному тиску вода піднімається по капілярах у стеблах рослин на значну висоту.

Зниження тиску пари над розчином. За певної температури тиск насиченої пари над кожною рідиною є сталим. З'ясовано, що в разі розчинення в розчиннику будь-якої нелеткої речовини тиск його насиченої пари знижується:

тиск пари розчинника над розчином нелеткої речовини є завжди менший, ніж тиск пари над чистим розчинником за однакової температури.

Відношення зниження тиску пари над розчином до тиску насиченої пари над розчинником називають відносним зниженням тиску пари над розчином.

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини. (*I закон Рауля*).

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N_2, \text{ де } N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}, p_0 - p = \Delta p,$$

де p_0 – тиск насиченої пари розчинника над чистим розчинником;

p – тиск насиченої пари розчинника над розчином;

Δp – зниження тиску пари;

N_2 – мольна частка розчиненої речовини;

n_1 – кількість речовини розчинника, моль;

n_2 – кількість розчиненої речовини, моль.

Підвищення температури кипіння ($\Delta t_{\text{кип}}$) і зниження температури кристалізації ($\Delta t_{\text{кр}}$) розчину.

Температура кипіння розчину завжди вища від температури кипіння чистого розчинника. Аналогічно можна пояснити і зниження температури замерзання розчинів. Різницю між температурами кипіння розчину і чистого розчинника називають підвищенням температури кипіння розчину $\Delta t_{\text{кип}}$, а різницю між температурами замерзання розчину і чистого розчинника – зниженням температури замерзання розчину $\Delta t_{\text{зам}}$.

Підвищення температури кипіння ($\Delta t_{\text{кип}}$) і зниження температури кристалізації ($\Delta t_{\text{кр}}$) розчину прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини (*II закон Рауля*).

$$\Delta t_{\text{кип}} = K_E \cdot C_m, \quad \Delta t_{\text{кр}} = K_K \cdot C_m,$$

де K_E – ебуліоскопічна константа розчинника;

K_K – криоскопічна константа розчинника;

C_m – молярна концентрація розчину.

Значення ебуліоскопічної і криоскопічної сталих залежать лише від природи розчинника і не залежать від природи розчиненої речовини. Для води $K = 1,86$, $E = 0,52$.

На відміну від розчинів неелектролітів у розчинах електролітів число частинок не відповідає числу молекул, воно збільшується за рахунок електролітичної дисоціації розчиненої речовини. Тому експериментальні значення величин Δp , $\Delta t_{\text{кр}}$, $\Delta t_{\text{кип}}$, $P_{\text{осм}}$ для розчинів кислот, основ і солей більші за теоретично обчислені за відповідними законами Рауля і Вант-Гоффа. Для оцінки міри відхилення Вант-Гофф запропонував ввести ізотонічний коефіцієнт, який є відношенням відповідних експериментальних значень величин Δp , $\Delta t_{\text{кр}}$, $\Delta t_{\text{кип}}$, $P_{\text{осм}}$ до теоретичного обчислених:

$$i = \frac{\Delta p_{\text{експ}}}{\Delta p_{\text{теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип. експ}}}{\Delta t_{\text{кип. теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{кр. експ}}}{\Delta t_{\text{кр. теор}}} = \frac{p_{\text{осм експ}}}{p_{\text{осм теор}}}$$

Ізотонічний коефіцієнт i пов'язаний із ступенем дисоціації електроліту α співвідношенням:

$$\alpha = \frac{i-1}{k-1},$$

де i – ізотонічний коефіцієнт; k – число іонів, на які дисоціює молекула електроліту. Наприклад, для KCl $k=2$, для Na_2SO_4 $k=3$. Для розчинів електролітів:

$$\Delta p = i \cdot p_0 \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$$\Delta t_{\text{кр.}} = i \cdot K_k \cdot C_m$$

$$P_{\text{осм.}} = i \cdot C_M \cdot R \cdot T$$

4. Електролітична дисоціація. Водневий показник

Під час утворення багатьох розчинів *електроліти*, тобто ті речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, розпадаються на йони. Процес розпаду електроліту на йони називають *електролітичною дисоціацією*.

Основні положення сучасної *теорії електролітичної дисоціації*:

– розчинення електроліту в полярному розчиннику супроводжується його розпадом на йони (катіони і аніони);

– процес розпаду молекул на іони називається дисоціацією; дисоціація – це процес ступінчастий і оборотний;

– усі йони в розчині знаходяться у сольватованому стані, тобто вони оточені оболонками, які складаються з полярних молекул розчинника;

– йони у розчині перебувають у хаотичному русі, але в електричному полі набувають напрямленого руху: катіони рухаються до негативного електроду (катода), аніони – до позитивного електроду (анода) (рис.1.16).

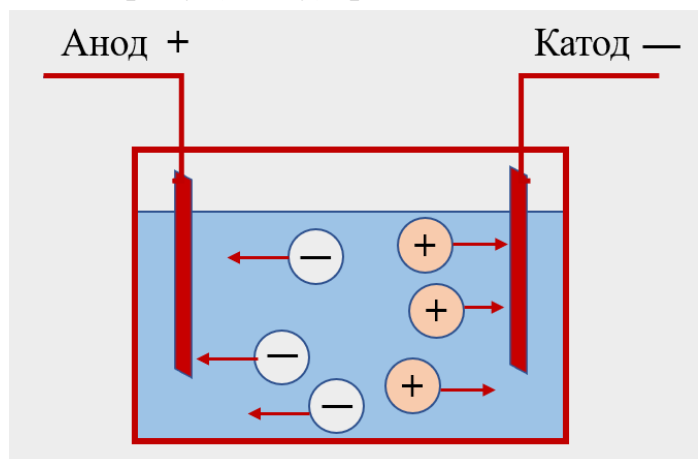
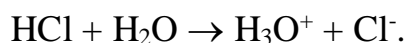


Рис. 1.16. Напрямок руху катіонів й аніонів в електричному полі.

Теорії Арреніуса протистояла хімічна або гідратна теорія розчинів Менделєєва, в основі якої лежало уявлення про взаємодію розчиненої речовини з розчинником. Російський фізхімік І.О. Каблуков об'єднав фізичну і хімічну теорію розчинів і вперше висловив припущення про гідrataцію йонів. Йони утворюють з водою (коли

вода є розчинником) нестійкі сполуки – гідратовані йони. Отже, при розчиненні електролітів молекули розщеплюються на йони; йони взаємодіють з молекулами розчинника. При цьому обидва процеси – дисоціація і гідратація – відбуваються одночасно. Отже, дисоціація оборотний процес.

При дисоціації кислот утворюються йони гідроксонію:



Гідроксоній

Кількісною характеристикою процесу дисоціації є *ступінь дисоціації α* . Ступінь дисоціації визначається як відношення концентрації молекул, що розпалися на йони, до загальної концентрації молекул у розчині. Вимірюється ступінь дисоціації у частках одиниці або відсотках і залежить від природи електроліту, концентрації розчину і температури.

$$\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}},$$

де $C_{\text{дис}}$ – число молів продисоційованого електроліту (моль/л);

$C_{\text{заг}}$ – загальна концентрація електроліту (моль/л).

За величиною ступеня дисоціації 0,01 – 0,1 н розчинів усі електроліти поділяють на сильні і слабкі. До сильних електролітів належать електроліти, які у водних розчинах дисоційовані практично повністю ($\alpha > 50\%$). (Поняття ступеня дисоціації до них по суті і не може бути застосоване). Це більшість солей, H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr та інші кислоти, гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Слабкі електроліти дисоціюють частково ($\alpha < 3\%$). До них належать більшість органічних кислот, H_2CO_3 , H_2S , HCN , NH_4OH та інші. Характерною особливістю слабких електролітів є встановлення хімічної рівноваги між іонами і молекулами розчиненої речовини:



Для рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту між молекулами й іонами, можна записати вираз константи рівноваги. Дисоціації оцтової кислоти відбувається за рівнянням:



Константа рівноваги має вигляд:

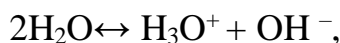
$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту, називається **константою дисоціації**. Вона залежить від природи електроліту, природи розчинника, температури розчину, але не залежить від концентрації електроліту.

Константа рівноваги характеризує здатність кислоти або основи розпадатися на йони: чим вище K , тим легше електроліт дисоціює.

Багатоосновні кислоти і багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. При ступінчастій дисоціації речовин наступний (другий) ступінь характеризується меншим розпадом, ніж попередній (перший), тобто $K_1 > K_2$.

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



або у спрощеному вигляді:



Для стану рівноваги можна записати вираз константи дисоціації води:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{або} \quad [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K[\text{H}_2\text{O}].$$

Добуток $[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-]$ називається йонним добутком води (K_w). За кімнатної температури йонний добуток води рівний $1\cdot 10^{-14}$.

У хімічно чистій воді та будь-якому водному розчині за сталої температури добуток активностей гідроген- та гідроксид-іонів є постійною величиною

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = \text{const} = 1\cdot 10^{-14}.$$

Оскільки йонний добуток води – величина стала, то знаючи концентрацію одного іону можна знайти концентрацію іншого:

$$[\text{H}^+] = 10^{-14}/[\text{OH}^-], \quad [\text{OH}^-] = 10^{-14}/[\text{H}^+].$$

Експериментально встановлено, що концентрація йонів Гідрогену та Гідроксилу у воді складає 10^{-7} моль/л. Це незначна величина і дистильована вода не проводить електричний струм. Практично лише 2 молекули води із 1100 млн розпадаються на йони.

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

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

На практиці записувати концентрації йонів H^+ або OH^- через негативний ступінь не зовсім зручно. Тому середовище розчинів характеризують величиною водневого показника рН.

Водневий показник рН – це негативний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену в розчині.

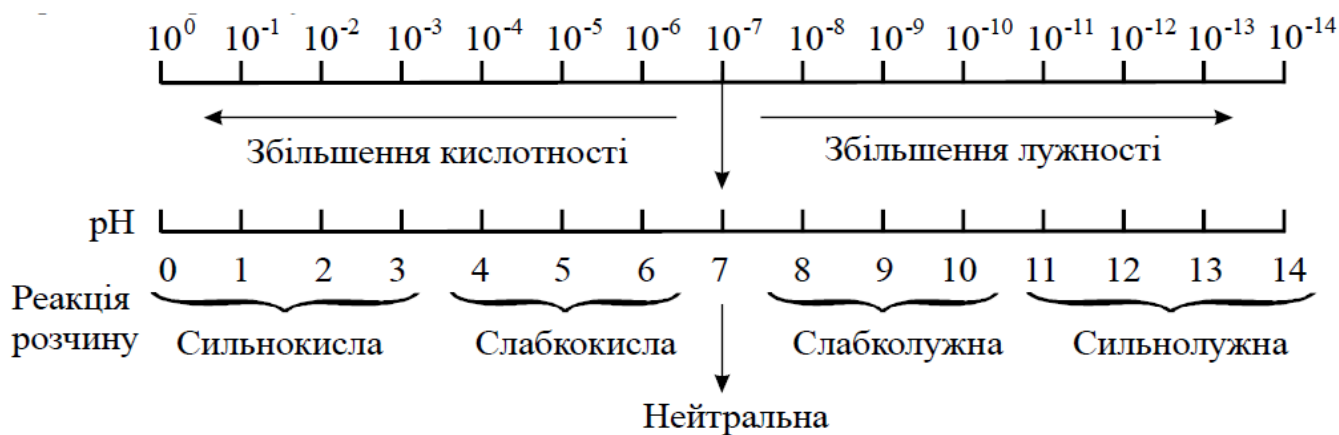
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+], \quad \text{або} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}.$$

Оскільки концентрація йонів Гідрогену може змінюватись у межах йонного добутку, то рН змінюється в інтервалі від нуля до чотирнадцяти.

За допомогою рН середовище розчинів характеризують наступним чином:

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

Залежність між величиною рН і реакцією водного розчину можна зобразити наступним чином:



Із схем видно, що, чим менше значення рН розчину, тим більша концентрація йонів H^+ , тобто вища кислотність середовища, і навпаки, чим більше значення рН, тим менша концентрація іонів H^+ , тобто вища основність середовища.

Наприклад, значення рН дощової води складає 6 (слабкокіслова реакція); водопровідної води – рН = 7,5 (слабколужна реакція), сліз – 7,0 (нейтральна реакція), шлункового соку – 1,7 (сильнокіслова реакція).

рН крові 7,34 (артеріальної) та 7,4 (венозної). Підвищення рН крові хоча б на 0,1 призводить до важких захворювань, а відхилення на $\pm 0,4$ одиниці рН спричиняє смерть.

Виняткова роль рН в різноманітних процесах – і в природі, і в техніці. Рослини можуть існувати лише в певних межах рН для кожного виду. Для буряка, наприклад, оптимальним є значення рН 6-8, для картоплі – 4-8, жита – 4-7, пшениці – 5-8. Тобто для нормального розвитку сільськогосподарських культур і одержання високих врожайів необхідна певна реакція ґрунтового розчину.

Точне значення рН розчинів можна розрахувати або експериментально визначити за допомогою спеціальних електрохімічних методів. Однак для наближеного знаходження величини рН користуються *індикаторами* (від лат. слова indicator – той, хто вказує).

Індикатор – це хімічна сполука, яка дозволяє візуалізувати досягнення системою певного стану з відповідною величиною рН середовища, що виявляється у виникненні помітної ознаки (змінення забарвлення, випадіння осаду, поява люмінісценції тощо).

Існує декілька груп індикаторів, кожна з яких має своє призначення. Так, для визначення рН розчину використовують здебільшого кислотно-основні індикатори – найчастіше це складні органічні кислоти чи основи, які змінюють своє забарвлення залежно від реакції середовища (рис.1.17). До основних кислотно-основних індикаторів відносять фенолфталеїн, метиловий оранжевий, лакмус та універсальний індикатор.

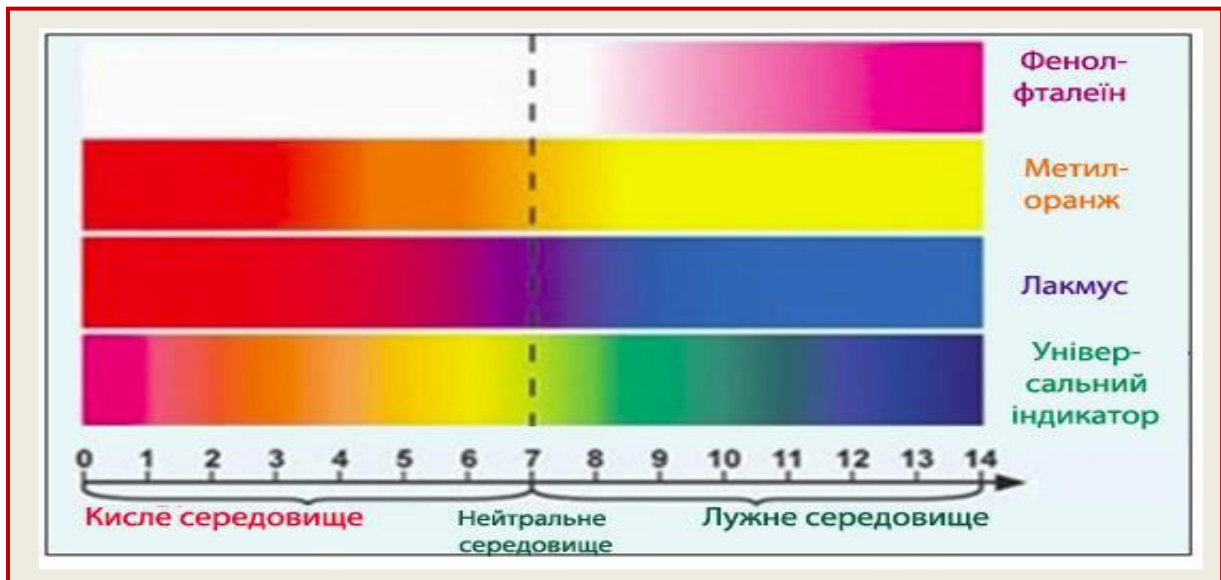


Рис.1.17. Зміна забарвлення основних індикаторів залежно від рН-середовища.

5. Гідроліз солей.

Взаємодію солі з водою, яка призводить до утворення слабокодисоційованого або погано розчинного електроліту, називають **гідролізом солі**.

Реакції гідролізу, звичайно, протікають без зміни ступеня окиснення. І в загальному випадку під гідролізом розуміють реакції обмінного розкладу між водою і відповідною сполукою. Сумарний ефект гідролізу визначається природою присутніх у розчині катіонів й аніонів.

За невеликим винятком, майже всі солі є сильними електролітами. Це значить, що незалежно від того, взаємодією якої кислоти чи основи вони отримані, у воді солі дисоціюють практично повністю.

Залежно від сили кислоти і основи, з яких утворена сіль, є чотири випадки гідролізу:

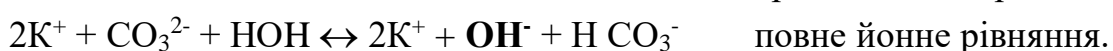
1. Гідроліз солей, утворених взаємодією сильних основ і слабких кислот.

У солей, утворених сильними основами і слабкими кислотами, відбувається **гідроліз по аніону**, а розчини цих солей мають **лужну реакцію (pH > 7)**.

При розчиненні у воді натрій карбонату, солі слабкої кислоти і сильної основи, сіль розпадається на йони:



Виникнення лужної реакції розчину зумовлене зв'язуванням йону H^+ , що утворюється при дисоціації води ($\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$), аніоном слабкої кислоти з утворенням іону або молекули слабокодисоційованої кислоти:



2. Гідроліз солей, утворених взаємодією сильної кислоти і слабкої основи.

У солей, утворених сильною кислотою і слабкою основою відбувається **гідроліз по катіону**, а розчини таких солей мають **кислу реакцію (pH < 7)**.

У водних розчинах таких солей відбувається зв'язування OH^- – йонів води катіоном слабкої основи і накопичування H^+ – йонів у розчині.

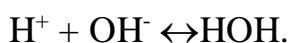
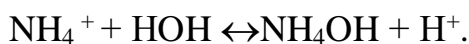
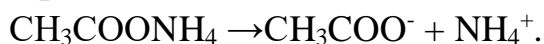
Наприклад, гідроліз розчину купрум хлориду, утвореного слабкою основою та сильною кислотою:



3. Гідроліз солей, утворених взаємодією слабкої основи і слабкої кислоти.

Солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою, в розчинах не існують (гідролізують повністю, розкладаються водою).

В цьому випадку зв'язуються OH^- і H^+ – йони води та середовище є близьким до **нейтрального**: $[\text{H}^+] \approx [\text{OH}^-] \approx 10^{-7}$ моль/л; і $\text{pH} \approx 7$.



Гідроліз тут відбувається із значною мірою (внаслідок того, що вже не один, а одразу два процеси зсувають рівновагу йонізації води). Переконатися в цьому можна по запаху розчину $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, який одночасно пахне оцтовою кислотою і аміаком.

4. Солі, утворені взаємодією сильної основи і сильної кислоти.

Солі сильної основи і сильної кислоти **не гідролізують**, так як при розчиненні їх у воді не відбувається зв'язування ні H^+ ні OH^- , які виникають в результаті дисоціації води.

Отже, середовище розчинів солей, утворених сильними основами і сильними кислотами, нейтральне ($\text{pH} \approx 7$).

Лекція 7.

Окисно-відновні та електрохімічні процеси.

1. Ступінь окиснення. Окисно-відновні реакції;
2. Метод електронного балансу. Типи окисно-відновних реакцій;
3. Електродний потенціал. Подвійний електричний шар;
4. Гальванічний елемент. Електрорушійна сила.

1. Ступінь окиснення. Окисно-відновні реакції.

Нерівномірність розподілу електронів між атомами в сполуках дістала назву *окиснюваності*.

Елемент, електрони якого зміщуються до атомів другого елемента (повністю у випадку іонного зв'язку або частково у випадку полярного), виявляє *позитивну окиснюваність*. Елемент, до атомів якого зміщуються електрони атома другого елемента, проявляє *негативну окиснюваність*.

Число електронів, зміщених від одного атома певного елемента (при позитивній окиснюваності) або до атома певного елемента (при негативній окиснюваності), називається *ступенем окиснення*.

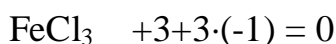
Ступінь окиснення – це умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома. Позитивний ступінь окиснення визначається як кількість електронів, зміщених від даного атома. Негативний ступінь окиснення дорівнює кількості зміщених електронів до даного атома.

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} .

