

ХІМІЯ З ОСНОВАМИ АГРОХІМІЇ

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

УДК 54(07)
Х 46

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

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів та технологій ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2024 року.
Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ,
протокол № ___ від «___» _____ 2024 року.
В.о. завідувача кафедри харчових технологій та хімії _____ І.М. Дударев

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

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

Відповідальний за випуск: _____ І.М. Дударев, доктор технічних наук, професор, в.о. завідувача кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Х-46 **Хімія з основами агрохімії** [Текст]: методичні вказівки до практичних занять 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, 2024. – 62 с.

Видання містить короткі теоретичні відомості до кожної практичної роботи, методичні вказівки до виконання практичних робіт, питання для підготовки до практичних занять, приклади розв'язування задач, вправи та задачі.

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

© Мороз І.А., 2024

Зміст

Вступ	4
Практична робота 1. Основні поняття і закони хімії	8
Практична робота 2. Будова атома. Періодичний закон і періодична система елементів.	11
Практична робота 3. Хімічний зв'язок	14
Практична робота 4. Основні класи неорганічних сполук	18
Практична робота 5. Енергетика хімічних процесів.	21
Практична робота 6. Способи вираження концентрації розчинів	26
Практична робота 7. Властивості розчинів. Закони Рауля.	30
Практична робота 8. Урівнювання окисно-відновних реакції	36
Практична робота 9. Ознайомлення з методами визначення якості урожаю.	37
Практична робота 10. Розрахунки фізичної маси добрив за вмістом діючої речовини	42
Практична робота 11. Коефіцієнти використання елементів мінерального живлення рослин з ґрунту та добрив.	49
Практична робота 12. Реакція ґрунтового розчину. Розрахунок доз хімічних меліорантів.	53
Додатки	57
Рекомендовані джерела інформації	63

Вступ

Методичні вказівки до виконання практичних робіт із навчальної дисципліни «Хімія з основами агрохімії» для здобувачів вищої освіти спеціальностей 208 «Агроінженерія» та «Лісове господарство» денної та заочної форм навчання розроблено відповідно до робочої програми дисципліни. Зміст вказівок охоплює фундаментальні та прикладні питання різних розділів програми, забезпечуючи системний підхід до вивчення предмета.

Практичні заняття є ключовим складником підготовки фахівців даних спеціальностей. Вони сприяють поглибленню та закріпленню теоретичних знань, розвитку навичок самостійної пізнавальної діяльності та формуванню аналітичного мислення. Метою видання є методичне забезпечення процесу формування вмінь розв'язування професійно орієнтованих хімічних задач, моделювання хімічних перетворень, а також розвиток системи знань щодо фізико-хімічних властивостей добрив, їхнього впливу на ґрунтове середовище та рослини.

Структура кожної роботи передбачає наявність стислих теоретичних відомостей, алгоритмів виконання завдань, контрольних запитань для самоперевірки, типових прикладів розв'язування задач, а також вправ для самостійного опрацювання. Такий підхід дозволяє здобувачам не лише засвоїти матеріал, а й набути здатності прогнозувати результати агрохімічних процесів.

Практичні роботи виконуються студентами індивідуально. Опрацювання теми заняття має здійснюватися здобувачами заздалегідь. На початку кожного заняття проводиться моніторинг ступеня підготовки (у формі тестування або усного опитування). Зарахування роботи відбувається за умови повного та самостійного виконання передбаченого обсягу завдань, наявності відповідних практичних навичок та належного оформлення звітної документації.

При оцінюванні результатів роботи враховуються: рівень усвідомлення теоретичного матеріалу, повнота розкриття наукових понять, точність термінологічного апарату, логічність викладу, самостійність, а також охайність оформлення результатів.

Під час укладання цих методичних вказівок автором було використано актуальну наукову та навчально-методичну літературу, вичерпний перелік якої наведено у відповідному розділі видання.

Автор висловлює сподівання, що запропонований комплекс завдань та рекомендацій стане корисним підґрунтям для майбутньої фахової діяльності здобувачів вищої освіти, сприяючи їхньому професійному становленню та успішній реалізації в професійних галузях.

Практична робота № 1

ТЕМА: Основні поняття і закони хімії

МЕТА: Повторити основні закони і поняття хімії, які вивчались у школі.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Основні поняття хімії

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Атом – це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Молекула – найменша частинка речовини, яка здатна самостійно існувати і має всі хімічні властивості речовин.

Простою речовиною називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента, наприклад, H_2 , N_2 , алмаз, сірка, графіт.

Хімічною сполукою (складною речовиною) називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів двох або більше елементів, наприклад, HCl , $NaCl$, $HNCS$, CaC_2 .

Відносна атомна маса – це маса атома, виражена в атомних одиницях маси.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) дорівнює $1,667 \cdot 10^{-24}$ г.

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса даного елемента більша за $1/12$ маси атома Карбону (1 а.о.м.)

Молекулярна маса речовини – це відносна маса молекули, що виражена в атомних одиницях маси. Молекулярна маса речовини дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

Моль – це кількість речовин, що містять стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів тощо), скільки атомів містить 12 г Карбону.

Кількість структурних одиниць (молекул, іонів, атомів, електронів), що містить один моль речовини, дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$. Ця величина – число Авогадро.

Молярна маса – маса одного моля даної речовини в грамах. Молярну масу вимірюють в грамах на моль ($г/моль$). Чисельно вона дорівнює молекулярній масі тієї або іншої речовини.

$$M = m/n \text{ (} г/моль \text{)}, \quad m = M \cdot n \text{ (г)}, \quad n = m/M \text{ (моль)}.$$

Основні закони хімії

Закон збереження маси: маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції

Закон постійного складу: кожна хімічна сполука, яким би із способів вона не була отримана, має один і той же склад.

Закон кратних відношень: у двох сполуках, які утворені з одних і тих же елементів, на одну і ту ж масову кількість одного елемента припадають такі кількості другого елемента, які відносяться, як невеликі цілі числа.

Закон об'ємних відношень: об'єми речовин, які вступають в реакцію, відносяться між собою, а також до об'ємів газоподібних продуктів, які утворилися, як невеликі цілі числа.

Закон Авогадро: в однакових (рівних) об'ємах різних газів при однакових зовнішніх умовах міститься однакове число молекул.

Із закону Авогадро слідує:

За нормальних умов (при температурі 273,16 К і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 0,0224 м³ (22,4 л), в якому міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (атомів, молекул) – це постійна Авогадро (N_A).

Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів називають *відносною густиною* першого газу за другим.

$$D_2 = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Густина газу за воднем – $D_{H_2} = \frac{M}{2}$,

Густина за повітрям – $D_{пов} = \frac{M}{M_{пов}} = \frac{M}{29}$

Рівняння стану газу Менделєєва – Клапейрона: $pV = \frac{m}{M}RT$,

де V – об'єм газу при тиску p і температурі T ; m – маса газу; M – молярна маса газу; R – універсальна газова постійна.

$R = 8,31$ Дж/град·моль = 62360 мм.рт.ст.·мл/К·моль = 0,082 атм·л/К·моль.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Визначити масу двох моль кальцій нітрату.

Розв'язок. Обчислюємо молярну масу кальцій нітрату:

$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = Ar(\text{Ca}) + (Ar(\text{N}) + 3Ar(\text{O})) \cdot 2 = 40 + (14 + 3 \cdot 16) \cdot 2 = 164$ (г/моль).

Обчислюємо масу двох моль кальцій нітрату:

$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)$. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \cdot 2 = 328$ (г).

Відповідь: 328 г.

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

Розв'язок. Із закону Авогадро слідує, що при одному і тому ж тиску і температурі маси (m) рівних об'ємів газів відносяться як їх молярні маси (M):

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

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

Отже, за умовою задачі: $D = \frac{M_1}{M_2} = 1,52$

Середня молярна маса повітря $M_2 = 29$ г/моль.