Заряди іонів, на відміну від ступеня окиснення, позначають арабською цифрою із знаком “+”, “-” після цифри: Ca^{2+} , Na^{+} , SO_4^{2-} , Cl^{-} .

Правила визначення ступеня окиснення

1. Ступінь окиснення елементів в простих речовинах дорівнює нулю.
 Cl_2^0 , Br_2^0 , N_2^0 , Na^0 .
2. Ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює -2 ; винятком є пероксида, де Оксиген має ступінь окиснення -1 : $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, флуориди Оксигену O^{+2}F_2 та інші.
3. Гідроген у всіх сполуках з неметалами має ступінь окиснення $+1$: H^{+1}Cl ; а в гідридах металів -1 : NaH^{-1} ;
4. Ступінь окиснення простого йона дорівнює його заряду: $\text{Mg}^{2+}\text{CO}_3$; $\text{Al}^{+3}\text{Cl}^{-1}_3$.
5. Сума ступенів окиснення всіх атомів або іонів, які входять до складу сполуки, дорівнює нулю.



Реакції, які супроводяться зміною ступеня окиснення елементів, називають *окисно-відновними*. Ступінь окиснення змінюється внаслідок перерозподілу

електронної густини між атомами реагентів або переходу електронів від одного учасника реакції до іншого, якщо реакція відбувається у розчинах електролітів.

До окисно-відновних реакцій належить більшість хімічних перетворень. Це не тільки біохімічні перетворення, які відбуваються в природі (фотосинтез, дихання, травлення), а й різні технологічні процеси. На окисно-відновних реакціях ґрунтується технологія одержання металів із руд, розплавів і розчинів, одержання мінеральних добрив і мікродобрив, синтез барвників, лікарських препаратів, гормонів росту рослин. Тому вивчення окисно-відновних процесів є важливим.

Віддавання електронів, яке супроводиться підвищенням ступеня окиснення елемента, називають *окисненням*.

Приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називають *відновленням*.

Відновник: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^-$ - процес окиснення.

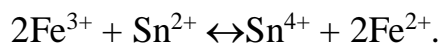
Окисник: $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ - процес відновлення.

Речовину, до складу якої входить елемент, що окиснюється, називають *відновником*; а речовину, яка містить елемент, який відновлюється, - *окисником*.

Чим більший стандартний окисно-відновний потенціал даної пари, тим сильнішим окисником є відповідна окиснена форма і тим слабшим відновником є відповідна відновлена форма.

Знаючи відносну силу різних окисників і відновників, можна передбачити напрям протікання реакції.

Наприклад:



$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ В}$ - окисник.

$E^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = +0,15 \text{ В}$ - відновник.

Умовою здійснення окисно - відновної реакції є додатне значення ЕРС сумарної реакції:

$$\text{ЕРС} = E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - E^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,77 - 0,15 = 0,62 \text{ В}.$$

Отже, реакція буде проходити в прямому напрямку: Fe^{3+} буде відновлюватись, а Sn^{2+} буде окиснюватись.

2. Метод електронного балансу. Типи окисно-відновних реакцій.

Для урівнювання окисно-відновних реакцій найчастіше використовують метод електронного балансу.

Записують реагенти у молекулярній формі:

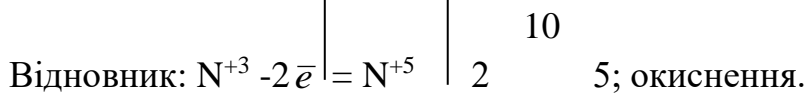
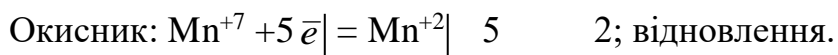


Перманганат калію містить Манган у вищому ступені окиснення, тому може бути тільки окисником. Нітрит калію містить N^{+3} , це проміжний ступінь окиснення і в даному випадку, якщо Mn^{+7} – окисник, то N^{+3} може бути тільки відновником.

Відновлення Mn^{+7} у кислому середовищі може проходити до Mn^{+2} , а окиснення NO_2^- до NO_3^- . Отже, запишемо продукти реакції:



Позначимо ступені окиснення речовин, в яких вони змінюються. Далі визначаємо кількість електронів, які віддає відновник і приєднує окисник – складаємо електронний баланс:



Коефіцієнти у рівнянні біля окисника 2, біля відновника – 5:



Спочатку знаходять коефіцієнти біля всіх катіонів (крім H^+), потім аніонів. Потім підраховують число атомів Н, а перевіряють правильність за числом атомів Оксигену.

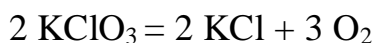
Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій:

1) *міжмолекулярні реакції*, у яких атоми, що змінюють ступінь окиснення, належать до різних речовин:



Такі реакції становлять найбільшу групу окисно-відновних реакцій;

2) *внутрішньомолекулярні реакції*, у яких окисник і відновник є в складі однієї й тієї ж сполуки:



До таких реакцій належать реакції термічного розкладу;

3) *реакції диспропорціювання* (самоокиснення-самовідновлення або дисмутації), у яких атоми одного й того ж елемента і окиснюються, і відновлюються:



Такі реакції можуть відбуватися лише за участю сполук, які містять елементи в проміжних ступенях окиснення.

3. Електродний потенціал. Подвійний електричний шар.

На межі метал - розчин електроліту за рахунок виходу йонів з металу або адсорбції йонів із розчину на металі завжди утворюється подвійний електричний шар.

Подвійний електричний шар (ПЕШ) – це тонкий шар просторово розділених електричних зарядів протилежних знаків, утворення яких на межі поділу фаз супроводжується виникненням різниці потенціалів.

Як впливає із визначення, ПЕШ утворюється на межі поділу фаз, коли тонкий приповерхневий шар кожної з них одержує заряд протилежного знаку, тому подвійний електричний шар деякою мірою подібний до обкладинок конденсатору. Він складається з двох частин (рис.1.18):

– адсорбційний шар – щільна внутрішня площина товщиною 10^{-10} м, яка безпосередньо прилягає до поверхні металу і характеризується меншою діелектричною проникністю, ніж в об'ємі розчину. В адсорбційному шарі локалізуються жорстко орієнтовані диполі розчинника, а також ті йони з розчину, що частково десольватувалися внаслідок хімічної взаємодії з поверхнею металу;

– дифузійний шар товщиною 10^{-9} - 10^{-5} м, в якому концентрація йонів поступово зменшується, але зберігається їх певна орієнтація відносно металу. Розподілення сольватованих йонів на поверхні металу зумовлюється протидією теплового руху і кулонівських сил – подібно до молекул газу в земній атмосфері. Ступінь дифузійності зростає з підвищенням температури та зменшенням концентрації розчину і заряду металу.

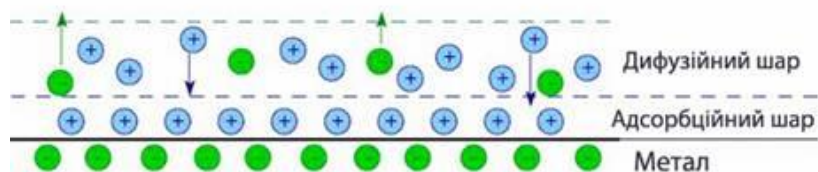


Рис.1.18. Схема подвійного електричного шару

Різниця зарядів у такому шарі зумовлює виникнення електродного потенціалу на поверхні металу. Величина рівноважного потенціалу (φ) залежить від природи металу, концентрації його іонів у розчині, температури. Абсолютне значення потенціалу на поверхні металу, зануреного у розчин його солі, заміряти неможливо. Його знаходять у порівнянні з нормальним водневим електродом, потенціал якого умовно прийнятий за нуль. При цьому електродний потенціал називається стандартним (φ_0), якщо концентрації іонів у розчині становлять 1 моль/л, тиск водню 101,325 кПа, температура 298 К. Можна використовувати для порівняння й інші електроди, потенціал яких відомий і стабільний (хінгідронний, каломельний).

Якщо метали розташувати в ряд за величинами стандартних електродних потенціалів у порядку їх зростання, то одержиться електрохімічний ряд напруг металів (табл.1.5). Оскільки значення потенціалу характеризує окисно-відновні властивості системи Me^{n+}/Me , місце металу в ряду напруг визначає його хімічну активність у водних розчинах. Більш активним є той метал, потенціал якого менший, тобто той, що розташований ближче до початку ряду напруг.

Окиснювальна активність іонів металів зростає, навпаки, у напрямку збільшення електродних потенціалів.

Величина рівноважного електродного потенціалу металу (φ) в розчині його солі розраховується за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi_0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}}, \text{ де}$$

φ_0 – стандартний електродний потенціал металу, В;

n – число електронів, що беруть участь в окисненні чи відновленні однієї молекули;

$C_{Me^{n+}}$ – концентрація іонів металу в розчині солі, моль/л.

Електрохімічний ряд напруг металів

Електрод	φ_0, B	Електрод	φ_0, B
Li^+/Li	- 3,04	Cd^{2+}/Cd	- 0,40
Rb^+/Rb	- 2,92	Co^{2+}/Co	- 0,28
K^+/K	- 2,92	Ni^{2+}/Ni	- 0,23
Ba^{2+}/Ba	- 2,90	Sn^{2+}/Sn	- 0,14
Ca^{2+}/Ca	- 2,86	Pb^{2+}/Pb	- 0,13
Na^+/Na	- 2,71	Fe^{3+}/Fe	- 0,04
La^{3+}/La	- 2,52	$2H^+/H_2$	- 0,00
Mg^{2+}/Mg	- 2,36	Sn^{4+}/Sn	+ 0,13
Be^{2+}/Be	- 1,85	Sb^{3+}/Sb	+ 0,24
Al^{3+}/Al	- 1,66	Bi^{3+}/Bi	+ 0,31
Ti^{2+}/Ti	- 1,63	Co^{3+}/Co	+ 0,33
Ti^{3+}/Ti	- 1,21	Cu^{2+}/Cu	+ 0,34
Mn^{2+}/Mn	- 1,19	Cu^+/Cu	+ 0,52
V^{2+}/V	- 1,17	Ag^{2+}/Ag	+ 0,80
Cr^{2+}/Cr	- 0,85	Pb^{4+}/Pb	+ 0,84
Zn^{2+}/Zn	- 0,76	Hg^{2+}/Hg	+ 0,85
Cr^{3+}/Cr	- 0,74	Pt^{2+}/Pt	+ 1,19
Fe^{2+}/Fe	- 0,44	Au^{3+}/Au	+ 1,50

Окиснювальна активність іонів металів зростає, навпаки, у напрямку збільшення електродних потенціалів.

Величина рівноважного електродного потенціалу металу (φ) в розчині його солі розраховується за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi_0 + \frac{0,059}{n} \lg c_{Me^{n+}}, \text{ де}$$

φ_0 – стандартний електродний потенціал металу, В;

n – число електронів, що беруть участь в окисненні чи відновленні однієї молекули;

$c_{Me^{n+}}$ – концентрація іонів металу в розчині солі, моль/л.

4. Гальванічний елемент. Електрорушійна сила.

Якщо скласти електрохімічне коло з двох електродів, опущених у розчині електролітів, сполучити електроди провідником і забезпечити перехід іонів між електролітами, то в одержаній системі буде здійснено напрямлений безперервний рух електронів за рахунок різниці потенціалів електродів.

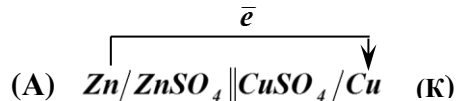
Від електрода з меншим значенням потенціалу (*анод*, від'ємний полюс) електрони переміщуються до електрода з більшим значенням потенціалу (*катод*,

додатній полюс). В системі виникає електричний струм. При цьому *на аноді іде процес окиснення, на катоді – відновлення*. Такий прилад називається гальванічним елементом.

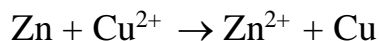
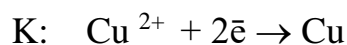
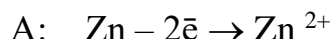
Отже, гальванічний елемент – це прилад, в якому хімічна енергія самовільної окисно – відновної реакції перетворюється в електричну.

Мідно – цинковий гальванічний елемент (елемент Даніеля - Якобі).

Схема гальванічного елемента:



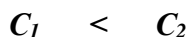
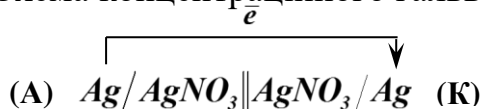
Процеси на електродах:



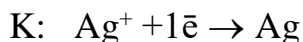
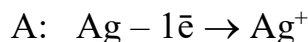
(іонне рівняння струмоутворюючої реакції).

Концентраційний гальванічний елемент. Різниця потенціалів може виникнути і в тому випадку, коли електроди виготовлені з одного і того ж матеріалу, але концентрації іонів у розчинах електролітів різні. Такі гальванічні елементи називаються концентраційними.

Схема концентраційного гальванічного елемента:



Процеси на електродах:



У цьому випадку відбувається перенос іонів аргентуму з анода на катод та їх відновлення до молекул на катоді.

Електрорушійна сила гальванічного елемента (E , В) дорівнює різниці потенціалів катода й анода: $E_{РС} = \varphi_K - \varphi_A$,

де φ_K, φ_A – потенціали, розраховані за рівнянням Нернста.

Лекція 8.

Загальні властивості металів.

1. Будова електронних оболонок атомів і розташування металів у періодичній системі;
2. Загальні фізичні властивості металів;
3. Хімічні властивості металів;
4. Загальні способи добування металів.

1. Будова електронних оболонок атомів і розташування металів у періодичній системі.

Із 110 відомих на сьогоднішній день елементів металічні властивості мають понад 80. У атомів металів на зовнішньому рівні найчастіше міститься невелика кількість електронів. Дійсно, до металів належать усі s -елементи, за винятком елементів першого періоду (гідрогену та гелію), усі d - і f -елементи, а також частина p -елементів, причому у s -, d - і f -елементів на зовнішньому рівні знаходяться 2 (рідше - 1) електрони.

У s -елементів валентним є підрівень ns , на якому розміщені один або два (ns^1 або ns^2) електрони.

У d -елементів валентними є $(n-1)d$ та ns -підрівні. На зовнішньому рівні (ns -підрівень) у d -елементів, як правило, знаходяться 2 електрони. У деяких випадках внаслідок провалу ("проскоку") електрона з ns - на $(n-1)d$ -підрівень їх кількість зменшується до одного або й до нуля. Наприклад, у Cr і Мо електронна конфігурація валентних підрівнів $(n-1)d^5ns^1$; у Cu, Ag, Au - $(n-1)d^{10}ns^1$, у паладію $d^{10}s^0$.

У f -елементів валентні електрони знаходяться на підрівнях $(n-2)f$ і ns , рідше - на $(n-2)f$, $(n-1)d$ і ns , а на зовнішньому рівні (підрівень ns) перебувають два електрони.

У p -елементів число електронів на зовнішньому рівні змінюється від 3 до 8 ($ns^2np^1 - ns^2np^6$), металічні властивості посилюються зі зменшенням числа валентних електронів і збільшенням радіуса атома. Тому металічні p -елементи у періодичній системі можна відділити від неметалів лінією Al-At, причому метали розташовуються на цій лінії, ліворуч і нижче від неї.

Атоми металів називають електронодефіцитними, тому що **число електронів атома металу, що беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, менше, ніж число валентних орбіталей**. Ілюстрацією цьому може бути порівняння властивостей Гідрогену ($1s^1$) і літію ($2s^12p^0$), гелію ($1s^2$) та берилію ($2s^22p^0$). Незважаючи на невелику кількість електронів на зовнішньому рівні, водень і гелій – неметали, оскільки їх атоми мають лише одну валентну орбіталь, у атомів металів – літію і берилію, – чотири валентні орбіталі, що

більше числа валентних електронів (один у літію і два у берилію). У деяких металічних p -елементів число валентних електронів на зовнішньому рівні дорівнює шести (Po $6s^26p^4$) або навіть семи (At $6s^26p^5$), але у цих атомів внаслідок зближення енергії підрівнів np і nd участь у хімічних зв'язках беруть також nd -орбіталі.

Загальне число валентних орбіталей (ns , np , nd) сягає дев'яти, тому у цих атомів число валентних електронів менше від числа валентних орбіталей і ці елементи мають металічні властивості.

2. Загальні фізичні властивості металів

Для металів характерна низька електронегативність, а отже, висока здатність віддавати електрони:



Відновні властивості металів посилюються зі зміщенням у негативну область значень окисно-відновних потенціалів. Як типові відновники, *метали реагують* з речовинами, здатними виявляти окиснювальні властивості: *неметалами, кислотами, оксидами, солями інших металів* тощо.

Метали мають ряд спільних фізичних властивостей. Насамперед, це - висока електро- і теплопровідність та характерний металічний блиск у твердому стані, пластичність (ковкість).

Носіями струму в металах є електрони. Висока електропровідність свідчить, що електрони легко переміщуються в усьому об'ємі металу, вони не зв'язані з окремими атомами, тобто є спільними для всіх атомів даного зразка металу ("електронний газ"). Високу теплопровідність пояснюють наявністю спільних електронів, що швидко рухаються і можуть передавати коливальну енергію від одного шару атомів до іншого.

Міцність кристалічної решітки металів визначається енергією взаємодії спільних електронів з позитивними йонами (кістяками атомів) металів. Якщо під час деформації один шар атомів (йонів) зміщується відносно іншого, це мало впливає на енергію такої взаємодії, оскільки, внаслідок високої рухливості спільних електронів, катіони металів (кістяки атомів) весь час оточені цими електронами і сили притягання між катіонами металів та валентними електронами практично не змінюються. Тому метали – ковкі (пластичні). Однак, у речовин з йонним характером зв'язку під час деформації атоми з однаковими зарядами можуть наближатись один до одного настільки, що сили притягання поступово переходять у сили відштовхування. У речовинах з напрямленим ковалентним зв'язком під час деформації відбувається розрив цих зв'язків. Тому речовини з йонними і ковалентними зв'язками між структурними частками крихкі.

Енергія взаємодії позитивних йонів металу із спільними електронами залежить, головним чином, від зарядів катіонів металу та числа електронів, які беруть участь у металічному зв'язку, а також від радіусів йонів. Виходячи з цього, можна пояснити загальні закономірності у зміні температур плавлення металів у періодах та деяких підгрупах періодичної системи.

Зі збільшенням числа валентних електронів від Калію до Ванадію і Хрому температури плавлення металів швидко зростають, а потім – спадають (виняток становить лише аномально низька температура плавлення Mn). Аналогічно змінюється твердість металів: від дуже м'якого калію до найтвердішого металу –

хрому, а потім знов до набагато м'якших цинку та галію. Причиною такої зміни властивостей металів є збільшення в ряду від калію до хрому числа електронів, які беруть участь у металічному зв'язку. Після хрому число неспарених електронів у атомів металів зменшується, що призводить до зменшення й числа електронів, які беруть участь у металічному зв'язку.

У головній підгрупі I групи при переході від Li до Cs число електронів, які беруть участь у металічному зв'язку, не змінюється (один ns^1 -електрон зовнішнього рівня кожного атома), проте твердість і температура плавлення знижуються. Це пов'язано зі збільшенням радіусів йонів, збільшенням числа енергетичних рівнів та екрануючої дії внутрішніх електронів, а значить, зменшенням енергії зв'язку цих йонів із спільними електронами. Така сама тенденція, окрім аномально низької температури плавлення магнію, спостерігається для s-елементів II групи. Дещо складнішими є закономірності для підгруп d-елементів.

3. Хімічні властивості металів

За своїми хімічними властивостями всі метали є відновниками, всі вони порівняно легко віддають валентні електрони, переходять в позитивно заряджені іони, тобто окислюються. Відновну активність металу в хімічних реакціях, що протікають у водних розчинах, відображає його становище в електрохімічному ряді напруг металів, або ряду стандартних електродних потенціалів металів.

Електрохімічний ряд напруг металів

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Au. Чим лівіше стоїть метал в ряду стандартних електродних потенціалів, тим сильнішим відновником він є, найсильніший відновник - металічний літій, золото – найслабший, і, навпаки, іон золота (III) – найсильніший окисник, літій (I) – найслабший.

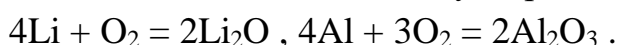
Кожен метал здатний відновлювати з солей в розчині ті метали, що розташовані у ряді напруг після нього, наприклад, залізо може витіснити мідь з розчинів її солей. лужних і лужноземельних металів будуть взаємодіяти безпосередньо з водою.

Метали, що стоять у ряді напруг лівіше водню, здатні витіснити його з розчинів розбавлених кислот.