Тоді: $M_1 = D \cdot M_2 = 1,52 \cdot 29 = 44$ г/моль.

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

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

0,232 г газу займає об'єм 0,2 л

x г ----- 22,4 л

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

Отже, молярна маса газу становить 26 г/моль.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Показати різницю між поняттями «атом», «молекула», «хімічний елемент».
2. У яких одиницях вимірюють відносну атомну та молекулярну масу, кількість речовини?
3. На прикладі реакції горіння вуглецю показати правильність закону збереження маси.
4. Як визначити, у скільки разів один газ легший або важчий за другий?
5. Як визначити об'єм газу за умов, відмінних від нормальних?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Чи однакову кількість молекул містять 11,2 л азоту та 11,2 л водню; 17 г амоніаку та 1 г водню; 5,6 л кисню та 71 г хлору?
2. Визначити масову частку Оксигену в оксидах карбону (II) та (IV) та воді.
3. Яка маса кисню, який при температурі 15 °C і тиску 1 атм. займає об'єм 1 л?
4. Визначити масу 5 моль кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
5. Визначити масу магнію, що міститься у 100 г магній оксиду.
6. Густина деякого газу за повітрям становить 2. Визначити густину цього газу за воднем.
7. За н.у. 250 мл (cm^3) деякого газу мають масу 0,1898 г. Визначити молярну масу й абсолютну масу однієї молекули цього газу в грамах.
8. Скільки молекул міститься в 8,5 г H_2S . В якій кількості CO_2 міститься стільки ж молекул ?
9. За н.у. 500 мл деякого газу важать 0,3805 г, а маса 250 мл кисню за таких же умов 0,3572 г. Розрахувати молярну масу газу двома методами.
10. Який об'єм займуть за нормальних умов $2,69 \cdot 10^{22}$ молекул газу? Визначити молярну масу цього газу, знаючи, що цей об'єм має масу 1,25 г.

Практична робота № 2

ТЕМА: Будова атома. Періодичний закон і періодична система елементів Д.І. Менделєєва

Мета: ознайомитись із сучасними уявленнями про будову атома. Засвоїти поняття про квантові числа та їх фізичний зміст. Навчитись записувати електронну конфігурацію атома. З'ясувати суть періодичного закону і будову періодичної системи та їх взаємозв'язок з будовою атома.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Атом – найменша частинка хімічного елемента, що зберігає його типові властивості.

На основі своїх дослідів Резерфорд у 1911 році запропонував ядерну модель атома: в центрі атома міститься позитивно заряджене ядро, маса якого майже дорівнює масі атома. Ядро атома складається з позитивно заряджених протонів і нейтральних нейтронів. Число протонів у ядрі відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі, число нейтронів – різниці атомної ваги та порядкового номера елемента. Навколо ядра рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра.

Електрон – елементарна частинка, яка володіє найменшим існуючим у природі негативним електричним зарядом ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл). Маса електрона $9,1095 \cdot 10^{-28}$ г, тобто майже в 2000 разів менше маси атома водню.

Заряд ядра (виражений в одиницях заряду електрона) чисельно рівний порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Враховуючи квантову теорію світла, лінійчатий характер атомних спектрів і ядерну модель атома Резерфорда, датський фізик Н.Бор у 1913 р. сформулював основні положення своєї теорії будови атома водню у вигляді постулатів (твердження, що не вимагають доведення).

1. Електрон обертається навколо ядра, не випромінюючи енергії, тільки по певних колових орбітах, які називаються стаціонарними або квантовими.

2. Електрон може переходити з однієї стаціонарної орбіти на іншу; при цьому поглинається або випромінюється квант електромагнітного випромінювання, енергія якого дорівнює різниці енергії атома в кінцевому і вихідному станах.

Квантово-механічна або хвильова модель атома: електрон одночасно є і частинкою, і хвилею. У 1925 році Вернер Гейзенберг запропонував принцип невизначеності: *неможливо одночасно визначити і швидкість (або імпульс $p = mV$) і положення мікрочастинки (її координати).*

Стан електрона в атомі не можна представити як рух матеріальної частинки по якій-небудь орбіті, він визначається імовірністю знаходження електрона в даній точці атомного простору.

Простір навколо ядра, в якому найбільш імовірно перебування електрона, називається *орбіталлю*.

Згідно з квантово-механічною теорією, стан електрона в атомі характеризується значеннями 4 квантових чисел: n – головного, l – орбітального, m_l – магнітного, m_s – спінового.

Головне квантове число n визначає радіус квантового рівня (середню віддаль від ядра до ділянки підвищеної електронної густини) або загальну енергію електрона на певному рівні.

Стан електрона, який характеризується певним значенням головного квантового числа, називають енергетичним рівнем електрона в атомі.

Енергетичні рівні позначають цифрами або великими латинськими буквами:

n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

Орбітальне (азимутальне) квантове число l характеризує енергію електрона на підрівні, або форми електронних орбіталей. Орбітальне квантове число l може мати значення від 0 до $(n - 1)$.

Енергетичні підрівні позначають цифрами і маленькими латинськими буквами:

0	1	2	3
s	p	d	f

Кількість можливих енергетичних підрівнів на даному енергетичному рівні рівна номеру енергетичного рівня або головному квантовому числу. Наприклад, при $n = 3$ існує три енергетичні підрівні 0(s), 1(p), 2(d). І тому, при $n = 1$ можливий тільки 0 підрівень (s), при $n = 2$ – 0 і 1 підрівень (s і p).

Відповідно до буквених позначень енергетичних підрівнів електрони, які перебувають на них, називають s- електронами, p- електронами, d- електронами, f- електронами. На першому енергетичному рівні можуть перебувати лише s- електрони; на другому – s- і p- електрони, на третьому – s-, p-, d- електрони, на четвертому – s-, p-, d-, f- електрони. При певному значенні головного квантового числа n найменшу енергію мають s- електрони, потім p-, d-, f- електрони. Відповідно до квантово – механічних розрахунків s- орбіталі мають форму кулі (сферична симетрія), p- орбіталі – форму гантелі, d- і f- орбіталі складнішої форми. Під “формою орбіталі” треба розуміти таку просторову геометричну модель, в межах якої перебування електрона найімовірніше.

Стан електрона в атомі, що відповідає певним значенням n і l , записують так: спочатку цифрою головне квантове число, а потім буквою – орбітальне квантове число, верхній індекс – число даних електронів $1s^2$, $4p^1$ і т. д.

Магнітне квантове число m_l характеризує просторове розміщення електронних орбіталей відносно напрямленості магнітного поля. Воно має значення 0, ± 1 , ± 2 , ± 3 , $\pm \dots \pm l$. Всього число орбіталей з даним l буде $2l + 1$.

s – стану	$l = 0$	відповідає одна орбіталь	$m_l = 0$
p	$l = 1$	відповідає 3 орбіталі	1, 0, -1
d	$l = 2$	відповідає 5 орбіталей	2, 1, 0, -1, -2
f	$l = 3$	відповідає 7 орбіталей	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3.

Спінове квантове число m_s характеризує власне обертання електрона навколо своєї осі. Воно має значення $\pm 1/2$.

Принципи і правила заповнення електронами атомних орбіталей

Принцип Паулі: в атомі не може бути двох електронів, які мають однаковий набір всіх 4 квантових чисел (заборона Паулі).

З принципу Паулі слідує, що на одній орбіталі може знаходитися лише два електрони з $m_s = -1/2$ і $m_s = +1/2$. Відповідно на s- орбіталі – 2 електрони, p- орбіталі – 6 електронів; d- орбіталі – 10 електронів; f- орбіталі – 14 електронів.