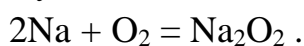
Відновлювальна активність металу не завжди відповідає його положенню в періодичній системі, тому що при визначенні місця металу в ряду враховується не лише його здатність віддавати електрони, а й енергія, яка витрачається на руйнування кристалічної решітки металу, а також енергія, що витрачається на гідратацію іонів.

Взаємодія з простими речовинами

З киснем більшість металів утворює оксиди:



Лужні метали, за винятком літію, утворюють пероксиди:



З галогенами метали утворюють солі галогеноводневих кислот, наприклад,



З воднем найактивніші метали утворюють іонні гідриди – солеподібні речовини, в яких Гідроген має ступінь окиснення -1 $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaN}$.

З сіркою метали утворюють сульфіді: $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$.

З азотом деякі метали утворюють нітриди , реакція практично завжди протікає за нагрівання: $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$.

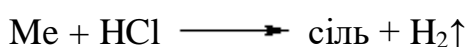
З вуглецем утворюються карбіді: $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_3\text{C}_4$.

З фосфором – фосфіді: $3\text{Ca} + 2\text{P} = \text{Ca}_3\text{P}_2$.

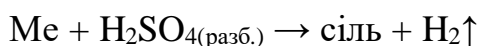
Взаємодія зі складними речовинами.

Продукти взаємодії металів та кислот залежать від положення металу у електрохімічному ряду металів, природи кислоти та її концентрації.

Взаємодія з кислотами неокисниками (тільки метали, які стоять в електрохімічному ряді напруг до водню) супроводжується утворення солі та виділенням водню.



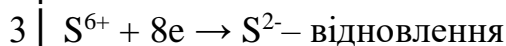
Розбавлена сульфатна кислота.



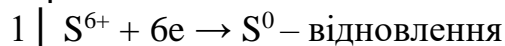
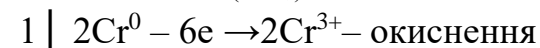
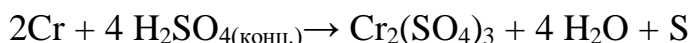
Концентрована сульфатна кислота.



Активний метал



Метал середньої активності



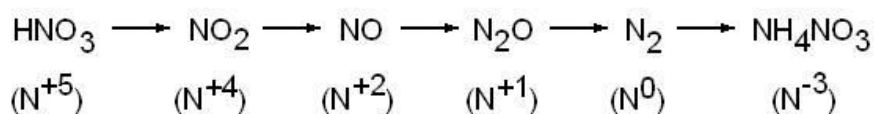
Метал малоактивний



Взаємодія з нітратною кислотою

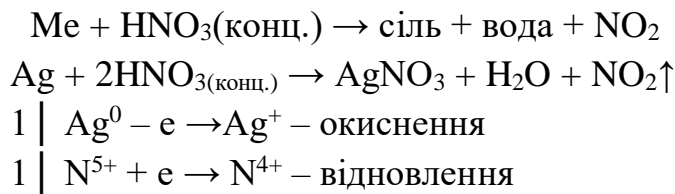


Продукти відновлення HNO_3



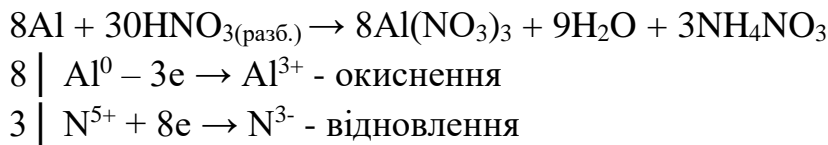
Який з продуктів буде основним, залежить від концентрації кислоти і активності металу.

Концентрована нітратна кислота

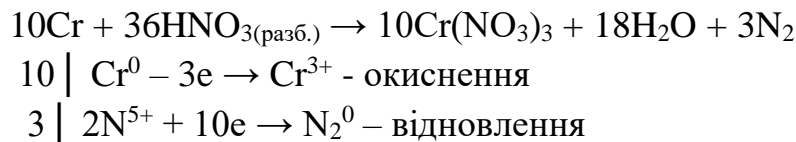


Розбавлена нітратна кислота

Активний метал



Метал середньої активності

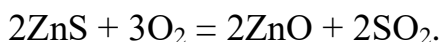


4. Загальні способи добування металів

Більшість металів міститься в природі у складі сполук з іншими елементами, причому в цих сполуках вони мають позитивні ступені окиснення.

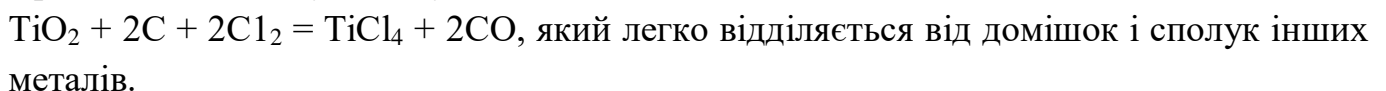
Тому добування металів - це реакції відновлення їх до вільного стану. Відновленню металів найчастіше передують ряд процесів, пов'язаних з особливостями їх знаходження в природі. Мінерали й гірські породи, які містять сполуки металів і придатні для добування металів у промисловості, називаються **рудами**. Добування металів з руд і є задачею металургії. Як правило, руди складаються із суміші мінералів. Мінерали, що містять метал, який необхідно добути, називають рудними, решта – пуста порода. У багатьох випадках руду піддають попередньому збагаченню, застосовуючи різноманітні фізичні прийоми.

Способи хімічної переробки залежать від хімічного складу руди та вимог до властивостей і чистоти сполуки, з якої буде відновлюватися метал. Якщо метал знаходиться в руді у вигляді сульфідів (цинк, кадмій, ртуть, свинець, стибій, бісмут), то його як правило, перетворюють на оксид дією кисню повітря за високих температур (реакція випалювання):



Ряд металів (титан, цирконій, берилій, уран та ін.), які містяться в рудах у вигляді оксидів, силікатів та інших оксигеновмісних сполук, переводять у галогеніди.

Прикладом може бути добування леткого TiCl_4 :



Відновлення металів може проводитись різними методами, які зручно об'єднати в такі групи: пірометалургійні, гідрометалургійні та електрометалургійні. Найбільш розповсюджені пірометалургійні методи, тобто відновлення металів за високих температур.

Предмет та завдання агрохімії. Хімічний склад рослин.

1. Предмет та завдання агрохімії;
2. Хімічний склад рослин;
3. Вміст хімічних елементів у рослинах і виніс їх з урожаєм;
4. Фізіологічна роль основних елементів у живленні рослин.

1. Предмет та завдання агрохімії.

Агрохімія (агрохімічна хімія) – це наука про живлення рослин і застосування добрив з метою підвищення родючості ґрунтів, збільшення врожайності і поліпшення якості сільськогосподарської продукції. Вона вивчає взаємодію між рослиною, ґрунтом та добривом у процесі живлення рослин

Отже, **об'єктами** агрохімії є рослина, ґрунт та, в основному, добрива (меліоранти).

Завданням агрохімії є вивчення кругообігу речовин у землеробстві і з'ясування способів впливу на процеси в ґрунті й рослині, що підвищують врожайність останніх.

Мета агрономічної хімії – створення найкращих умов харчування рослин з урахуванням знання властивостей різних видів і форм добрив, особливостей їхньої взаємодії із ґрунтом, визначення найбільш ефективних форм, способів, строків застосування добрив.

У сучасних умовах поняття агрохімії можна трактувати як науку про живлення рослин і закономірності трансформації добрив у системі ґрунт – рослина - атмосфера з метою максимально реалізації біологічного потенціалу культур і розширеного відтворення родючості ґрунту (рис 1.19).

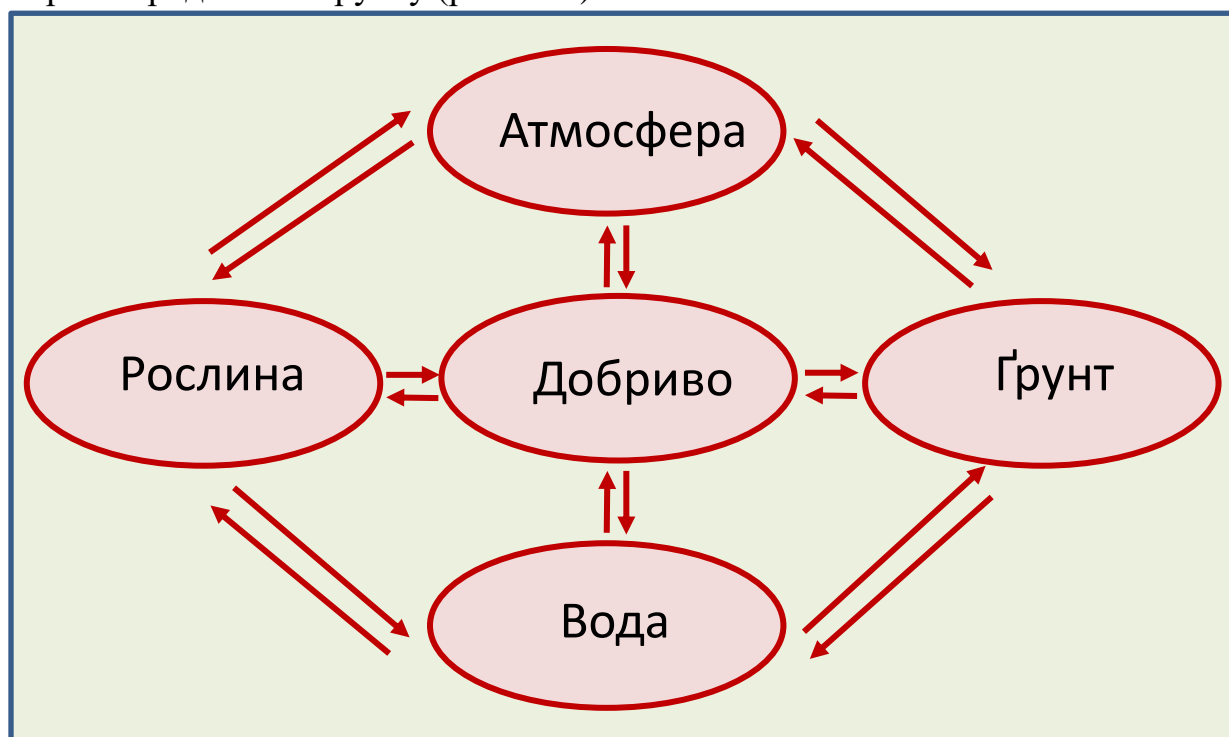


Рис.1.19. Трансформація добрив у системі ґрунт – рослина – атмосфера.

Агрохімія є самостійною наукою, але її вивчення ґрунтується на фундаментальних науках – математиці, фізиці, хімії та біології.

Теоретичною базою агрохімії є хімія, фізіологія рослин, мікробіологія, ґрунтознавство, землеробство.

2. Хімічний склад рослин.

Хімічний склад рослин дуже складний. До складу будь якої рослини входять тисячі різноманітних органічних та мінеральних сполук. Весь комплекс мінеральних та органічних речовин утворює так звану суху речовину рослин. Окрім сухої речовини органи і тканини рослин містять воду.

Співвідношення між кількістю води і сухої речовини в рослинах, їхніх органах і тканинах неоднакове і залежить від групи сільськогосподарських культур, віку, умов вирощування тощо. Так, вміст сухої речовини у плодах огірків, баштанних культур може становити до 5% загальної їхньої маси, у капусті, коренеплодах редису – 7-10%, коренеплодах цукрового буряка й бульбах картоплі – 20-25%, у зерні хлібних злаків і бобових культур – 85-90, насінні олійних культур – 90- 95%.

Вода переважно міститься в клітинах рослин і сприяє проходженню біохімічних реакцій, забезпечує нормальну життєдіяльність рослин. Вона є джерелом Гідрогену та Оксигену, що входять до складу органічних сполук, транспортує поживні речовини від коренів до листя, підтримує стан тургору в клітинах та тканинах рослин.

Рослини використовують велику кількість води . На створення 1 кг сухої речовини рослини витрачають таку кількість води, кг: пшениця – 350-400, овес – 450-500, картопля 400-450. Том у забезпечення рослин оптимальною кількістю води – одна з основних умов вирощування сільськогосподарських культур та підвищення ефективності добрив.

Суша речовина рослин на 90-95% представлена органічними сполуками – білками та іншими нітогенвмісними речовинами, вуглеводами (цукрами, крохмалем, клітковиною, пектиновими речовинами), жирами, вміст яких визначає якість урожаю.

Білки – це високомолекулярні речовини, які складаються із залишків амінокислот. До складу білків входять 20 амінокислот та 2 аміда – аспарагін та глутамін. Молекулярна маса білків досить висока і коливається в межах від декількох десятків тисяч до декількох мільйонів. Білки відіграють величезну роль в організмі рослин і виконують чисельні функції, зокрема, будівельну, запасаючу, каталізуючу тощо. Вміст білків у вегетативних органах рослин звичайно становить 5-20% від їхні маси, у зерні хлібних злаків - 6-20%, а в зерні бобових й олійних культур - 20-35%. Білки мають наступний елементарний склад (%): Карбон- 51-55, Оксиген - 21-24, Нітроген - 15-18, Гідроген - 6,5-7, Сульфур - 0,3-1,5

Усі білки поділяють на прості (протеїни) та складні протеїди.

Протеїни складаються лише із залишків амінокислот. До них відносять альбуміни, глобуліни, проламіни, глутеліни тощо.

Протеїди складаються із залишків амінокислот та залишків речовин небілкової природи (вуглеводів, ортофосфатної кислоти тощо). До цієї групи речовин належать ліпопротеїди, хромопротеїди, глікопротеїди та нуклеопротеїди.

Переважає кількість Нітрогену, яка засвоюється рослинами, входить до складу білків. Проте в деяких рослинах (бобових, картоплі) значна кількість Нітрогену міститься в неорганічній формі (нітрат-йони, йони амонію) та органічній небілковій формі (аміди, пептиди тощо). Тому для оцінки якості продукції використовують такий показник як *вміст сирого протеїну*, тобто кількість білка та небілкових нітрогенвмісних сполук. Вміст сирого протеїну визначають множенням відсоткового вмісту Нітрогену у продуктах на коефіцієнт 6,25.

Цінність зерна пшениці визначають за вмістом сирого клейковини. До 88% складу сирого клейковини становлять білки, решту – жири, цукри, крохмаль, клітковина та мінеральні речовини. Вміст сирого клейковини залежить від вмісту сирого протеїну і обчислюють його множенням вмісту сирого протеїну на 2,12.

Вуглеводи в рослинах містяться у вигляді цукрів (моноцукрів й олігоцукрів, що містять 2-3 залишки моноцукрів) і поліцукрів (крохмалем, клітковиною, пектиновими речовинами).

Цукри містяться в невеликих кількостях у всіх сільськогосподарських рослинах, але в коренеплодах та окремих органах овочевих культур, плодах винограду, ягодах і фруктах можуть накопичуватися як запасні речовини. Серед моноцукрів найбільш поширені гексози ($C_6H_{12}O_6$) – глюкоза й фруктоза, а олігоцукрами - дисахарид сахароза ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Глюкоза (інакше називається декстроза або виноградний цукор) міститься в ягодах винограду – близько 20%, в яблуках, грушах, сливах, черешні і винних ягодах. Глюкоза має здатність викристалізовуватися.

Фруктоза (інакше називається левулеза або плодовий цукор) кристалізується з певними труднощами зустрічається разом з глюкозою в плодах, нектарниках, в бджолиному меду, цибулинах і т. п.

Полісахариди – вуглеводи, що мають склад $(C_6H_{10}O_5)_n$. Найбільш поширені полісахариди – крохмаль і целюлоза (клітковина).

Крохмаль у невеликих кількостях міститься у всіх зелених органах рослин, але в якості основного запасного вуглеводу накопичується в бульбах, цибулинах і насінні. У бульбах картоплі ранніх сортів вміст крохмалю 10-14%, середньо- і пізньостиглих - 16-22%. Приблизно такий же відносний вміст крохмалю міститься в насінні рису та пивоварного ячменю. В зерні інших хлібних злаків вміст крохмалю пересічно становить 55-70%.

Клітковина, або целюлоза – основний компонент клітинних стінок (у рослинах вона пов'язана з лігніном, пектиновими речовинами й іншими сполуками). Волокно бавовнику на 95-98%, а луб'яні волокна льону, коноплі, джуту на 80-90% представлені клітковиною. У зерні пшеничних злаків (вівса, рису, проса) клітковини міститься близько 10-15%, а у не пшеничних (кукурудза, просо, сорго) - 2-3%, у насінні

зернобобових культур - 3-5%, у коренеплодах і бульбах картоплі - близько 1%. У вегетативних органах рослин вміст клітковини становить від 25 до 40% на суху масу.

Пектинові речовини – високомолекулярні поліцукри, які в містяться в плодах, коренеплодах і рослинних волокнах. У волокнистих рослинах вони скріплюють між собою окремі пучки волокон. Широко використовують у харчовій промисловості для виробництва джемів, мармеладу, зефіру, солодоців.

Рослинні жири і ефірна олія. Жири є запасними речовинами. За хімічним складом жири – це тригліцериди жирних кислот, з яких найголовнішими є пальмітинова, олеїнова, стеаринова, лінолева і ліноленова. До складу жирів не входить Нітроген, лише Карбон, Гідроген та Оксиген. Жири є найбільш енергетично вигідними запасними речовинами - при їхньому окисненні виділяється на одиницю маси у два рази більше енергії, ніж у вуглеводів і білків.

Жири у великій кількості як запасна речовина зустрічаються в насінні таких рослин: конопель – 33%, льону – 34, бавовнику – 34, маку – 44, ріпака – 45, гарбуза – 50, соняшника – 50, мигдалю – 53, кокосової пальми – 66%.. Рослини, багаті на олію, називаються олійними. В зернах злакових рослин міститься порівняно мало жиру: жито і пшениця – 1,5%, овес – 6%, кукурудза – 7%., в бобових рослинах – люпин – 5,3%, горох – 3%, соя – 18%.; в бульбах картоплі і коренях буряків міститься значно менше: картопля – 0,3%, корені буряків–1 %; зелені стебла вики – 0,6%; стебла злакових–0,7 %. Можуть бути відхилення залежно від умов виростання і від сорту рослини.

Крім жирної олії (або жирів), в рослинах зустрічаються ще ефірна олія і смоли, що складаються з камфори або з терпенів. Вони мають аромат, від якого залежить запах квітів, молодих весняних бруньок або всіх частин ароматичних рослин (кмин, кріп, чабер, коріандр, камфорний лавр, хвойні дерева, терпентинне дерево та ін.). Ефірна олія легко випаровується і тому жирні плями, які залишаються після неї на папері, швидко зникають.

3. Вміст хімічних елементів у рослинах і виніс їх з урожаєм.

Органічна частина сухої речовини рослин переважно складається з чотирьох хімічних елементів–органогенів Карбону, Гідрогену, Оксигену та Нітрогену з масовими частками відповідно 45; 6,5; 42 та 1,5%. Хімічні елементи, які залишаються після спалювання рослин називаються *зольними* і на їхню частку припадає 5% маси рослини.

Усього в рослинах виявлено більше 70 елементів. На сучасному рівні розвитку наукових даних близько 20 елементів (у тому числі, вуглець, кисень, водень, азот, фосфор, калій, кальцій, магній, сірка, залізо, бор, мідь, марганець, цинк, молібден, ванадій, кобальт і йод) вважаються, *безумовно необхідними* для рослин. Без них неможливий нормальний хід життєвих процесів і завершення повного циклу розвитку рослин. Для більш ніж 10 елементів (у тому числі кремнію, алюмінію, фтору, літію, срібла тощо) є відомості про їхню позитивну дію на ріст і розвиток рослин. Ці елементи вважаються *умовно необхідними*. Очевидно, що по мірі вдосконалювання

методів аналізу та біологічних досліджень загальне число елементів у складі рослин і перелік необхідних елементів буде розширений.

Азот і такі зольні елементи, як фосфор, сірка, калій, кальцій, магній, натрій, хлор і залізо, містяться у рослинах у відносно більших кількостях (від декількох відсотків до сотих часток відсотка сухої речовини) і називаються *макроелементами*.

Вміст інших необхідних елементів – бора, марганцю, міді, цинку, молібдену, ванадію, кобальту і йоду у рослинах становить від тисячних до стотисячних часток відсотка, і вони одержали назву *мікроелементів*.

Такий умовний поділ елементів не відображає їхню роль та значення повністю, оскільки жоден з цих елементів не може бути замінений повністю іншим елементом.