Оскільки, всіх орбіталей на енергетичному рівні є n^2 , то максимальна ємність енергетичного рівня є $2n^2$ електронів: ($n = 1 \rightarrow 2$), ($n = 2 \rightarrow 8$), ($n = 3 \rightarrow 18$), ($n = 4 \rightarrow 32$).

Послідовність заповнення атомних орбіталей залежно від значення головного й орбітального квантових чисел дослідив *Клечковський*:

- при збільшенні заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншим значенням суми головного і орбітального квантових чисел ($n+l$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми;

- при однакових значеннях суми ($n+l$) заповнення орбіталей відбувається послідовно у напрямі зростання значення головного квантового числа n .

Послідовність заповнення атомних орбіталей відповідає *принципу мінімальної енергії*: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s = 3d < 4p < 5s = 4d < 5p < 6s = 5d = 4f < 6p < 7s = 6d = 5f < 7p$.

Правило Гунда: сумарне спінове число електронів певного підрівня має бути максимальним.

Спочатку заповнюються орбіталі по одному електрону, а потім по другому. Два електрони з протилежними спінами на одній і тій же орбіталі утворюють двоелектронну хмару (спарюються), називаються спареними і їх сумарний спін дорівнює нулю.

Сучасне формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва: ***властивості простих речовин, а також властивості і форми сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від заряду ядра атомів елементів.*** Отже, із зростанням заряду ядра відбувається закономірна періодична повторюваність властивостей елементів.

Розташування елементів у певному порядку називається ***періодичною системою***, яка є графічним вираженням періодичного закону.

Основними структурними одиницями періодичної системи є періоди і групи.

Період – це горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені в порядку зростання їхніх атомних мас (порядкового номера). Період – послідовний ряд елементів, в атомах яких відбувається заповнення однакового числа електронних шарів. При цьому номер періоду співпадає із значенням головного квантового числа n зовнішнього енергетичного рівня.

У s- і p- елементів заповнюється зовнішній рівень, у d – елементів - другий ззовні, а f - елементів – третій ззовні.

1, 2 і 3 періоди – малі періоди, які містять по 8 елементів. 4 і 5 періоди містять по 18 елементів, 6 період містить 32 елементи, 7 період ще незакінчений.

Кожен період, крім I, починається лужним металом і завершується благородним газом.

Групою періодичної системи називають вертикальний ряд, у якому розміщені подібні за властивостями елементи. У періодичній системі є вісім груп – у відповідності з максимальним числом електронів на зовнішньому рівні незбуджених атомів.

Елементи, в атомах яких останнім заповнюється *s*- підрівень, називаються *s*-елементами, вони розміщуються в головних підгрупах I-II груп. Електронна формула їх 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 їх атомів ns^2np^{1-6} .

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

f- елементи – лантаноїди, актиноїди, належать до III групи, побічної підгрупи. Вони 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 мають переважно амфотерний характер.

f- елементи – як *d*- елементи.

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

Положення в групах *s*- і *p*- елементів визначається загальним числом електронів зовнішнього рівня. Наприклад, $3s^23p^3$, який має на зовнішньому рівні 5 електронів, належить до 5 групи.

Положення в групах d-елементів обумовлене загальним числом s-електронів зовнішнього і d-електронів передостаннього рівнів.

Елементи груп діляться на підгрупи. s- і p-елементи складають головну підгрупу, або А-підгрупу; d- елементи складають побічну або В-підгрупу.

У малих періодах із збільшенням порядкового номера спостерігається поступове зменшення металічних і зростання неметалічних властивостей. У групах зверху вниз металічні властивості посилюються, а неметалічні – послаблюються.

Можна зробити висновок, що найактивніші метали містяться в періодичній системі зліва і внизу таблиці, а найактивніші неметали справа і зверху.

На основі теорії будови атомів було встановлено причину періодичної зміни властивостей елементів у системі, а саме: **властивості елементів змінюються періодично завдяки тому, що розвиток атомних структур супроводжується періодичним повторенням подібних електронних утворень.**

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Ядро атома елемента має 16 протонів і 16 нейтронів. Визначити: а) кількість електронів в атомі, б) порядковий номер елемента, в) атомну масу елемента. Записати електронну формулу атома і назвати елемент.