Потребу рослин в елементах живлення визначають за допомогою хімічного аналізу. Вміст елементів у біомасі рослин, тобто в наземних органах і кореневій системі, характеризує їх потребу в елементах живлення. Це – *біологічний виніс*.

Кількість елементів живлення, що знаходяться в основній і побічній продукції врожаю, – це *господарський виніс*.

Зазвичай, потребу сільськогосподарських культур в елементах живлення визначають за показниками господарського виносу.

Різні культури виносять неоднакову кількість Нітрогену, Фосфору і Калію. Так, в урожаї зернових киль тук співвідношення NPK становить 3 : 1 : 2...2,6. Це означає, що цими культурами Нітрогену використовується в 3 рази більше, ніж Фосфору, а Калію – у 2,5 рази більше. NPK змінюється залежно від типу культури, умов її вирощування тощо.

Якщо відомий виніс основних елементів живлення на одиницю врожаю, то можна розрахувати потребу цих елементів для вирощування запланованого врожаю.

4. Фізіологічна роль основних елементів у живленні рослин.

До складу рослин входить велика кількість хімічних елементів. Кожний з них виконує ту чи іншу функцію у життєдіяльності рослин і тому жоден з них не може бути замінений іншим.

Нітроген дуже впливає на ростові процеси, прискорюючи наростання вегетативної маси, у зв'язку з чим його часто називають елементом росту. Надлишок цього елемента в мінеральному живленні рослин призводить до надмірного росту вегетативних органів, що знижує стійкість проти несприятливих умов вирощування, негативно впливає на розвиток рослин, цвітіння, запліднення й утворення репродуктивних органів. Для того, щоб ліквідувати негативні результати азотного дефіциту, потрібно вносити азотні добрива. Кращими з них у більшості випадків є аміачна селітра і сечовина, які треба застосовувати в оптимальних нормах, бо надлишок азоту може стати причиною негативних наслідків.

Фосфор має велике фізіологічне значення у процесах дихання, бродіння і фотосинтезу рослин. Він потрібний також для обміну вуглеводів і нітрогенвмісних речовин. Фосфор прискорює перехід від вегетативного росту до генеративного розвитку, сприяє формуванню органів розмноження та досягання насіння.

Оптимальне фосфорне живлення сприяє підвищенню посухостійкості та зимостійкості рослин. Фосфорне голодування гальмує ріст вегетативних органів та формування насіння. Його розпізнають за такими ознаками, як гофрованість та скручування листків по краях, з'явлення на листових пластинках фіолетово-червонуватих плям, відмирання тканин.

Калій як одновалентний елемент підвищує посухостійкість і морозостійкість рослин, сприяє кращому використанню заліза для синтезу хлорофілу, позитивно впливає на фотосинтез і утворення таких важливих сполук, як білки, крохмаль, жири, зменшує вилягання зернових культур та підвищує стійкість рослин проти грибних захворювань. Нестача його у живленні рослин знижує їх продуктивність. Ознаками недостатнього живлення калієм у рослин є пожовтіння, потім побуріння і відмирання країв листків. Цьому можна запобігти внесенням калійних добрив, Найбільше на них реагують корене- і бульбоплоди, соняшник, гречка, льон, тютюн, конюшина, люцерна, овочеві культури тощо.

Кальцію сільськогосподарські культури потребують велику кількість, особливо бобові. Він позитивно впливає на розвиток кореневої системи, нейтралізує органічні кислоти, перетворюючи їх у нешкідливий для рослин оксалат кальцію, знижує гідрофільність колоїдів, впливає на надходження в рослини бору, марганцю, молібдену та інших мікроелементів, активізує діяльність корисної мікрофлори та ін. При нестачі його спостерігається хлороз, корені ослизнюються, порушується обмін речовин, що знижує продуктивність рослин.

Магній входить до складу хлорофілу і бере участь у фотосинтезі. Нестача його проявляється на легких ґрунтах у своєрідному «мармуровому» хлорозі листків.

Марганець. Нестача його призводить до порушення азотного живлення, зменшення вмісту білків, вуглеводів і продуктивності рослин. Він бере участь у процесах фотосинтезу і дихання рослин. Потреба рослин у марганці визначається його виносом з урожаєм, який становить від 0,35 до 4,5 кг/га.

Бор. При нестачі цього елемента у рослин відмирають точки росту. БВинос його урожаєм різних культур становить від 30 до 270 г/га. Внесення фосфору і вапна збільшує потребу рослин у борних добривах. Значення цього елемента для рослин пов'язане з вуглеводним, білковим і нуклеїновим обміном. Він сприяє заплідненню, запобігає опаданню зав'язі і прискорює розвиток репродуктивних органів. Надлишок бору для рослин шкідливий, що проявляється на нижніх листках у вигляді опіків, побуріння та в значному їх опаданні.

Купрум входить до складу багатьох ферментів, а також позитивно впливає на фотосинтез, вуглеводний і білковий обмін у рослин. Нестача її проявляється характерним поблілінням кінчиків листків і пустозерністю у зернових та суховершинністю у плодових. Виніс купруму урожаєми різних культур становить 10 — 170 г/га. Найбільше реагують на внесення її льон, коноплі, цукрові буряки й зернові; Як добрива частіше використовують мідний купорос.

Молібден бере участь у засвоєнні азоту атмосфери. Молібденові добрива використовують в основному для удобрення бобових культур. В сучасному землеробстві застосовують молібдат амонію та молібденізований суперфосфат.

Лекція 10

Живлення рослин.

1. Повітряне живлення рослин;
2. Кореневе живлення рослин;
3. Вплив різних чинників на умови живлення рослин.

Сільськогосподарські рослини існують одночасно в двох середовищах: в ґрунті та нижньому шарі атмосфери. Через зелене листя вони поглинають вуглекислий газ з повітря, а коренями – воду, мінеральні і деякі органічні речовини з ґрунту. Отже, живлення рослин поділяють на повітряне і кореневе. Обидва види живлення взаємозв'язані між собою. Розмежування їх умовне, оскільки одні й ті самі речовини здатні поглинатися як корінням, так і листям. Рослина-єдиний організм, в якому функції живлення не замінюються і не вилучаються.

1. Повітряне живлення рослин.

В середньому в сухій речовині рослин міститься біля 45% Карбону і 42% Оксигену. Джерелом Карбону та Оксигену для синтезу органічних речовин рослинами є повітряне живлення. Карбону, разом з Оксигеном, Гідроґеном та Нітроґеном є основою специфічних сполук живого світу, зумовлює будову високомолекулярних речовин – вуглеводів, білків, ліпідів, нуклеїнових кислот та інших. Карбон надходить у рослини з неорґанічної природи (з повітря) в процесі фотосинтезу. Біологічний синтез органічних сполук із простих мінеральних речовин CO_2 і H_2O з використанням сонячної енергії називається фотосинтезом. Сонячна енергія поглинається хлорофілом, що сприяє перебігу хімічних реакцій, внаслідок яких з вуглекислого газу і води утворюються органічні речовини:



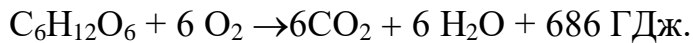
Основну кількість CO_2 рослини отримують з повітря, решту - через кореневу систему. Встановлено, що найкраще фотосинтез відбувається при вмісті в повітрі 1 % CO_2 , гірше - при вмісті 0,01 % CO_2 , тоді як вміст CO_2 в повітрі становить 0,03 %. У шарі повітря завтовшки 1 м над одним гектаром ґрунту міститься 5-6 кг CO_2 . Рослини при енергійному рості засвоюють 250- 300 кг/га CO_2 .

Кількість міліграмів CO_2 , засвоєного протягом 1 год 1 дм^2 листової поверхні, називається **інтенсивністю фотосинтезу**. Первинним продуктом фотосинтезу є вуглеводи. Однак за рахунок сонячної енергії в рослині можуть утворюватись і білкові речовини.

В процесі фотосинтезу утворюється понад 90 % сухої речовини рослин. На Землі завдяки фотосинтезу щорічно утворюється понад 100 млрд. т органічних речовин. Щорічно зелені рослини зв'язують 170 млрд т вуглекислого газу і розкладають з використанням сонячної енергії (фотолізу) близько 130 млрд. т води з виділенням 115 млрд. т вільного кисню.

На інтенсивність фотосинтезу впливають вміст вуглекислого газу в повітрі й елементів мінерального живлення у ґрунті, вологозабезпеченість посівів, умови освітлення, температура повітря й ґрунту, сортові особливості рослин.

В рослинах поряд з процесами утворення органічних речовин відбуваються процеси їх розщеплення, пов'язані з диханням. **Дихання** – це сукупність реакцій перетворення складних органічних сполук на простіші. Загальну формулу дихання можна записати так:



Субстратами дихання можуть бути цукри, органічні жирні кислоти, білки. Хімічна енергія, що вивільнюється в процесі дихання, необхідна для життєвих процесів, які відбуваються в рослинах (обмін речовин, ріст і розвиток рослин тощо). Близько 20 % органічної речовини, отриманої в процесі фотосинтезу, використовується на дихання. Дихання відіграє важливу роль у процесах поглинання рослинами мінеральних елементів живлення і включення їх в обмін, Фотосинтез і дихання можна розглядати як два протилежних процеси. Якщо ці процеси відбуватимуться з однаковою інтенсивністю, то органічна речовина може не накопичуватись, особливо в холодну і похмуру погоду.

Отже, агротехнічні заходи повинні спрямовуватися так, щоб вони сприяли максимальному проходженню фотосинтезу, що забезпечує отримання найвищого врожаю.

2. Кореневе живлення рослин.

Рослини через листя засвоюють понад 95 % CO_2 , позакореневим живленням із водних розчинів можуть засвоювати через листя зольні елементи, нітроген і сірку. Однак основну кількість нітрогену, води і зольних елементів рослини засвоюють із ґрунту через кореневу систему. Вбирна здатність кореневої системи дуже велика. Наприклад, мінімальна, доступна для рослин, кількість фосфорної кислоти становить 0,03-0,1 мг/л розчину.

Кореневі системи рослин можуть поглинати іони з ґрунтового розчину або ґрунтових колоїдів. Гранична концентрація елементів живлення в ґрунтовому розчині залежить від видових і сортогенетичних особливостей, фаз росту і розвитку рослин тощо. У фазі найбільш активного росту і розвитку більшості культур в 1 л ґрунтового розчину міститься 20-30 мг азоту і калію, 10-15 мг фосфору. Гранична концентрація мікроелементів становить близько 1-2 бору, 5-7 мг/л марганцю і цинку.

Корінь рослини – це орган живлення. Складним органом вищих рослин є коренева система. Тому важливо знати, які частини коріння безпосередньо поглинають речовини з ґрунтового середовища. Коренева система рослини формується протягом усього її життя. За морфологічними ознаками коріння буває стержньовим і мичкуватим. Кожна коренева система має зону росту. Окремий корінь складається з кореневого чохла, конуса наростання, зони розтягування клітин, всмоктувальної зони коріння, вкритої кореневими волосинками, зони появи бічних

коренів із центрального циліндра. Вбирна здатність окремих частин кореневої системи неоднакова. Найактивніші кореневі волосинки молодого коріння. Від їх кількості прямо залежить максимум вбирання. Довжина корневих волосинок може досягати 10 мм, у злаків вона перевищує 1,5-4,2, у вівса – 2,4 мм. Густина розміщення корневих волосинок нерідко становить 300-400 шт/мм² поверхні коріння і визначається умовами мінерального живлення.

Проходячи між твердими часточками ґрунту, волосинки деформуються, дуже скривлюються і сплющуються. При цьому вони щільно облягають ґрунтові часточки, склеюючись з ними слизом, що виділяється. На кожному 1 мм² коріння утворюється кілька сотень, а інколи й тисяч корневих волосинок завдовжки 0,15-1,0 мм. Вони недовговічні, через 10-20 діб після утворення відмирають, а замість них на іншій частині кореня утворюються нові кореневі волосинки. Розвиток кореневої системи залежить від біологічних особливостей культури, агротехніки, типу і властивостей ґрунту тощо. Так, маса коріння рослин кукурудзи становить 16% їх надземної маси, люцерни – 166%, озимої пшениці – 70%. У більшості культурних рослин коренева система проникає на глибину до 2 м, а основна маса коріння зосереджена в шарі 30-50 см. Загальна довжина корневих волосинок однієї рослини досягає 20 км. У зв'язку з інтенсивним формуванням тонких всмоктувальних корінців у дорослих рослин спостерігається випереджувальний розвиток вбирної поверхні. Для пояснення механізму поглинання поживних речовин через пограничні шари клітинних мембран, що постійно оновлюються, при контакті систем корінь-середовище ученими висунуто різні припущення. Запропоновано кілька теорій і гіпотез кореневого живлення рослин: дифузно-осмотична, ліпоїдна, ультрафільтраційна, адсорбційна, теорія “вільного простору”, переносників та “іонних насосів”, піноцитозу, електрохімічна тощо.

Рослина не є тільки споживачем поживних речовин у ґрунті. Корені рослин активно впливають на ґрунт. Добре відома здатність коренів виділяти в зовнішнє середовище органічні і мінеральні речовини (цукри, органічні кислоти, органічні сполуки, які містять азот, вітаміни, ферменти тощо). Виділені коренями органічні речовини є продуктом живленням для мікроорганізмів, які у процесі життєдіяльності сприяють мобілізації поживних речовин ґрунту, підвищуючи їхню доступність для рослин у ділянках, які безпосередньо примикають до коріння.

Рослини роблять і прямий вплив на важкодоступні для споживання ґрунтові мінерали (особливо та ті, які містять фосфор), переводячи них у легко засвоювані форми. Ще Д.Н. Прянішніков довів здатність люпину, гречки та гірчиці використовувати фосфор малорозчинних фосфатів або природних фосфоритів.

3. Вплив різних чинників на умови живлення рослин.

Кисла реакція ґрунтового розчину суттєво підвищує вміст рухомих форм алюмінію, марганцю, заліза, які негативно впливають на рослину; зменшенням доступу для рослин молібдену; порушенням діяльності ферментів в ґрунті;

пригніченням діяльності корисної мікрофлори в ґрунті (амоніфікаторів, нітрофікаторів, азотобактера тощо), стимуляцією розмноження тих бактерій і грибів, які виділяють в ґрунт токсичні речовини.

На умови живлення рослин впливає **антагонізм іонів**, коли високі концентрації однойменно заряджених одних іонів, які перешкоджають поглинанню тих іонів, що знаходяться в меншій концентрації. Екстремальна форма антагонізму іонів – це «зникнення» іонів, що є або переходом елементів живлення з розчинної форми в повністю нерозчинну або швидким розчиненням солей та вимиванням з ґрунту аніонів, які містять поживні речовини, а коли іони з протилежними зарядами взаємно прискорюють надходження їх в рослину, отримало назву синергізму.

На умови живлення рослин впливає і **загальна концентрація** ґрунтового розчину. При надмірній концентрації (> 2 г/л) рослини гинуть, але коріння можуть використовувати поживні елементи і за дуже слабких концентрацій ґрунтового розчину.

На умови живлення рослин впливає аерація ґрунту - або через концентрацію CO₂ в ґрунтовому розчині, або через збільшення вмісту O₂ в повітрі ґрунту. В першому випадку проходить утворення вугільної кислоти, яка посилює розчинність солей, що містять поживні елементи. Збільшення вмісту O₂ в повітрі ґрунту приводить до покращення діяльності кореневої системи та аеробних мікроорганізмів, діяльність яких покращує поживний режим.

Вологість ґрунту на процес живлення рослин впливає через покращення загального стану рослини (і кореневої системи), покращення мікробіологічної діяльності, впливом на розчинність солей (вода є універсальним розчинником).

Вплив оптимального теплового режиму на процес живлення рослин пов'язаний з загальним станом рослини (і кореневої системи, зокрема); покращенням мікробіологічної діяльності, впливом на розчинність солей (на швидкість хімічних реакцій), що на загал позитивно впливає на поживне середовище.

Що стосується ролі світлового режиму, то поглинання поживних речовин кореневою системою рослини відбуваються лише при наявності процесу фотосинтезу, тому у темряві поглинання поживних елементів не відбувається. Чим краще освітлення рослини, тим інтенсивніше йде фотосинтез, тим більше потрібні рослини елементи живлення.

Ґрунт як джерело живлення рослин. Кислотність ґрунтів.

1. Поняття про ґрунт та його родючість.
2. Будова, механічний склад і властивості ґрунту.
3. Вбирна здатність ґрунту та її види. Кислотність ґрунтів.

1. Поняття про ґрунт та його родючість.

Ґрунтознавство, або наука про ґрунти – це наука про походження, розвиток, еволюцію та функціонування ґрунтів, їх склад, будову і властивості, взаємозв'язок із живими організмами і навколишнім середовищем, закономірності географічного поширення і шляхи раціонального використання. Народного господарського значення ґрунту визначається його якістю й властивостями. В сільському і лісовому господарстві використовується головна властивість ґрунту – родючість, а для промислових галузей найбільше значення мають фізичні та фізико-механічні його властивості.

Особливе становище ґрунту визначається тим, що в його складі є мінеральні й органічні речовини та велика група специфічних органічних і органо-мінеральних сполук – **ґрунтовий гумус**. Невід'ємна частина ґрунту – його жива фаза, тобто живі організми (кореневі системи рослин, тваринний світ, а також велика кількість різноманітних мікроорганізмів). Тому ґрунт є багатофазною системою, яка включає тверду, рідку, газоподібну і живу фази на відміну від інших природних тіл.

Ґрунт – це пухкий поверхневий шар земної кори, який сформувався на земній поверхні при взаємодії геологічних порід та тваринних і рослинних організмів в певних умовах клімату та рельєфу протягом часу.

Ґрунт відзначається такою характерною ознакою, як **родючість**. **Родючість** – здатність ґрунту забезпечувати необхідні для життєдіяльності рослин земні фактори і умови, які визначають поживний, водно-повітряний, температурний, окисно-відновний та інші режими. Розрізняють **потенційну** (природну) та **ефективну** родючість ґрунту. **Потенційна** родючість ґрунту виникає і розвивається під впливом різних природних процесів ґрунтоутворення і значною мірою визначається такими генетичними показниками як гранулометричний склад, валовий вміст гумусу, азоту, фосфору і калію, реакція ґрунтового розчину та іншими. При сільськогосподарському використанні ґрунтів частина потенційної родючості реалізується в урожаї культурних рослин – це і є **ефективна родючість**. Теоретично вона визначається тією кількістю поживних речовин та інших агрономічних показників, яку культурні рослини використовують для утворення урожаю. При інтенсивному сільськогосподарському використанні ґрунтів (хімізація, меліорація, зрошення) створюються умови для отримання високих врожаїв культур, що обумовлено більшою кількістю рухомих поживних речовин у ґрунті, кращими показниками водного режиму та ін. за рахунок підвищення рівня мобілізації потенційних запасів родючості. Таким чином, ефективна родючість проявляється у формі **економічної**

або природно-економічної родючості. Вона формується під впливом конкретної господарчої діяльності людини. Ґрунт – один із найважливіших компонентів біосфери, особливе тіло природи, яке органічно поєднує в собі живу та неживу основу і характеризується дуже різноманітним складом.

2. Будова, механічний склад і властивості ґрунту

2.1. Фазовий склад ґрунтів.

Ґрунт – це складна саморегулююча багатофазна система. Він складається з чотирьох фізичних фаз – твердої, рідкої, газової та живої.

Тверда фаза ґрунту складається з *мінеральної* (95...99%) та *органічної* частин, це скелет ґрунту.

Мінеральна частина сформувалась з материнських порід і містить залишкові мінерали (уламки і частинки вихідних порід і мінералів), вторинні (заново створені) мінерали, а також оксиди, солі й інші сполуки та елементи, які утворилися у процесі вивітрювання і ґрунтоутворення.

Органічна частина – це нерозкладені і напіврозкладені рештки живих організмів, продукти їх розкладу і гумус. Тверда фаза ґрунту складається з частинок і агрегатів різної форми і розміру: від великих уламків породи до колоїдних частинок.

Головні характеристики твердої фази ґрунту: мінералогічний, хімічний, гранулометричний (механічний) і агрегатний склади, структура, щільність, пористість (шпаруватість), в'язкість.

Рідка фаза ґрунту – це ґрунтовий розчин, який створюється за рахунок води атмосферних опадів, із ґрунтових вод та при конденсації водяної пари. Якісні показники та обсяги ґрунтового розчину змінюються залежно від кількості надходження води, водно-хімічного та фізикохімічного складу ґрунту. Рідка фаза ґрунту відіграє важливу роль у родючості ґрунту (живлення рослин) і в процесах ґрунтоутворення, перш за все, у формуванні ґрунтового профілю. Під впливом рідкої фази ґрунту здійснюється перерозподіл і винос на глибину різних часток і з'єднань у вигляді суспензій, колоїдних та інших розчинів.

Головні характеристики рідкої фази: концентрація, склад і реакція ґрунтового розчину, буферність, осмотичний тиск.

Газова фаза ґрунту представлена ґрунтовим повітрям, яке заповнює вільні від води щілини та порожнини у ґрунті. Джерелом ґрунтового повітря є повітря атмосфери, а також гази, які утворюються у ґрунті. Вода і повітря у ґрунті є антагоністами, тому у сухому ґрунті повітря більше, у вологому – менше. Ґрунтове повітря за своїм складом значно відрізняється від атмосферного: у ньому вміст вуглецевого газу (CO₂) значно більше ніж в атмосферному (до 20% у ґрунтовому, 0,03% у атмосферному), менше кисню, значна кількість водяної пари, аміаку, азоту та інших газів.

Жива фаза ґрунту – це всі організми, які населяють ґрунт і беруть участь у ґрунтоутворенні. До них відносяться різноманітні мікроорганізми (бактерії, актиноміцети, гриби, водорості), представники ґрунтової мікрої мезофауни

(найпростіші, комахи, черв'яки та інші) і, звичайно, кореневі системи рослин. Тверда, рідка, газова і жива фази знаходяться у тісній взаємодії і складають єдину біокосну систему – ґрунт.

2.2. Мінеральна частина твердої фази ґрунту.

Мінеральна частина твердої фази ґрунту утворилася з гірських порід під впливом процесів вивітрювання, тому вона характеризується хімічним, гранулометричним і мінералогічним складом, які були властиві вихідній породі. У мінералогічному складі твердої фази ґрунту умовно відрізняють **первинні та вторинні мінерали**: до перших відносять частинки з розміром більше 0,001 мм, які сформувались при високій температурі і тиску у глибинних шарах Землі. Вторинні мінерали (частинки менше 0,001 мм) утворилися у процесі вивітрювання, тобто вважають, що первинні мінерали поступово трансформуються у вторинні. Серед найбільш поширених первинних мінералів 95% маси земної кулі займають силікати і алюмосилікати. Найбільш цінні агрономічні властивості ґрунтів пов'язані з такими первинними мінералами, як польові шпати, слюди, кварц.

Хімічний склад мінеральної частини твердої фази ґрунту. Хімічний склад мінеральної частини твердої фази ґрунту обумовлюється відповідними характеристиками материнських порід. Різниця в хімічному складі ґрунтів пов'язана, перш за все, з кліматичними умовами і характером ґрунтоутворюючого процесу. Згідно участі відповідних елементів у живленні рослин виділяють макроелементи та мікроелементи, які необхідні рослинам у великій кількості. *Макроелементи* – це хімічні елементи, які є у ґрунтах у великій кількості (вуглець, кисень, водень, азот, фосфор, калій, сірка, залізо, кальцій, магній). *Мікроелементи* – це хімічні елементи, які знаходяться у ґрунтах у невеликій кількості, але необхідні для повноцінного живлення рослин. До них відносять марганець, мідь, цинк, кобальт, бор, молібден, йод.

У ґрунтах також є дуже незначна кількість *радіоактивних елементів*, які обумовлюють природну радіоактивність. Це такі елементи: уран, радій, стронцій, торій, цезій.

У ґрунті можуть бути також елементи *токсичні* для рослин: фтор, хлор, миш'як. При значному їх вмісті пригнічується ріст і розвиток рослин.

В умовах техногенного забруднення у ґрунтах накопичуються *важкі метали* (свинець, хром, кадмій, ртуть та інші), які поглинаються рослинами та їх вміст у продуктах харчування може перевищувати допустимі норми.

2.3. Гранулометричний склад ґрунту. Переважна частина ґрунтів формується на пухких відкладеннях, які є продуктами вивітрювання, тобто руйнування і перетворення вихідних щільних гірських порід. Вони складаються із суміші мінеральних частинок різної величини, які називаються механічними елементами.

Гранулометричний (механічний) склад ґрунту – це масове співвідношення (відносний вміст у відсотках) у його складі твердих частинок (механічних елементів) різної величини. Гранулометричний склад ґрунтів відображає характер материнських

порід і мало змінюється у процесі ґрунтоутворення, а також визначає майже всі властивості ґрунту – водно-фізичні, фізико-хімічні, біологічні.

Близькі за розмірами механічні елементи об'єднують у **фракції**. Ґрунтові фракції в основному поділяють на два види: фізичний пісок (частинки більші 0,01мм) і фізична глина (частинки менші 0,01мм). Ці поняття запропоновані вченим Н.М. Сибірцевим. Частинок більші 1 мм складають **ґрунтовий скелет**, а частинки менші 1 мм називають **дрібнозем**. Частинок менше 0,001 мм називають **мулистою або тонко дисперсною фракцією**. Фракцію крупного пилу (0,05...0,01 мм) називають **лесовидною**, оскільки вона переважає у лесах.

Розрізняють такі механічні елементи: каміння, хрящ, пісо, пил, мул, колоїди.

Гранулометричний склад ґрунту є однією з найважливіших його характеристик. Він визначає такі важливі агрономічні властивості як фільтраційна та водоутримуюча здатність, швидкість просихання, опір ґрунту при обробітку ґрунтообробними знаряддями та інші. Ґрунти із значним вмістом фізичної глини називають **важкими**, а піску – **легкими**. Важкі ґрунти повільніше нагріваються, тому весняні роботи і сівбу на них починають у пізніші терміни, ніж на легких.

2.4. Органічна частина твердої фази ґрунту. Органічна частина твердої фази ґрунту – це залишки рослинних і тваринних організмів та продуктів їх перетворення, серед яких найважливіше місце займає гумус.

Гумус (перегній) – продукт життєдіяльності мікроорганізмів і складних процесів синтезу, які при цьому відбуваються.

Або гумус – це складний комплекс речовин переважно темного кольору, який рівномірно насичує ґрунт і знаходиться у тісному зв'язку з його мінеральною частиною.

Гумус відіграє важливу роль у процесах ґрунтоутворення та родючості: покращує фізичні, хімічні та біологічні властивості ґрунту, вміщує багато елементів живлення рослин, а зокрема азот, якого не має у гірській породі. Вбираючи розчинні елементи живлення (калій, фосфор), гумус запобігає їх вимиванню. Гумусові речовини утримують у ґрунті воду, що покращує забезпечення рослин вологою, надають ґрунту темнішого забарвлення, що сприяє кращому поглинанню тепла. Розклад органічних речовин у гумусі покращує тепловий режим ґрунту, що особливо важливо для північних районів. Багаті на гумус ґрунти мають добрі агрономічні властивості. Свіжий перегній склеює найдрібніші частинки ґрунту у ґрунтові агрегати, які не розпливаються у воді, що зменшує зв'язність важких глинистих ґрунтів, знижує затрати тягових зусиль при їх обробітку.

З органічною речовиною ґрунту тісно пов'язані фізичні і хімічні властивості, які визначають ефективну родючість. За своїм складом він неоднорідний. Для кожного типу ґрунту характерний певний склад гумусу. Джерелом формування органічної частини твердої фази є рослини і тварини, які населяють ґрунт. Залишки зелених рослин надходять у ґрунт у вигляді наземних решток і відмираючої кореневої системи. На орних землях наземна частина рослин відчужується майже повністю,

поповнення органічної речовини відбувається за рахунок кореневої системи і пожнивних решток. В степовій зоні у метровому шарі ґрунту маса коренів складає від 8 до 28 т/га.

У поповненні запасів органічної речовини значну роль відіграють мікроорганізми та безхребетні тварини. Біомаса безхребетних тварин складає у підзолистих ґрунтах 2...3, у дерново-підзолистих – 7...12, у сірих лісових ґрунтах досягає 90 г/м². Ґрунтові мікроорганізми, які руйнують органічні рештки, по відношенню до кисню розподіляються на дві групи: аеробні, які живуть і розмножуються у присутності кисню, та анаеробні, життєдіяльність яких проходить при відсутності кисню. Найбільша частина мікроорганізмів знаходиться у верхніх шарах ґрунту, у яких розміщується коренева система рослин. (Маса живих бактерій у шарі 0...25 см може досягати 5...7 т/га). Кількість мікроорганізмів у ґрунті дуже велика. Залежно від умов швидкість розкладу органічних решток може бути різною, тому кількість гумусу, який накопичується у ґрунті, також неоднакова. Хімічний склад органічних решток дуже різноманітний. Більшу частину їх маси (до 75...90%) складає вода. До складу сухої речовини входять вуглеводи, білки, лігнін, ліпіди, смоли та багато інших речовин, а також зольні елементи.

У ґрунтах України вміст гумусу та його запаси в орному шарі залежно від типу ґрунту коливаються від 1 до 6% або від 21...56 до 144...216 т/га.

З гумусом тісно пов'язані головні агрономічні властивості ґрунтів. У гумусі міститься біля 98% загального вмісту азоту, до 60% фосфору. Гумус безпосередньо впливає на водний і повітряний режими. Він обумовлює такі важливі характеристики ґрунту як ємність вбирання, його буферність. За даними В. А. Ковди гумус виконує і планетарну роль, **як акумулятор органічної речовини й пов'язаної з ним енергії, що обумовлює стійкість біосфери. У процесі утворення гумусу він виконує головну роль (його колоїдні фракції) у створенні структурних агрегатів і структури ґрунту. Гумус регулює зв'язність ґрунту, зменшує силу зчеплення глини і збільшує силу зчеплення піску.**

Збільшення вмісту гумусу у ґрунтах є обов'язковою умовою підвищення їх ефективної родючості. У сільськогосподарському виробництві ґрунти збагачуються гумусом за рахунок рослинних решток після збирання врожаїв, внесення органічних і мінеральних добрив, торфу, компостів, посіву і заорюванню сидератів: люпину та інших сільськогосподарських культур.

3. Вбирна здатність ґрунту та її види. Кислотність ґрунтів. Засновником сучасного вчення про поглинальну здатність ґрунту вважається К. К. Гедройц.

Вбирна здатність – властивість ґрунту вбирати з навколишнього середовища і утримувати різні речовини, частини, молекули, іони, мікроорганізми. Згідно К. К. Гедройцю розрізняють п'ять видів вбирної здатності ґрунту: механічну, фізичну, фізико-хімічну (обмінну), хімічну і біологічну.

Механічна вбирна здатність – це здатність ґрунту як порового тіла утримувати у своїй товщі тверді частинки, діаметр яких перевищує діаметр його пор. Її величина залежить від гранулометричного складу і структури ґрунту. Прикладом такої вбирної здатності може бути вбирання змочених у воді мулистих частинок на зрошуваних землях, або в каналах і водосховищах (кольматація – замулення).

Фізична вбирна здатність – властивість ґрунту вбирати цілі молекули поверхнею колоїдних частинок (тобто вбирання на поверхні – адсорбція). Фізично вбираються водяна пара, молекули різних газів, а також твердих речовин. Прикладом фізичного вбирання може бути гігроскопічна вода – це молекули води, адсорбовані навколо колоїдних часток ґрунту.

Фізико-хімічна (обмінна) вбирна здатність – це здатність ґрунту вбирати із ґрунтового розчину іони різних дисоційованих речовин – катіони та аніони, які знаходяться на поверхні колоїдних частинок. У ґрунті переважають негативно заряджені колоїди, тому з розчину вбираються переважно катіони, які обмінюються на катіони колоїдного комплексу. В природних умовах цей процес безперервний. Максимальна кількість катіонів, яку ґрунт може увібрати з розчину і утримувати в обмінно-увібраному стані, називають ємністю вбирання. Зараз цю величину називають ємністю катіонного обміну (ЄКО), вона визначається у міліграм-еквівалентах на 100 г ґрунту. Залежно від типу ґрунту ємність катіонного обміну може змінюватись у певних межах: від 3...6 в дерново-підзолистих піщаних ґрунтах до 30...70 мг.екв/100 г ґрунту в чорноземах типових важкосуглинкових. Важливе практичне значення для родючості ґрунту має склад обмінних катіонів, серед яких можуть бути як двохвалентні катіони – кальцій та магній, так і одновалентні – водень, калій, натрій, амоній. Катіони кальцію (інших двохвалентних катіонів) обумовлюють незворотну коагуляцію органічних колоїдів – в цьому полягає їх роль в цементуванні структурних агрегатів. В агрономічному відношенні це найцінніші катіони. Одновалентні катіони руйнують ґрунтові колоїди, а разом з ними і структурні агрегати, підлюговують реакцію ґрунтового розчину. Алюміній у вбирному комплексі, навпаки, підкислює ґрунтовий розчин. Залежно від наявності у вбирному комплексі двохвалентних катіонів (Ca і Mg), або водню і алюмінію, ґрунти поділяють на насичені і ненасичені основами. Якщо у вбирному комплексі не менше 75% ємності займають двохвалентні катіони, а 25% – водень і алюміній – це ґрунт насичений основами. До таких ґрунтів відносять чорноземи, каштанові ґрунти і сіроземи. До ненасичених основами ґрунтів, у яких у вбирному комплексі переважають іони водню і алюмінію, належать червоноземи, дерново-підзолисті і болотні ґрунти. Особливе місце займають ґрунти насичені натрієм: вони малородючі, безструктурні, під час дощу сильно запливають, а при висиханні утворюють щільну масу, погано обробляються і мають великий питомий опір при оранці. Представником таких ґрунтів є солонці. Без спеціальних меліоративних заходів солонці практично не можливо використовувати у сільськогосподарському виробництві. Агрономічні

властивості ґрунту в значній мірі характеризують такі показники, як сума увібраних катіонів і ступінь насиченості ґрунтів основами.

Суму увібраних катіонів кальцію, магнію, калію і натрію називають **сумою обмінних основ**. Вона коливається від 2...5 мг.екв у легких дерново-підзолистих ґрунтів до 20...50 мг.екв на 100 г ґрунту у чорноземів і опідзолених лісових ґрунтів. При збільшенні суми увібраних основ агрономічні властивості ґрунтів покращуються. Ступінь насиченості ґрунтів основами показує, яку частину (у %) ємності вбирання займають увібрані основи.

Залежно від ступеню насиченості ґрунтів основами і потреби у вапнуванні їх поділяють на три групи: I група – ґрунти з насиченістю основами менше 50%, потребують обов'язкового вапнування; II група – ступінь насиченості основами 50...70%, – у меншій мірі реагують на вапно і питання про їх вапнування вирішується залежно від величини рН сольової витяжки; III група – ступінь насиченості основами більше 70%, – такі ґрунти не потребують вапнування.

Хімічна вбирна здатність обумовлена хімічними реакціями розчинних у воді речовин з нерозчинною частиною ґрунту з утворенням нової речовини. Прикладом хімічної вбирної здатності ґрунту може бути вбирання аніону PO_4^{3-} , який надходить у ґрунт з суперфосфатом в результаті реакції з катіонами кальцію, заліза й алюмінію ґрунту та утворенням важкорозчинних солей. Хімічна вбирна здатність обумовлює формування важкорозчинних хімічних сполук типу солей та комплексних мінеральних і органо-мінеральних речовин, що знижує доступність рослинам деяких поживних елементів, особливо фосфору.

Реакція ґрунту. З вмістом у ґрунті тих чи інших іонів пов'язана його реакція: кислотність або лужність. Ці властивості мають надзвичайно важливе значення для росту і розвитку рослин, бо кожний їх вид найкраще розвивається тільки при певній реакції ґрунту. Якщо в ґрунтовому розчині є значна кількість іонів водню, то такий ґрунт має кислу реакцію, тобто високу активну кислотність. Кислотність прийнято виражати латинськими буквами рН. Чим менше число рН, тим вища кислотність ґрунту. Ґрунт, у якого рН сольової витяжки 4...5, – дуже кислий; 5...6 – кислий; 6...6,5 – слабо кислий; 7 – нейтральний. Ґрунти, в яких рН вище 7, – лужні. Крім активної кислотності, ґрунти мають обмінну і гідролітичну. Важливою якістю ґрунту є його буферність, тобто властивість протистояти змінам реакції ґрунтового розчину. Високу буферність мають ґрунти важкого механічного складу з великим вмістом гумусу.

Біологічна вбирна здатність пов'язана з вбиранням ґрунтовими мікроорганізмами й корінням рослин різних речовин з ґрунтового розчину і повітря. Наприклад, вбирання азоту з повітря вільно живучими азотфіксаторами і бульбочковими бактеріями; біогенних елементів корінням рослин. При відмиранні ґрунтової біоти і рослин накопичені в 77 них елементи залишаються у ґрунті. Таким чином, біологічна вбирна здатність обумовлює малий біологічний кругообіг речовин та енергії.

Хімічна меліорація ґрунтів.

1. Меліорація та її види;
2. Хімічна меліорація ґрунтів;
 - 2.1. Вапнування кислих ґрунтів;
 - 2.2. Меліорація солонців і солонцюватих ґрунтів.

1. Меліорація та її види.

Меліорація земель (від латинського слова *melioratio*, що в перекладі означає покращення) – це комплекс заходів щодо корінного поліпшення угідь та підвищення родючості ґрунтів, створення сприятливих умов для вирощування сільськогосподарських культур.

За призначенням меліорації поділяють на **зрошувальні, осушувальні та протиерозійні**.

За впливом на ґрунт і рослину, тобто за способом здійснення розрізняють такі види меліорації: **агротехнічні, лісомеліоративні (лісотехнічні), хімічні, гідротехнічні, протиерозійні, культуротехнічні**.

Агротехнічні меліорації – агротехнічні заходи докорінного поліпшення природних умов вирощування сільськогосподарських рослин. Підвищення родючості ґрунтів досягається правильним вибором глибини й напрямку оранки, плантажною оранкою, ґрунтопоглибленням; поліпшенням природних кормових угідь, кротуванням, залуженням, щілюванням та ін. Цей вид меліорацій виконують за допомогою машин і знарядь, які є в господарствах, і тому, він відносно дешевий.

Лісотехнічні меліорації здійснюють за допомогою садіння лісу або чагарників для захисту ґрунту від водної та вітрової ерозії, тобто при лісомеліоративних меліораціях підвищення родючості земель досягається захисними лісонасадженнями. До них відносять закріплення рухомих пісків, обліснення крутих схилів і яруг, створення полезахисних лісових смуг і водорегулюючих лісових насаджень.

Хімічні меліорації – це застосування вапнування, гіпсування, глинування, піскування та інших заходів, що пов'язані із зміною хімічного складу ґрунту та його водно-фізичних властивостей. Хімічні меліорації найчастіше застосовують для підвищення родючості кислих та солонцюватих ґрунтів, де окрім внесення вапна та гіпсу, вносять також фосфогіпс і фосфоритне борошно.

Гідротехнічні меліорації (гідромеліорація) – це будівництво дамб, каналів, шлюзів-регуляторів та інших гідротехнічних споруд, за допомогою яких землі зрошують, осушують, охороняють від ерозії, подають воду у безводні райони. При гідротехнічних меліораціях підвищення родючості ґрунтів забезпечується регулюванням їх водного режиму. Це, перш за все, зрошення, обводнення та осушення перезволожених ґрунтів. Проведення гідромеліорацій пов'язано з великими капіталовкладеннями, тому необхідне їх техніко-економічне обґрунтування. Найбільша ефективність гідротехнічних меліорацій досягається при

їх комплексному застосуванні, коли зрошення поєднується з дренаванням земель, а осушення – із періодичним зрошенням.

Культуротехнічні меліорації – це заходи поліпшення стану поверхні землі (звільнення від деревної та чагарникової рослинності, купин, каміння, корчування пеньків, фрезерний та інший обробіток для створення і окультурення орного шару).

Протиерозійні меліорації – система заходів для захисту ґрунтів від ерозії, яка спрямована на впровадження протиерозійного землеробства, а також використання лісотехнічних та гідротехнічних меліорацій.

2. Хімічна меліорація ґрунтів

2.1. Вапнування кислих ґрунтів. Ефективна родючість ґрунтів значно залежить від реакції ґрунтового розчину, яка впливає на рослини безпосередньо, або опосередковано, через погіршення фізичних, фізико-хімічних властивостей або умов живлення. В Україні за даними V туру агрохімічного обстеження ґрунтів більше 4,5 млн. га орних земель мають підвищену кислотність. Для підвищення родючості цих ґрунтів необхідно проводити їх систематичне вапнування.