Розв'язання.

а) Оскільки число протонів у атомі дорівнює числу електронів, то даний елемент містить 16 електронів.

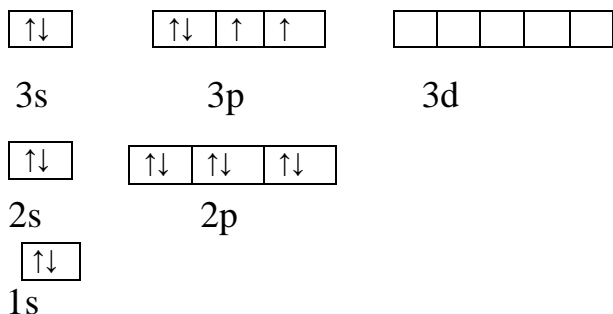
б) Заряд ядра дорівнює кількості протонів у атомі і чисельно відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. Отже, порядковий номер елемента – 16, це Сульфур S.

в) Відносна атомна маса елемента дорівнює сумі протонів і нейтронів:

$$Ar(S) = 16 + 16 = 32 \text{ (а.о.м.)}$$

Електронна формула Сульфуру – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Електронну орбіталь графічно зображають у вигляді квадрату, а електрони – у вигляді стрілок. Так, записана вище електронна формула Сульфуру має вигляд:



2. Визначити місце в періодичній системі елемента, атоми якого мають електронну структуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.

Розв'язання.

Даний елемент знаходиться у IV періоді, бо його електрони розміщені на 4 енергетичних рівнях. Сума електронів – 25, отже, порядковий номер елемента теж 25.

Сума електронів $3d^54s^2$ дорівнює 7, що відповідає номеру групи даного елемента. Це Манган Mn.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Уявлення про будову атома. Модель атома Резерфорда. Постулати Бора.
2. Поняття про двоїсту природу електрона. Принцип невизначеності Гейзенберга.
3. Порядковий номер елемента, його фізичний зміст. Ізотопи.
4. Квантові числа і взаємозв'язок між ними.
5. Принцип несумісності Паулі, принцип найменшої енергії, правило Гунда.
6. Сучасне формулювання періодичного закону.
7. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи.
8. Фізичний зміст періодичного закону, номеру періоду, номеру групи, підгрупи.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 4, 9, 21. До якого електронного сімейства відноситься кожний із цих елементів?
2. Скласти електронні формули атомів елементів III періоду. В чому подібність і відмінність у будові їх атомів?
3. Скласти електронні формули елементів IV групи: C; Si; Ti. У чому подібність і відмінність електронних структур атомів елементів головної та побічної підгруп?
4. Описати системою квантових чисел стан електронів: $2s^1$; $3p^3$; $4s^2$, $3d^2$.
5. Визначити місце в періодичній системі елементів, атоми яких мають електронні структури, виражені електронними формулами: $1s^22s^22p^4$; $1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$.
6. Виходячи із положення елементів Фосфору, Магнію і Мангану в періодичній системі, охарактеризувати за таким планом:
 - а) електронна формула атома та розподіл електронів по енергетичних комірках;
 - б) положення в періодичній системі (період, група, електронне сімейство, підгрупа);
 - в) вищий та нижчий ступені окиснення елемента, відповідні сполуки з Оксигеном та Гідрогеном.
 - г) хімічний характер оксидів та їх гідратів.

Практична робота № 3

ТЕМА: Хімічний зв'язок

МЕТА: Розглянути основні типи хімічного зв'язку та їх характеристики.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Типи хімічного зв'язку

Розрізняють п'ять основних типів зв'язку (рис.1): ковалентний, йонний, металевий, водневий і ван-дер-ваальсовий. Основним типом внутрішньомолекулярного хімічного зв'язку є ковалентний.