Вапнування – внесення в ґрунт кальцію і магнію у вигляді карбонату, оксиду або гідрооксиду для нейтралізації кислотності. Вапнування – є головним і найбільш радикальним заходом покращення властивостей ґрунтів з кислою реакцією. Цей захід багатосторонньо впливає на покращення агрохімічних, агрофізичних та біологічних властивостей ґрунтів, забезпечення рослин кальцієм і магнієм, мобілізацію та іммобілізацію макро- і мікроелементів, створення оптимальних фізичних, водно-фізичних, повітряних та інших умов життя культурних рослин. Для кожного виду рослин існує найбільш сприятливий для росту і розвитку інтервал реакції ґрунтового середовища, тому вони неоднаково реагують на вапнування.

Негативний вплив кислих ґрунтів на рослини складається з прямої дії підвищеної концентрації іонів водню і багатьох побічних факторів.

Прямим наслідком підвищеної кислотності ґрунтового розчину є погіршення росту і розгалуженості кореневої системи, зменшення проникності клітин кореня. Через це погіршується використання рослинами води і поживних речовин ґрунту, порушується обмін речовин в рослинах, послаблюється синтез білків та процеси перетворення простих вуглеводів у складні органічні речовини.

Побічний вплив підвищеної кислотності ґрунтів багатосторонній. При насиченні колоїдної частини ґрунту воднем мінеральні колоїдні частинки поступово руйнуються, погіршуються фізичні і фізико-хімічні властивості, структура, зменшується буферність ґрунтів. В кислих ґрунтах погіршуються умови життєдіяльності корисних мікроорганізмів.

Підвищена кислотність ґрунтового розчину обумовлює збільшення вмісту в ґрунті рухомих форм алюмінію та марганцю, які негативно впливають на ріст й розвиток багатьох сільськогосподарських культур, перш за все, на конюшину, люцерну, озиму пшеницю і жито, буряки, льон, горох, гречку, ячмінь. Ці культури

пригнічуються при вмісті в 1 кг ґрунту більше 20...30 мг алюмінію. Рухомі форми алюмінію і заліза зв'язують у нерозчинні сполуки засвоювані форми фосфатів, а також молібдену. При внесенні в ґрунт вапна зменшуються всі форми ґрунтової кислотності, знижується токсична дія рухомого алюмінію, підсилюється життєдіяльність корисних мікроорганізмів і значно підвищується ефективність внесених у ґрунт органічних і мінеральних добрив. Така комплексна дія вапнування забезпечує значний приріст врожаю сільськогосподарських культур.

Для вапнування кислих ґрунтів застосовують мелений вапняк (вапняне борошно), в якому міститься 42...56% окису кальцію; мелений доломітизований вапняк $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ з 34...54% окису кальцію і магнію; крейду CaCO_3 ; гашене вапно $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Також для вапнування використовують пухкі вапнякові туфи, лучні мергелі, дефекат та інші вапнякові матеріали.

Дози вапна залежать від ступеню кислотності ґрунтового розчину, гранулометричного складу ґрунтів. Для розрахунку оптимальної дози вапна в конкретних умовах використовують показник величини **гідролітичної кислотності**.

$$D = 1,5 \cdot H_{\Gamma},$$

де D – доза CaCO_3 , т/га;

H_{Γ} – гідролітична кислотність у шарі ґрунту 0...20 см, мг-екв/100 г ґрунту.

Для точнішого визначення дози використовують таку формулу:

$$D = \frac{0,5 \cdot H_{\Gamma} \cdot S \cdot d \cdot h}{1000},$$

де 0,5 – кількість грамів CaCO_3 , що необхідна для нейтралізації 1 мг-екв кислотності в 1 кг ґрунту;

S – 10000 м²(1 га);

h – глибина загортання вапна у ґрунт, м;

d – об'ємна маса ґрунту, г/см³;

1000 – коефіцієнт для перерахунку у тонни.

Вапняні добрива вносять під оранку з наступними культиваціями. У сівозмінах вапно й гній не рекомендується вносити одночасно на одному полі.

Вапнування ґрунтів необхідно проводити періодично, не менше одного разу за ротацію сівозміни, повною нормою.

2.2. Меліорація солонців і солонцюватих ґрунтів

Засолення і заболочування різко погіршують агрофізичні та фізико-хімічні властивості ґрунту. Іноді такі ґрунти протягом тривалого стоку непридатні під посіви сільськогосподарських культур.

Солонці й солонцюваті ґрунти характеризуються великою кількістю натрію у вбирному комплексі ґрунтів і лужною реакцією ґрунтового розчину. Вони мають несприятливі фізичні й фізико-хімічні властивості. *На таких ґрунтах сходи культурних рослин появляються пізно, нерівномірно, бувають слаборозвинуті.* В посушливі роки на плямах солонців посіви сільськогосподарських культур вигорають.

Для поліпшення солонцевих ґрунтів застосовують *хімічну меліорацію, плантажну оранку, зрошення, промивні поливи, вирощування солетривких культур, внесення добрив.*

Хімічна меліорація солонцевих ґрунтів – це внесення в ґрунт *гіпсу* або *фосфогіпсу, сірчаноокислого заліза, сірчаної кислоти* та інших речовин. Найбільш поширені гіпс і фосфогіпс.

Гіпс має 79...85% сірчаноокислого кальцію і використовується в сиромеленому вигляді. Найефективніше діє, коли тонина помелу забезпечує просіювання через сито з отворами 0,25 мм 70% гіпсу.

Фосфогіпс – продукт відходів виробництва фосфорнокислого добрива, який містить 70...75% гіпсу, 2...3% фосфорних сполук, до 3% заліза та алюмінію, 5...6% глини і близько 15% води. Середня норма гіпсу для меліорації солонців північного Лісостепу складає 5...6 т/га, на лучно-чорноземних солонцюватих ґрунтах 2..3 т/га; на солонцях сухого Степу 4..6, на темно-каштанових солонцюватих ґрунтах 3..4 т/га.

Норму меліоранта для окремих полів розраховують за формулою

$$N_M = 0,086(Na - 0,1E) \cdot H \cdot D,$$

де N_M – норма гіпсу чи іншого меліоранта, т/га;

0,086 – 1 мг-екв $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, г;

Na – вміст увібраного натрію, мг-екв на 100 г ґрунту;

E – ємність вбирання, мг-екв на 100 г ґрунту;

H – глибина меліорованого шару ґрунту, см;

D – об'ємна маса ґрунту, г /см³.

З внесенням гіпсу в солонцевий ґрунт поліпшуються його агрономічні властивості, знижується лужність, підвищується доступність для рослин азоту, фосфору та калію, активізуються мікробіологічні процеси, підвищується врожайність сільськогосподарських культур.

Гіпсування ґрунтів необхідно поєднувати з іншими заходами: введенням у сівозміну багаторічних трав (особливо буркуну), зрошенням, внесенням добрив, впровадженям різноглибинної системи обробітку ґрунтів.

Основними причинами вторинного засолення та заболочування зрошувальних земель є неглибоке залягання мінералізованих підґрунтових вод, піднімання їх при надмірному зрошенні. Заболочування та засолення виникають також через фільтраційні втрати води з каналів та невпорядковане скидання води із зрошувальної мережі.

Щоб запобігти засоленню ґрунтів, удосконалюють експлуатацію зрошувальних систем, ведуть постійний контроль за сольовим складом води й ґрунту, проводять раціональний обробіток ґрунту, сіють багаторічні трави, застосовують хімічні меліоранти.

Класифікація добрив. Азотні добрива.

1. Види добрив;
2. Азот в землеробстві;
3. Азотні добрива.

1. Види добрив.

Добривами називають мінеральні та органічні речовини до хімічного складу яких входять необхідні для рослин елементи живлення.

Добрива класифікують за способом виробництва; хімічним складом; фізичним станом; характером дії на ґрунт і рослини; концентрацією діючих речовин.

За способом виробництва розрізняють *місцеві* і *промислові* добрива.

До промислових належать майже всі мінеральні добрива, які виробляють на хімічних підприємствах. Місцеві добрива виробляють або добувають на місці їх використання, тобто безпосередньо в господарствах. До місцевих добрив належать органічні добрива: гній, гноївка, пташиний послід, торф, а також вапнякові туфи, зола та інші.

Мінеральні добрива переважно містять елементи живлення у вигляді неорганічних сполук, а також деякі органічні речовини, що виробляються промисловістю, наприклад, сечовина (карбамід) та продукти її конденсації з формальдегідом (уреаформ).

Вид мінерального добрива визначається основним елементом живлення, що міститься в ньому.

В азотних добривах поживною речовиною є азот (N), у фосфорних – фосфор (P₂O₅), у калійних – калій (K₂O) і т.д.

За хімічним складом мінеральні добрива поділяють на такі групи:

- **прості** добрива, що містять лише один елемент живлення;
- **комплексні добрива**, що містять два або більше поживних елементів.

Комплексні добрива поділяють на **складні, змішані і складно-змішані**.

Складні добрива містять два або більше елементів живлення у молекулі хімічної сполуки, з якої складається добриво (наприклад, амофос, діамфос та інші). Їх отримують в результаті взаємодії вихідних хімічних речовин, а також сумісною кристалізацією або сплавленням компонентів.

Змішані добрива – це механічна суміш простих та складних добрив у певному співвідношенні.

Складно-змішані добрива добувають змішуванням готових простих добрив та введенням у суміш рідких і газоподібних продуктів (нітрофос, нітрофоска, амонізований суперфосфат).

За характером дії на рослини бувають добрива **прямої і побічної дії**.

Добрива прямої дії вносять безпосередньо в ґрунт для забезпечення рослин потрібними елементами живлення. Це – азотні, фосфорні, калійні і мікродобрива.

Добрива побічної дії вносять для поліпшення властивостей ґрунту і мобілізації в них поживних речовин. Наприклад, вапнякові добрива і гіпс поліпшують фізико-

хімічні властивості ґрунту, його водний і поживний режим і тим самим впливають на врожайність сільськогосподарських культур.

За фізичним станом мінеральні добрива поділяють на *тверді і рідкі*.

Тверді добрива залежно від розміру часточок поділяють на *порошкоподібні* (розмір часточок < 1 мм) і *гранульовані* (1...4 мм).

Рідкі добрива отримують розчиненням у воді простих та складних добрив або взаємодією розчинів хімічних реагентів. Суміші на основі рідких добрив, які частково містять тверді компоненти, називають *суспендованими* добривами.

За характером дії на ґрунт добрива поділяють на *фізіологічно лужні і фізіологічно кислі*.

Фізіологічно лужними називають добрива, з яких рослини швидше вбирають аніони, а катіони, залишаючись у ґрунті, підлужують його (натрієва та кальцієва селітри).

Фізіологічно кислі – це добрива, з яких рослини використовують катіони; аніони підкислюють ґрунт (амоній сульфат, калій хлорид та аміачна селітра).

Хімічно кислі – містять поживні речовини у формі кислих солей і частково вільну кислоту (суперфосфат).

Хімічно лужні – містять окисли лужних металів – кальцію, магнію, натрію та калію (мартенівський фосфатшлак і термофосфати).

Біологічно кислі добрива (карбамід) підкислюють ґрунт в результаті мікробіологічного перетворення амідної або амонійної форми азоту до нітратної (процес нітрифікації).

За концентрацією діючих речовин розрізняють мінеральні добрива *низькоконцентровані* (до 25%), *концентровані* (25...60%) та *висококонцентровані* (понад 60%).

2. Азот в землеробстві.

Серед органічних елементів азот відіграє одну з найважливіших ролей у житті рослин, незважаючи на те, що в сухій масі рослинних тканин його міститься лише 1-3%. Він входить до складу всіх простих і складних білків, які є головною складовою цитоплазми рослинних клітин, входить до складу нуклеїнових кислот. Азот міститься в хлорофілі, фосфатидах, алкалоїдах, ферментах.

Умови азотного живлення сильно впливають на ріст та розвиток рослин.

При нестачі азоту ріст їх різко погіршується. Особливо сильно позначається нестача азоту на розвитку листків: вони стають дрібними, здобувають ясно-зелене забарвлення, передчасно жовтіють, стебла стають тонкими й слабо гілкуються. Погіршується також формування й розвиток репродуктивних органів і налив зерна.

Головним джерелом азоту для харчування рослин служать солі нітратної кислоти, зокрема аніон NO_3^- та соі амонію- катіон NH_4^+ . Йони NH_4^+ не надто рухливі, добре абсорбуються аніонами, важко вимиваються опадами, і тому в ґрунтовому розчині їхня концентрація значно вища, ніж NO_3^- . Аніони NO_3^- навпаки, рухливі, погано фіксуються в ґрунті, легко вимиваються ґрунтовими водами в більше глибокі шари та водойми.

Основна частина азоту втримується в ґрунті у вигляді складних органічних сполук. В орному шарі (0-25 см) різних ґрунтів вміст азоту коливається в широких межах (від 0,05 до 0,5 %). Загальний вміст азоту в ґрунтах залежить від вмісту в них органічної речовини: найбільше азоту в найбільш багатим гумусом потужних чорноземах, а менше – у бідних гумусом дерново-підзолистих ґрунтах

Однак забезпеченість сільськогосподарських рослин азотом залежить не стільки від валового вмісту його в ґрунті, скільки від вмісту засвоєваних рослинами мінеральних сполук.

Розкладання органічних азотистих сполук у ґрунті в загальному виді може бути представлено схемою:

білки, гумінові речовини → амінокислоти, амідні → аміак → нітрити → нітрати.

Розкладання азотистих органічних речовин ґрунту до аміаку називається **амоніфікацією**. Амоніфікація здійснюється великими групами аеробних й анаеробних мікроорганізмів: бактерій, актиноміцетів та грибів. Амоніфікація відбувається у всіх ґрунтах при різній реакції середовища, у присутності повітря й без нього, але в анаеробних умовах при сильно кислій та лужній реакціях вона сильно сповільнюється.

Нітрифікація здійснюється групою специфічних бактерій, для яких це окислювання є джерелом енергії. У процесі нітрифікації частина нітратів можуть піддаватися **денітрифікації** – процесу відновлення нітратного азоту до газоподібних форм (NO, N₂O, N₂). У результаті цього відбуваються втрата азоту із ґрунту.

У природі існують інші численні шляхи втрат азоту. Основні з них наступні: 1) іммобілізація, тобто споживання азоту ґрунтовою мікрофлорою; 2) вимивання (насамперед, нітратних форм азоту) у ґрунтові води; 3) необмінна фіксація амонію в глинистих мінералах або необмінне його поглинання.

3. Азотні добрива.

Азотні добрива залежно від форми азотних сполук (нітратна, амонійна, амідна та інші) поділяють на групи:

- **нітратні** (натрієва, кальцієва селітри);
- **амонійні** (сульфат амонію, хлористий амоній);
- **амонійно-нітратні** (аміачна селітра);
- **амідні** (сечовина);
- **аміачні** (безводний аміак, аміачна вода);
- **карбамід-амонійно-нітратні** (карбамід-аміачна суміш – КАС).

Азотні добрива виробляють на основі синтетичного аміаку, який отримують з молекулярного азоту і водню. Азот отримують при пропусканні повітря через генератор при згоранні коксу. Джерелом водню є природний газ. Із суміші азоту і водню (у співвідношенні 1:3) при високій температурі і тиску в присутності каталізаторів отримують аміак
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3.$$

Із синтетичного аміаку виробляють амонійні азотні добрива, а також нітратну кислоту, яка є сировиною для амонійно-нітратних і нітратних добрив.

Нітратні добрива: натрієва селітра, кальцієва селітра.

Натрієва селітра NaNO_3 містить 16% азоту і 26% натрію. Вона є побічним продуктом при виробництві нітратної кислоти з аміаку. Виглядає як дрібнокристалічна сіль білого або сіруватого кольору, добре розчинна у воді, гігроскопічна, при зберіганні може злежуватись.

Кальцієва селітра $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ містить 13...15% азоту. Отримують при нейтралізації нітратної кислоти вапном, а також як побічний продукт при виробництві комплексних добрив (нітрофосок). Кристалічна сіль білого кольору, добре розчинна у воді, дуже гігроскопічна, при зберіганні дуже злежується.

Натрієва і кальцієва селітри є фізіологічно лужними добривами: рослини засвоюють аніон NO_3^- , а катіони Ca і Na змінюють реакцію ґрунтового розчину в лужну сторону.

Амонійні добрива: амоній сульфат, амоній хлорид, амоній карбонат.

Амоній сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ використовують найбільше. Отримують його при вловлюванні аміаку сульфатною кислотою з газів, які утворюються при коксуванні кам'яного вугілля. Містить 20,8...21% азоту в аміачній формі і до 0,2% залишку сірчаної кислоти. Кристалічний порошок білого, сірого, синього або фіолетового кольору. Амоній сульфат негігроскопічний, сипкий, не злежується, добре розсівається. **Це фізіологічно кисле добриво, придатне для всіх способів внесення, рекомендується під всі сільськогосподарські культури.** Використовують на сільськогосподарських угіддях Степу та Лісостепу, на Поліссі з одночасним внесенням вапна.

Амоній хлорид (NH_4Cl) містить 24...25% азоту. Його отримують як побічний продукт при виробництві соди. Дрібнокристалічна гігроскопічна сіль білого або жовтуватого кольору. **Недоліком цього добрива є великий вміст хлору (66,7%) та гігроскопічність**, що необхідно враховувати при внесенні під чутливі до хлору культури (картопля, тютюн, виноград, конюшина, соняшник, люпин, льон та інші).

Аміачні добрива: рідкий безводний аміак, аміачна вода.

Рідкий безводний аміак (NH_3) – висококонцентроване азотне добриво, що містить 82,3% азоту. Безбарвна рідина, зберігається в спеціальних сталевих цистернах. На повітрі бурхливо кипить і швидко випаровується. Вносять у ґрунт спеціальними машинами на глибину не менше 12...15 см при дотриманні правил безпеки. **Його необхідно вносити тільки до посіву культур.** При внесенні у ґрунт безводний аміак переходить у газоподібний стан і вбирається ґрунтом з утворенням амоній гідроксиду NH_4OH . Недоліком рідкого аміаку є його втрати внаслідок вивітрювання в атмосферу.

Аміачна вода $(\text{NH}_3)\text{H}_2\text{O}$ – це розчин аміаку у воді. Жовтувата рідина із запахом нашатирного спирту. У воді першого сорту міститься 20% азоту або 25% аміаку, другий сорт має 18% азоту або 22% аміаку.

Зберігається в сталевих герметичних цистернах, викликає корозію кольорових металів (міді, цинку, олова). Вносять у ґрунт на глибину 12...15 см .

Потенційно кисле добриво, використовують під всі культури як в основному удобренні, так і в підживленні.

Амонійно-нітратні добрива.

Аміачна селітра NH_4NO_3 – найпоширеніше азотне добриво. Містить 34,7...35,0% азоту (порівню в аміачній і нітратній формах). Виробництво аміачної селітри базується на

нейтралізації газоподібним аміаком 45...58%-го розчину нітратної кислоти з наступним випаровуванням. Вона може бути гранульованою і кристалічною, білого, жовтого, а часом і червоного кольору. Легко розчиняється у воді, тому швидко засвоюється рослинами. Недоліком цього добрива є висока гігроскопічність, особливо не гранульована форма, тому швидко відволожується і злежується. **Аміачна селітра – дуже цінне добриво для всіх культур на всіх ґрунтах при основному удобренні, для внесення в рядки і для підживлення.**

Амідні добрива містять азот, зв'язаний в амідну форму (NH_2). До них відноситься **сечовина (карбамід)** – $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Містить 46% азоту в формі амиду, не більше 0,9% біурету і 0,25% вологи. Отримують її синтезом з аміаку і вуглекислого газу при температурі 185...200°C і тиску 1800...2000 кПа. Добриво гранульоване з розміром гранул 1...2,5 мм.

Сечовина (карбамід) – висококонцентроване добриво, містить 45...46% азоту, має невелику фізіологічну кислотність, добрі фізичні властивості, негігроскопічна, добре розсіюється, відносно стійка до вилуговування, добре розчиняється у воді, майже не злежується, **одне із кращих азотних добрив. Її можна використовувати як основне добриво та для підживлення на різних ґрунтах.**

При поверхневому внесенні можуть спостерігатись втрати азоту внаслідок вивітрювання аміаку .

До **карбамід-амонійно-нітратних** добрив відноситься **карбамід-аміачна суміш (КАС)**, яка містить 28...32% азоту. На відміну від безводного аміаку та аміачної води КАС не містить вільного аміаку і тому більш технологічна. **КАС використовують під всі сільськогосподарські культури для основного удобрення, для підживлення зернових та інших культур.** На основі КАС можна готувати комплексні добрива, до яких можуть входити інші елементи живлення, в т.ч. і мікроелементи.

Повільнодіючі слаборозчинні азотні добрива. Концентровані добрива, які містять азот в нерозчинній або слаборозчинній формі. Вміст загального азоту становить 32...42%, у тому числі 4...10% водорозчинного. Азот цих добрив повільно переходить в засвоювану форму, поступово використовується рослинами протягом вегетації і не втрачається з ґрунту.

Повільнодіючі азотні добрива – це продукти конденсації сечовини $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ і аліфатичних альдегідів. До повільнодіючих добрив належать: сечовино-формальдегідне добриво (СФД), сечовино-ацетальдегідне, кротоніло-дендисечовина (КДС), ізобутиддендисечовина (ІБДС) і оксамід. Перевагою цих добрив перед іншими азотними є те, що азот з них не вимивається з ґрунту. Вони перспективні для зони Полісся, їх застосування зменшує вилягання зернових культур і льону.

Фосфор та фосфорні добрива.

1. Особливості живлення рослин фосфором;
2. Фосфатний фонд ґрунту;
3. Фосфорні добрива.

1. Особливості живлення рослин фосфором.

Фосфор – один із трьох основних елементів живлення. За об'ємами використання фосфорні добрива посідають друге місце після азотних. Рослини засвоюють фосфору значно менше, ніж азоту, але він має надзвичайно важливу роль у їх житті. Вміст його в рослинах становить 0,5–1 % сухої речовини, зокрема, на мінеральні сполуки припадає близько 10–15 %, на органічні –85–90 %. Співвідношення мінеральних і органічних сполук фосфору залежить від віку рослин і загального забезпечення їх фосфором. У молодих рослинах частка органічного фосфору значно більша, ніж у старих.

Мінеральні сполуки фосфору в рослинах представлені фосфатами кальцію, магнію, калію, амонію тощо. Накопичення їх у стеблах рослин є ознакою високої забезпеченості рослин фосфором.

Органічні сполуки фосфору – це ефіри фосфорної кислоти. До них належать фосфатиди, фосфопротеїди, фітин, цукрофосфати, нуклеїнові кислоти, нуклеопротеїди та інші сполуки.

Найбільше фосфору міститься в репродуктивних органах, де його у 3–6 разів більше, ніж у вегетативних частинах рослин, що сприяє інтенсивному перебігу процесів синтезу органічних речовин. У насінні має бути достатній запас фосфору для формування кореневої системи, яка почне поглинати його з ґрунту. При цьому рослини краще засвоюють воду і поживні речовини з ґрунту, швидше формують надземну масу. Основну частину фосфору рослини використовують у початковій фазі росту й розвитку, створюючи відповідні його запаси. Потім фосфор легко переміщується зі старих тканин у молоді, тобто відбувається його реутилізація. У разі підживлення рослин розчином солей фосфору через листки він переміщується в інші органи досить повільно і в невеликій кількості.

Негативну дію нестачі фосфору в ранній період неможливо виправити достатнім його надходженням у наступні періоди росту. Рослини залишаються низькорослими, загальмованими у розвитку, пізніше цвітуть і дають низький урожай.

Фосфор поліпшує водний режим рослин і значно пом'якшує дію на них посухи завдяки накопиченню у вузлах куцїння більшої кількості цукрів, сприяє перезимівлі озимих культур і багаторічних трав, підвищує стійкість рослин проти хвороб, врівноважує дію азотних добрив.

Оптимальне фосфорне живлення рослин стимулює всі процеси, пов'язані із заплідненням квіток, зав'язуванням, формуванням і досяганням плодів.

Надлишок фосфору призводить до передчасного розвитку та відмирання листкового апарату, раннього досягання плодів, внаслідок чого рослини не встигають сформувати достатній урожай.

Нестача фосфору виявляється у затримці росту й розвитку рослин – утворюються дрібні листки, запізнюється цвітіння і досягання плодів. Нижні листки набувають тьмяно-сірого або темно-зеленого відтінку. З часом вони скручуються і передчасно відмирають.

Основним джерелом живлення рослин фосфором є аніони ортофосфорної кислоти – H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} , частково вони можуть засвоювати полі- та метафосфати, деякі органічні сполуки фосфору, найкраще засвоюють аніони H_2PO_4^- , гірше – HPO_4^{2-} . Для рослин аніони PO_4^{3-} – малодоступні, їх використовують лише бобові культури, гречка та деякі інші культури. Рівень засвоєння рослинами фосфору залежить не лише від вмісту його в ґрунті, а й від забезпеченості іншими елементами живлення. Так, за нестачі цинку знижується надходження і використання рослинами фосфору, за високого забезпечення міддю, навпаки, потреба в ньому знижується.

Існує тісний зв'язок між азотним і фосфорним живленням. Фосфор відіграє роль супутника азоту і білкових сполук. У рослинах його у 2–3 рази менше, ніж азоту. За нестачі фосфору уповільнюється синтез білків, накопичується більше нітратів. Тому норми азотних і фосфорних добрив мають бути збалансовані, зокрема за внесення високих норм азоту.

2. Фосфатний фонд ґрунту.

Вміст загального фосфору в орному шарі ґрунту коливається від 1,3 у дерново-підзолистих до 5,4 т/га в чорноземі звичайному. Основна маса фосфору міститься в ґрунті у формі мінеральних і органічних сполук, недоступних для рослин. У дерново-підзолистих ґрунтах мінеральних сполук фосфору більше, ніж органічних, у чорноземних і торфових — навпаки.

Органічні сполуки фосфору представлені переважно нуклеопротеїдами, фітином, фосфоліпідами, фосфопротеїдами та іншими органічними сполуками, що входять до складу тварин, рослин і мікроорганізмів.

Мінеральні сполуки знаходяться в ґрунті у вигляді солей кальцію, заліза та алюмінію, тобто склад їх значною мірою визначається складом катіонів у ґрунтовому вбирному комплексі. Наприклад, фосфати кальцію переважають у нейтральних і лужних ґрунтах, а фосфати алюмінію і заліза — у кислих.

Після внесення фосфорних добрив фосфор, що міститься у їх складі, внаслідок хімічних, фізико-хімічних та біологічних процесів, які відбуваються в ґрунті, зазвичай, перетворюється на сполуки, характерні для певного типу ґрунту.

Основна роль у живленні рослин фосфором належить його мінеральним сполукам, які представлені в ґрунті апатитами, фосфоритами, вторинними мінералами їх розкладання і солями фосфорних кислот.

За ступенем участі у фосфорному живленні рослини поділяють на три великі групи, які знаходяться в динамічній рівновазі: сполуки фосфору, що перебувають у ґрунтового розчині; сполуки, адсорбовані ґрунтовими колоїдами або осаджені; важкорозчинні фосфати первинних і вторинних мінералів мінерального скелету ґрунту.

Ортофосфати ґрунтового розчину – це однозаміщені водорозчинні фосфати кальцію і магнію, фосфати одновалентних катіонів калію, натрію, амонію та інших елементів. Це основні та найкраще засвоювані сполуки фосфору для рослин, зокрема на початку їх росту і розвитку.

Лабільні фосфати – це фосфати, які осіли або адсорбовані на поверхні твердих часточок ґрунту, ґрунтово-вбирного комплексу, оксидами заліза і алюмінію, а також вторинні фосфати, які утворилися після формування ґрунту. Вважають, що 4–10 % усього ґрунтового фосфору зв'язано адсорбційно.

Стабільні фосфати – важкорозчинні сполуки, які знаходяться в ґрунті в первинних і вторинних мінералах (оклюдовані гідратами півтораоксидів, карбонатами та ін.).

Тризаміщені фосфати двовалентних катіонів слаборозчинні у воді, тому вони більшістю рослин майже не засвоюються.

Свіжоосаджені тризаміщені фосфати кальцію в аморфному стані дещо краще засвоюються рослинами. За їх старіння і перетворення у кристалічний стан засвоюваність рослинами фосфору різко знижується, але є група рослин, які поглинають фосфор і в такому стані. До них належать люпин, гречка, гірчиця тощо.

3. Фосфорні добрива

Фосфорні добрива – це продукти переробки природних мінералів – фосфоритів і апатитів, а також деякі відходи металургійної промисловості.

У фосфоритах і апатитах фосфор міститься здебільшого у формі кальцій ортофосфату.

Фосфорні добрива за розчинністю поділяють на три групи:

Водорозчинні – легкодоступні для засвоєння рослинами (суперфосфати).

Напіврозчинні – менш доступні для засвоєння рослинами, ніж водорозчинні форми. Фосфати цих добрив нерозчинні у воді, але переходять у розчин лимонної кислоти (лимонно-розчинні) або в лужний розчин цитрату амонію (цитратно-розчинні). До них належать преципітат, томасшлак, фосфат-шлак, знефторені фосфати та ін.

Нерозчинні у воді та погано розчинні у слабких кислотах важкорозчинні фосфати, які важкодоступні для засвоєння більшістю сільськогосподарських культур (фосфоритне і кісткове борошно).

В окрему групу виділяють **конденсовані фосфати**, для яких розчинність як характеристика вмісту засвоюваних форм фосфору великого значення не має. Після

внесення в ґрунт вони перетворюються, внаслідок чого відбувається накопичення легкодоступних для рослин форм фосфору.

Водорозчинні фосфорні добрива: суперфосфат звичайний і подвійний.

Суперфосфат гранульований (суперфосфат простий) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ добувають дією сірчаної кислоти на фосфорити й апатити.

Суперфосфат містить 19–21 % P_2O_5 , зокрема не більш як 2,3 % у вигляді вільної фосфорної кислоти, що надає йому характерного запаху.

Суперфосфат містить до 50 % гіпсу CaSO_4 , який має практичне значення як джерело сірки і як меліорант на засолених ґрунтах.

За зовнішніми ознаками суперфосфат – це гранули розміром від 1 до 4 мм темно-сірого (продукт перероблення фосфориту) або світло-сірого (продукт перероблення апатиту) кольору.

Суперфосфат добре засвоюється рослинами, застосовують майже під всі культури для основного удобрення, під передпосівну культивуацію, внесення в рядки і при підживленні культур в період вегетації. Найефективніше це добриво у Степу і Лісостепу.

Суперфосфат подвійний $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4$ добувають розкладанням фосфоритів фосфорною кислотою. За зовнішніми ознаками він подібний до суперфосфату гранульованого, але гранули крупніші, вирівняні за розміром і темніші (сірого або темно-сірого кольору). Подвійний суперфосфат містить менше домішок і майже не містить сірки. Вміст засвоюваної P_2O_5 – 43...49%, вільної кислоти – не більше 2,5%. На відміну від простого суперфосфату, не містить сульфату кальцію, але за впливом на врожай культур не відрізняється.

Застосовують на всіх ґрунтах під всі сільськогосподарські культури для основного, рядкового внесення і для підживлення.

Напіврозчинні фосфорні добрива.

Преципітат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – порошок білого або кремового кольору, який погано розчиняється у воді, малогігроскопічний, не злежується, містить 38 % P_2O_5 . Фосфор у преципітаті переважно знаходиться у вигляді кальцій гідрофосфату CaHPO_4 , що нерозчинний у воді, але добре розчинний у лужному розчині цитрату амонію, і тому доступний для рослин.

Використовують преципітат лише для основного внесення. При цьому він не поступається суперфосфату подвійному. На кислих ґрунтах він має деяку перевагу перед ним (менше зв'язується з ґрунтом).

Термофосфати $\text{Na}_2\text{O} \cdot 3\text{CaO} \cdot \text{P}_2\text{O}_5 + \text{SiO}_2$ добувають сплавленням або спіканням за високої температури (1200–1400°C природних фосфатів з піском, лужними солями та іншими сполуками. При цьому утворюються різні хімічні речовини, що містять від 20 до 40% цитратно-розчинного фосфору, мають лужну реакцію та за своїми властивостями близькі до томасшлаку і мартенівського фосфатшлаку. За зовнішніми ознаками – це тонкорозмелені порошки з добрими

фізичними властивостями. До термофосфатів належать також шлаки (томасшлак, фосфатшлак мартенівський), плавлені магнієві та знефторені фосфати та ін.

Нерозчинні фосфорні добрива.

Фосфоритне борошно $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6 \cdot [(\text{OH}, \text{F})]_2$ містить фосфор у вигляді $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Його виготовляють розмелюванням збагачених природних фосфатів без попереднього хімічного оброблення. Тому вартість добрива невисока. За зовнішніми ознаками – це тонко розмелений порошок сірого, темно-сірого або коричневого кольору. Вміст фосфору в добриві 19–30 %. Добриво не гігроскопічне, не злежується, добре розсіюється, але пилить. Тому його потрібно вносити машинами, що одночасно виконують роботи з транспортування, розвантаження, завантаження і внесення в ґрунт.

Ефективність фосфоритного борошна тим вища, чим більше в ньому міститься фосфору і чим тонший помел фосфориту. Перспективною є грануляція фосфоритного борошна з фізіологічно кислими азотними і калійними добривами, що підвищить його ефективність.

Фосфоритне борошно застосовують лише для основного удобрення. Фосфоритне борошно ефективне на ґрунтах з підвищеною кислотністю (дерново-підзолистих, сірих лісових, чорноземахопідзолених та вилугуваних).

Конденсовані фосфати – це продукти дегідратації дигідро- і гідрофосфатів. Вони є поліаніонними агрегатами, що утворилися внаслідок виникнення між тетраедрами PO_4^{3-} зв'язків P–O–P.

Конденсовані фосфати – хімічно досить стійкі сполуки, але за певних умов зазнають гідролізу у водних розчинах, кінцевим продуктом якого є фосфат-іони.

Як мінеральні добрива перспективні полі фосфати амонію, калію і кальцію. Виробництво рідких комплексних добрив (РКД) ґрунтується на використанні суперфосфорної кислоти, що є сумішшю ортофосфорної і поліфосфорних кислот. Залежно від фізичних, хімічних і біологічних факторів внесені в ґрунт поліфосфати (впродовж від кількох діб до кількох місяців) гідролітично розкладаються і їх фосфор стає доступним для живлення рослин.

Калій та калійні добрива. Комплексні та органічні добрива.

1. Особливості живлення рослин калієм;
2. Калійний фонд ґрунту;
3. Калійні добрива;
4. Комплексні та органічні добрива.

1. Особливості живлення рослин калієм.

Поряд з азотом і фосфором **калій** є основним елементом живлення рослин. У рослинах він знаходиться в іонній формі, тому не входить до складу органічних сполук клітин. Він переважно зосереджений у цитоплазмі та вакуолях. Калій вимивається з рослин дощем, особливо зі старих листків.

З усіх зольних елементів рослини найбільше засвоюють калій. За середньої врожайності зернові виносять 50–90, а буряк цукровий, картопля, овочеві культури – 200–400 кг/га K_2O .

Засвоєння калію рослинами впродовж вегетації залежить від їхніх біологічних особливостей. Так, зернові культури найбільше засвоюють його у фазі виходу в трубку – колосіння, льон – під час цвітіння, картопля і буряк цукровий – у період найбільшого приросту біомаси.

До найбільш калієфільних культур належать буряк, картопля, ріпак, овочі, соняшник, льон. У системі їх удобрення (у співвідношенні N : P : K) має переважати калій, тоді як для зернових найбільше потрібний азот.

Калій у рослинах бере активну участь у білковому і вуглеводному обмінах, активує діяльність ферментів, регулює процеси відкривання і закривання продихів на листках, поглинання вологи кореневою системою, що сприяє раціональному й ефективному використанню води. Тому забезпеченість рослин калієм підвищує їх стійкість до посухи та несприятливої дії високих і низьких температур. Під впливом калію рослини стають більш морозостійкими, що пов'язано зі збільшенням у клітинах вмісту цукрів, підвищенням осмотичного тиску; потовщуються стінки соломини, що збільшує стійкість рослин до вилягання, поліпшуються вихід і якість волокна льону, конопель тощо; накопичується більше цукрів у буряку цукровому та інших коренеплодах, крохмалю – в бульбах картоплі, підвищується стійкість рослин проти грибкових і бактеріальних захворювань, наприклад картоплі, коренеплодів, овочевих культур – проти збудників гнилі, зернових – проти борошнистої роси, іржі. Крім того, калій позитивно впливає на смакові якості плодів.

Нестача калію гальмує деякі біохімічні процеси в рослині, що негативно впливає на обмін речовин. Спочатку молоді рослини жовкнуть, потім буріють і поступово відмирають.

Характерною ознакою калійного голодування є “опіки” країв листків, дрібні іржаві плями на їх пластинках. Рослини в'януть, стебла стають ламкими, що спричинює вилягання зернових культур, гальмується розвиток репродуктивних

органів, зерно формується щуплим і має погану схожість. За нестачі калію клітини ростуть нерівномірно, що викликає гофрованість, куполоподібне закручування листків.

Недостатнє живлення калієм збільшує витрати цукрів на дихання, знижує врожайність та якість продукції, погіршує здатність до зберігання овочів і фруктів. Найчастіше від нестачі калію потерпають картопля, коренеплоди, капуста, силосні культури, багаторічні трави, оскільки їм потрібно багато цього елемента. Менш чутливі – зернові культури, але за гострого його дефіциту вони погано куцяться, міжвузля стебел вкорочується, а листки, переважно нижні, в'януть навіть за достатньої вологості ґрунту.

За надмірного калійного живлення рослин спочатку між жилками листків з'являється мозаїка блідих плям, які з часом буріють, і листки обпадають. Ріст і цвітіння рослин затримуються, у бульбах картоплі знижується вміст крохмалю, погіршуються їх смакові якості. Крім того, за надлишку калію в ґрунті спостерігається магнеєве голодування рослин.

2. Калійний фонд ґрунту.

Вміст загального фосфору в орному шарі ґрунту коливається від 1,3 у дерново-Загальний вміст калію в ґрунтах коливається від 0,5 до 3 %, що у 10–15 разів перевищує запаси азоту і фосфору. У ґрунті калій знаходиться переважно в мінеральній частині:

- 1) в складі кристалічної ґратки первинних і вторинних мінералів;
- 2) в обмінно і необмінно поглиненому стані в колоїдних часточках;
- 3) у складі післязбирально-кореневих залишків і мікро- організмів;
- 4) у вигляді мінеральних солей ґрунтового розчину.

Калій органічних речовин. Оскільки калій не утворює в живих організмах стійких органічних сполук, його кількість в органічних речовинах ґрунту незначна. Ця форма калію переважно міститься у верхніх шарах ґрунту в складі свіжої біомаси; вона досить недовговічна тому, що в процесі її мінералізації калій швидко переходить у ґрунтовий розчин.

Калій мінерального скелета досить повільно перетворюється на обмінну і розчинну форми і тому не має особливого значення в живленні рослин. Переважна частина калію в ґрунті знаходиться в кристалічній ґратці польових шпатів (ортоклаз, мікроклін), слюд (мусковіт, біотит, флогопіт) та іллітів. Його вміст майже повністю залежить від наявності в ґрунтоутворювальних породах калієвмісних мінералів.

Найкращим джерелом живлення рослин є розчинні солі калію.

Найбільше калію міститься в глинистих чорноземних ґрунтах. У засоленних ґрунтах його вміст значно більший, і тому досить часто відпадає потреба у застосуванні на них калійних добрив. У ґрунтах легкого гранулометричного складу (піщаних і супіщаних) вміст калію значно менший. Найбідніші на калій торф'яні

грунти, де вміст цього елемента коливається від 0,03 до 0,15 %. У ґрунтах калій, зазвичай, перебуває в недоступних для рослин формах.

Валовий або загальний калій об'єднує у своєму складі різні форми калійних сполук, які класифікуються таким чином:

- 1) водорозчинний калій (легкодоступний рослинам);
- 2) обмінний калій (добре доступний рослинам);
- 3) рухомий калій (сума водорозчинного і обмінного калію), вилучається з ґрунту сольовими і кислотними витяжками;

- 4) необмінний гідролізований калій (важко обмінний, інертний або резервний), додатково вилучається з ґрунту киплячим розчином сильної кислоти (0,2 н або 10 %-ним розчином соляної кислоти) і є найближчим резервом для живлення рослин;

- 5) кислоторозчинний калій, об'єднує всі чотири попередні форми і вилучається з ґрунту киплячим розчином сильної кислоти;

- 6) необмінний калій (різниця між валовим і кислото-розчинним калієм).

Обмінний і необмінний гідролізований калій можна визначити розрахунковим методом – за різницею між рухомим і водорозчинним калієм, а необмінний гідролізований – за різницею між кислоторозчинним і рухомим.

Застосування калійних добрив – досить ефективний засіб поліпшення живлення рослин калієм, але створити оптимальний вміст рухомих сполук калію в ґрунті значно складніше, ніж, наприклад, фосфору. Внаслідок різного складу глинистих мінералів у дерново-підзолистих ґрунтах під час внесення калійних добрив збільшується вміст обмінних форм калію, а в чорноземах – необмінних.

3. Калійні добрива

Сировиною для виробництва калійних добрив є природні поклади калійних солей і ропа солоних озер. Із 120 калієвмісних мінералів і руд для виробництва калійних добрив використовують лише сильвін, сильвініт, карналіт, каїніт, шепіт, лангбейніт, алуніт, полігаліт. Значні поклади калійних солей є в Канаді, Німеччині, Росії, Білорусі, Україні, Ізраїлі, США, Іспанії та в інших країнах. В Івано-Франківській і Львівській областях знаходиться найбільше в світі (запаси понад 2,5 млрд т) Прикарпатське родовище калійних солей сульфатно-хлоридного типу.

Калій хлорид (калій хлористий) KCl – калійне добриво, яке добувають під час перероблення сильвінітових і карналітових руд. Залежно від способу виробництва калій хлористий містить від 57 до 60 % K_2O . За зовнішніми ознаками – це спресовані гранули неправильної форми сірувато-білого або з відтінками червоно- бурого кольору.

Калій сульфат (сульфат калію) K_2SO_4 – висококонцентроване без хлорне калійне добриво. За зовнішніми ознаками – це дрібнокристалічний порошок білого кольору з жовтим відтінком, добре розчинний у воді, не злежується. Містить 48–54 % K_2O . Це фізіологічно кисле добриво.

Калій сульфат можна застосовувати на всіх типах ґрунтів і під усі культури. Порівняно з хлорвмісними добривами він забезпечує достовірні прирости врожаю винограду, гречки, тютюну та інших культур у засушливих районах.

З 1 кг калію, внесеного у формі K_2SO_4 , ґрунт отримує близько 1 кг сірки. Наявність сірки в добриві позитивно впливає на продуктивність капустияних, бобових та деяких інших культур.

Калімагнезія (калій-магній сульфат, потенкалі) $K_2SO_4 \cdot MgSO_4$ містить 25–30 % K_2O , 8 % MgO і не більш як 15 % хлору. Випускають у вигляді спресованих гранул неправильної форми білого кольору, іноді з рожевим або сірим відтінком. Добриво не гігроскопічне, не злежується, добре розсіюється. Виробляють калімагнезію кристалізацією з природних сульфатних солей, переважно з шеніту. Тому його іноді називають шенітом.

Калімагнезію можна застосовувати на всіх типах ґрунтів під усі культури, але найдоцільніше її використовувати під культури, чутливі до хлору. Завдяки вмісту в добриві магнію воно особливо ефективно на дерново-підзолистих ґрунтах легкого гранулометричного складу.

Концентрат калійно-магнієвий (калімаг, калімаг флотаційний, збагачений каїніт) $K_2SO_4 \cdot MgSO_4$ містить 18–20 % K_2O , 8–9 MgO і до 8 % хлору. Калімаг Супер містить не менш ніж 40 % K_2O . Випускають у вигляді гранул сірого кольору внаслідок збагачення природного каїніту. За ефективністю близький до калімагнезії.

Змішана калійна сіль ($KCl \cdot nNaCl$) + KCl містить 40 % K_2O , близько 20 – Na_2O і 50 % хлору. Добувають механічним змішуванням калію хлористого з меленим каїнітом або силівнітом. За зовнішніми ознаками — це суміш сірих, білих і червонуватих кристалів дрібного й середнього розмірів. Добриво малогігроскопічне, добре розчиняється у воді. За тривалого зберігання може злежуватися.

Змішані каліє- і натрієвмісні добрива використовують під коренеплоди, а також під помідор, капусту, лучні й злакові трави. Для культур, чутливих до вмісту хлору, воно менш придатне, ніж калій хлористий.

Екоплант (зола соняшникова) містить 49 % K_2O , 7–8 – P_2O_5 , 12 – CaO і 10 % MgO .

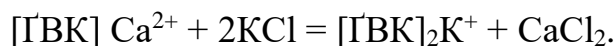
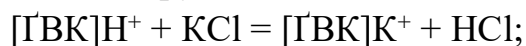
Деревний попіл – цінне калійно-фосфорно-вапняне добриво, що містить до 15 % K_2O вигляді K_2CO_3 , 7% – P_2O_5 і близько 40 % CaO . На відміну від промислових добрив не містить хлору.

Зберігати деревний попіл потрібно в сухих закритих приміщеннях, оскільки на відкритому повітрі з атмосферними опадами з нього вимиваються легкорозчинні сполуки калію, після чого його можна використовувати лише як вапняно-фосфорне добриво.

Найефективніше застосовувати деревний попіл на кислих ґрунтах легкого гранулометричного складу і торфовищах. Норму внесення попелу розраховують за вмістом у ньому калію і фосфору. Попіл вносять під час основного обробітку

грунту. Фосфор із деревного попелу за ефективністю близький до преципітату і термофосфатів.

Усі калійні добрива добре розчинні у воді. Після внесення в ґрунт вони швидко розчиняються ґрунтовою вологою і вступають у реакції обміну з ГВК:



Завдяки обмінним реакціям калій вбирається ґрунтовими колоїдами, що знижує його рухомість у ґрунті, але при цьому він залишається доступним для живлення рослин. Іони хлору залишаються в ґрунтовому розчині, тому легко вимиваються з орного шару ґрунту.

Усі калійні добрива – фізіологічно кислі солі, але значне підкислення ґрунтового розчину спостерігається лише за тривалого їх застосування у великих нормах. Збільшення концентрації хлору в ґрунтовому розчині під час застосування калійних добрив негативно впливає на продуктивність деяких культур – картоплі, льону, гречки, тютюну, винограду, цитрусових та інших

Для зменшення негативної дії хлору хлоровмісні калійні добрива потрібно вносити восени в оптимальних нормах під час основного обробітку ґрунту. Під дією атмосферних опадів в осінньо-зимовий період іони хлору вимиваються з шару ґрунту, де ростуть корені, а іони калію залишаються у місці внесення добрива.

4. Комплексні та органічні добрива.

Крім односторонніх мінеральних добрив, що містять лише один основний елемент живлення (нітроген, фосфор або калій), тукова промисловість випускає також комплексні мінеральні добрива. Це можуть бути як одинарні солі, які містять різні елементи живлення, наприклад KNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, так і їх композиції із солей, що містять два (N + P, N + K, P + K) або три (N + P + K) елементи живлення. Такі композиції отримують взаємодією нітратної, ортофосфатної і сульфатної кислот з аміаком, природними фосфатами, солями калію, амонію тощо. Що більший загальний вміст діючої речовини в добриві, то воно цінніше. Крім того, до складу добрив можуть входити сульфур, магній, мікроелементи.

Залежно від способу виготовлення комплексні добрива поділяють на три основних види: змішані, складнозмішані і складні. Промисловість випускає також рідкі (РКД) і суспендовані (СРКД) комплексні добрива.

Виготовлення комплексних добрив економічно вигідніше, оскільки на практиці вносять одночасно не один елемент живлення, а два і більше.

Складні добрива.

Амофос $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$. Складові цієї солі - іони амонію та ортофосфатної кислоти легко засвоюються рослинами на всіх ґрунтах. Амофос містить 11-12% N, 46-60% P_2O_5 . У ньому немає баласту. Головний недолік амофосу – нестандартне співвідношення між азотом і фосфором 1:4, 1:5, що обмежує широке застосування цього добрива в виробництві.

Діамофос $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$. Виробництво амофосу засноване на насиченні аміаку вільною фосфорною кислотою. Якщо продовжити цей процес, то виходить діамофос, у якому співвідношення між азотом і фосфором дорівнює 1:2,5 (2,8). У діамофосі міститься 18% і більш азоту і близько 50% P_2O_5 . Це найбільш концентроване з усіх складних добрив.

Калійна селітра KNO_3 . Ця сіль містить близько 13% N і до 45% K_2O , не містить баластових речовин і відрізняється гарними фізичними властивостями. Як джерело калію особливо важлива для культур, які чутливі до надлишкового хлору. Співвідношення між азотом і калієм складає 1:3,5, що є головним недоліком цього добрива.

Складно-смішані добрива.

Нітрофоски. При взаємодії азотної кислоти з фосфорною сировиною одержують кальцієву селітру та однозаміщений фосфат кальцію з домішкою преципітату (діфосфату кальцію). Для одержання потрійного добрива на цій стадії процесу додають у необхідній пропорції хлористий калій. Далі масу висушують і гранулюють. У кожній гранулі знаходяться сполуки $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, NH_4NO_3 , NH_4Cl , KCl , KNO_3 , CaSO_4 і домішки, які утримуються у вихідній фосфатній сировині. Це добриво називається сульфатною нітрофоскою. Використовується для всіх ґрунтів.

Нітроамофос. Комбіноване добриво, одержуване на основі моноамонійфосфату при введенні в нього калію називається нітроамофоскою. На основі діамонійфосфата роблять відповідно діамонітрофос і діамонітрофоску.

Карбоамофоска. Містить азот в амідній і аміачній формах, а фосфор і калій – у водорозчинній формі. Карбоамофоску одержують із сечовини, фосфорної кислоти, аміаку і солей калію. Вона містить до 60% поживних речовин (по 20% N, P_2O_5 , K_2O). Без додавання калію одержують карбоамофос, який містить до 60% поживних речовин (по 30% N і P_2O_5).

Змішані добрива. Змішані добрива виготовляють механічним змішуванням двох або більшої кількості односторонніх або комплексних добрив. Цей захід застосовують тоді, коли потрібно одночасно внести на одне поле кілька елементів живлення, а комплексні добрива з необхідним співвідношенням елементів живлення у господарстві відсутні. При цьому скорочуються витрати на внесення добрив, а їх агрономічна ефективність прирівнюється до роздільного внесення. Змішані добрива досить легко можна виготовляти необхідних концентрації і співвідношення елементів живлення з урахуванням потреби в них різних культур за результатами агрохімічного аналізу певного ґрунту. Саме цим вони відрізняються від складних добрив, що, зазвичай, мають сталий склад.

Для приготування сумішей звичайно використовуються наступні добрива: сечовина, аміачна селітра, подвійний і простий суперфосфат, амофос, хлористий калій. Фізичні властивості змішаних добрив поліпшують введенням нейтралізуючих

добавок: крейди, вапняку, фосфоритного борошна. Особливості фізико-хімічних властивостей добрив часто обмежують можливість їхнього змішування.

Рідкі комплексні добрива (РКД). До цих добрив відносяться розчини поживних солей, що мають у своєму складі два або три основних поживних елементи (N, P, K), вторинні елементи живлення (Ca, Mg, S) і мікроелементи (Fe, Mn, B, Cu, Zn, Mo, Co). РКД не мають у своєму складі вільного аміаку, тому їх транспортування не обов'язково повинно бути в герметично закритій тарі. РКД можна вносити не тільки на визначену глибину в ґрунт, але і розприскувати по поверхні, а також вносити в рядки; при необхідності в РКД можна вводити мікроелементи, деякі пестициди і стимулятори росту. РКД прості в зберіганні, вибухо- та пожежонебезпечні, не отрутні. Відзначені переваги РКД роблять їх досить перспективними для вітчизняного землеробства. Співвідношення азоту, фосфору і калію в РКД може бути різним, вміст N – 5-10%, P₂O₅-5-10% і K₂O – 6-10%.

Суспендовані рідкі комплексні добрива (СРКД). Концентрацію елементів живлення у РКД можна значно підвищити введенням у розчин стабілізуючих добавок (тонко дисперсних бентонітових та палигорськітових глин, кремнієвих кислот, фосфогіпсу тощо), що запобігають пересиченню розчину і випаданню осаду. Ці компоненти, введені в добриво з розрахунку 10–20 кг на 1 т розчину, забезпечують високу їх в'язкість упродовж 10 діб.

Органічні добрива. Домогтися розширеного відтворення родючості ґрунтів і систематичного зростання продуктивності землеробства можна лише при використанні органічних добрив. Застосування органічних добрив поліпшує властивості ґрунту, а саме, забезпечує рослини макро- і мікроелементами живлення; збагачує ґрунт органічними речовинами, ферментами, вітамінами та іншими біологічно активними речовинами, які стимулюють розвиток рослин і ґрунтової мікрофлори; збагачує ґрунт корисними мікроорганізмами, які активують діяльність нітрофікуючих та азотфіксуючих бактерій; поліпшує фізичні властивості ґрунту – його структуру, водний та повітряний режим тощо; під час розкладання органічних речовин приґрунтовий шар повітря збагачується вуглекислим газом, що посилює ефективність фотосинтезу.

Гній. Він є важливим джерелом азоту, зольних макроелементів і мікроелементів. Головні складові частини свіжого підстилкового гною – в основному тверді й рідкі екскременти тварин і підстилка. В екскременти надходить приблизно 40-50% органічної речовини, стільки ж азоту та 60-70% фосфору й калію від вихідного вмісту їх у кормі. Якість гною залежить від умов і тривалості зберігання. Чим довше зберігається гній, тим вищий відносний вміст у ньому азоту, фосфору, калію за рахунок розкладання органічної речовини. Хімічний склад й удобрювальна цінність гною залежать також від виду тварин, кормів, виду та кількості підстилки, способу зберігання гною тощо.

Під впливом органічної речовини гною підсилюються мікробіологічні процеси в ґрунті, у результаті підвищується розчинність, а отже, і доступність рослинам

елементів мінерального живлення. Наприклад, нерозчинні фосфати кальцію, заліза, алюмінію й інші форми переходять у сполуки, які засвоюються рослинами. Фосфор, який був спожитий мікроорганізмами при їхньому відмиранні, переходить у легкозасвоювані рослинами сполуки.

Торф. За способами утворення торф поділяють на „верховий”, „перехідний” та „низовий”. Верховий торф утворюється на верхових болотах і складається з залишків сфагнових мохів, пухівки, богульників. Верховий торф визначається низькою попільністю, високою теплотворністю, високою вологоємністю, підвищеною кислотністю та низьким ступенем розкладання. Низинні й перехідні торфи утворюються, відповідно, на низинних і перехідних болотах і складаються з перепрілих залишків деревної та трав'яної рослинності.

Види і властивості торфу різноманітні і нерівноцінні по якості, тому і способи використання його на добриво неоднакові. Ступінь розкладання торфу визначається за вмістом гуміфікованих речовин: слабо розкладені – 5-25%, середньо розкладені – 25-40 та сильно розкладені – більш 40%. Сирий торф містить 80-90% води. З одною тонною такого торфу вноситься лише 100-200 кг сухої речовини. Крім цього сирий торф не можна внести якісно і рівно-мірно розподілити по полю. Щоб підвищити доступність азоту торфу для рослин, його компостують з біологічно активними компонентами (найчастіше, це гній та гноївка), а також використовують його для підстилки худобі.

Пташиний послід за своїми поживними якостями перевершує гній, а за швидкістю дії не поступається мінеральним добривам. Вміст поживних речовин упосліді залежить від виду птахів і кормів. Свіжий безпідстилковий послід можна піддати швидкому сушінню на сушильних установках. З 1 т сирого посліду виходить 300-350 кг гранульованого або порошкоподібного концентрованого органічного добрива вологістю 15-20 %. При вологості 20% воно містить: N -4,5%, P₂O₅ - 3,7, K₂O - 1,8, CaO - 4,5, Mg - 1,6%. Термічно висушений послід є в значній мірі знезараженим і біологічно малоактивним матеріалом, але придатним для тривалого зберігання.

Солома може бути важливим джерелом органічної речовини для ґрунту. Хімічний склад соломи досить широко змінюється в залежності від ґрунтових і погодних умов. У середньому вона містить 0,5% азоту, 0,25 - фосфору (P₂O₅), 0,8 - калій (K₂O) і 35-40% вуглецю у формі різних органічних сполук. У соломі знаходяться деякі кількості сірки, кальцію, магнію, різних мікро-елементів (бор, мідь, марганець, молібден, цинк, кобальт тощо). Солома – активний енергетичний матеріал не тільки для утворення гумусу ґрунту і підвищення мікробіологічної активності ґрунту.

Ефективність удобрення соломою помітно зростає при додатковому внесенні азоту.

Зелене добриво (сидерати) – це сільськогосподарські культури, які вирощуються на зелену масу для заорювання в ґрунт як органічне добриво.

Зелене добриво – найважливіше джерело гумусу й азоту в ґрунтах, змінює фракційний склад гумусу, поліпшує агрохімічні, фізико-хімічні і фізичні властивості

грунту (підвищується величина рН в кислих ґрунтах, зростає сума поглинених основ, знижується величина гідролітичної кислотності та вміст рухомого алюмінію); посилюється біологічна активність ґрунту, ґрунтове і приґрунтове повітря збагачується вуглекислим газом, а це поліпшує повітряне живлення рослин; зорювання рослин посилює діяльність ґрунтової мікрофлори, що в свою чергу посилює процеси нітрифікації; виконує і важливу фіто санітарну роль.

Сапропелі. У результаті складних фізичних, хімічних та біологічних процесів залишки рослинних і тваринних організмів, які відмирають у прісноводних озерах (ставках, водоймищах і т.п.) створюють сапропелі. Верхні шари покладів сильно перезволожені, і саме в них утворюється сапропель з відмерлого планктону. У природному заляганні сапропелі мають желеподібний вигляд та чорне, коричневе, сіре, сіро-жовте забарвлення, що свідчить про присутність у сапропелі певних органічних і неорганічних складових. Сапропель як добриво застосовують у кількості 30-40 т/га під зернові культури та 50-100 т/га – під просапні. Найбільше ефективно гранулювання сапропелів з торфом і мінеральними добривами.

Карбонатні сапропелі (зі вмістом CaCO_3 не менш 20%) застосовуються як добавки до мінеральних добрив і для вапнування ґрунтів.

Біогумус – концентроване натуральне органічне добриво, що містить весь комплекс поживних речовин і мікроелементів необхідних рослинам.

У біогумусі утримуються всі необхідні для розвитку рослин ферменти, ґрунтові антибіотики, вітаміни, гормони росту і гумінові речовини. Біогумус (верміком-пост) являє собою екскременти дощових хробаків - копроліти. Зовні він схожий на чорнозем, без неприємних запахів. Виробництво добрив біогумусу (вермітехнологія) є елементом екологічно чистого сільськогосподарського виробництва.

РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ

1. Жак О.В. Загальна хімія: навч. посіб. / О. В. Жак, Я. М. Каличак ; Львів. нац. ун-т ім. І. Франка. - Л. : ЛНУ ім. І. Франка, 2010. - 368 с.
2. Слободяник М.С. Загальна та неорганічна хімія: Практикум. Київ. Либідь, 2014. – 336 с.
3. Середа А.С. Неорганічна хімія. Пропедевтичний курс. Навч. посіб. Видання третє, доповнене, змінене. Київ. Кондор, 2018. – 308 с.
4. Цветкова Л.Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі: навч. посіб. Львів. «Магнолія 2006», 2018. 412 с.
5. Яворський В.Т. Неорганічна хімія: підручник. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2016. –324 с.
6. Городній М. М. Агрохімія : підруч. / М. М. Городній. – 4-е вид., переробл. та доповн. – К. : Арістей, 2008. – 936 с.
7. .Господаренко Г. М. Агрохімія: підручник / Г.М. Господаренко. – К. : ТОВ «СІК ГРУП УКРАЇНА», 2015. – 476 с
8. Агрохімічний аналіз : підручник для агроном. спец. вузів / М. М. Городній, А. П. Лісовал, А. В. Бикін та ін. – К. :Арістей, 2005. – 468 с.
9. Хімія. Базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів / Кол. авторів – Харків: Фоліо, – 2014. – 958 с.
10. Конончук О. Б. Практикум з основ агрохімії і землеробства для студентів біологічних спеціальностей: навч. посіб. / О. Б. Конончук. – Тернопіль: Вектор, 2019. – 104 с.

X-46 **Хімія з основами агрохімії** [Текст]: конспект лекцій для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітніх програм «Агроінженерія» та «Лісове господарство» галузі знань 20 Аграрні науки та продовольство спеціальностей 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз. – Луцьк: ЛНТУ, 2023. – 105 с.

Коротко подано основні теоретичні положення з основних розділів загальної хімії та агрохімії, які допоможуть студентам у виконанні завдань самостійної роботи та підготовці до лабораторних робіт.

Призначене для студентів спеціальностей 208 Агроінженерія та 205 Лісове господарство денної та заочної форм навчання.

Комп'ютерний набір
Редактор

І.А. Мороз
І.А. Мороз

Підп. до друку «__»_____2023 р. Формат 60x84/16. Папір офс.
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 2,25.
Тираж 50 прим.

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