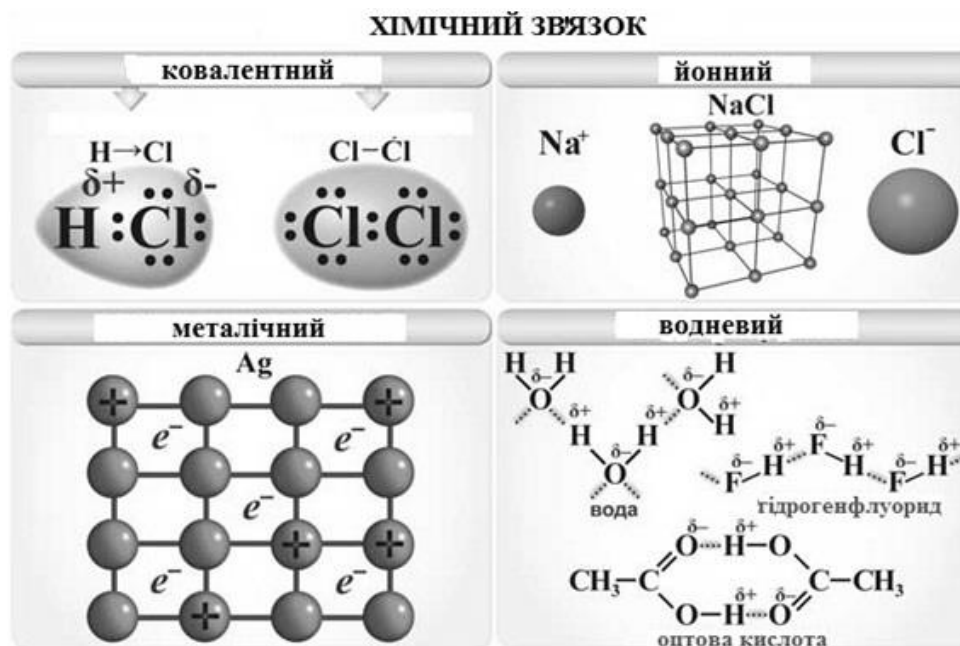


Рис. 1. Типи хімічних зв'язків.

Ковалентний зв'язок – хімічний зв'язок між двома атомами, який здійснюється спільною парою електронів, що утворюється внаслідок перекриванням електронних орбіталей взаємодіючих атомів.

Залежно від природи атомів, які взаємодіють між собою, спільна електронна пара може однаково належати атомам, що взаємодіють між собою або зміщуватись в той чи інший бік. Для оцінки здатності атома даного елемента, що утворює зв'язок, зміщувати електрону густину, користуються значенням відносної електронегативності (ЕН). Чим більше ЕН атома, тим сильніше притягує він узагальнені електрони. Причому, спільна електронна пара зміщується до атома з більшою ЕН в тим більшій мірі, чим більшою є різниця електронегативності (ΔEN) атомів, що взаємодіють. В результаті несиметричного розподілу 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.

Ковалентний зв'язок – це міцний хімічний зв'язок, він може об'єднувати атоми не лише в молекули, але і в кристали.

Найважливішими характеристиками ковалентного зв'язку є: *насичуваність* (здатність елементів утворювати певну кількість зв'язків); *напрявленість* (просторова спрямованість); *поляризованість* (здатність зв'язку перетворюватись на полярний (або більш полярний) під впливом зовнішнього електростатичного поля).

Йонний зв'язок – міцний хімічний зв'язок, що утворюється між атомами з великою різницею електронегативності ($\Delta EN > 1,7$ за Полінгом) в результаті зміщення електронної густини до найбільш електронегативного атома. Між йонами, що утворилися, виникає електростатичне притягання, яке називається **йонним зв'язком** (рис. 1).

Повного 100% зміщення електронної густини до атома з більшою EN не відбувається навіть в найбільш йонних сполуках, якими є бінарні сполуки лужних металів з галогенами. Це пояснюється, зокрема, впливом зарядів йонів, що утворилися, на електронні оболонки один одного, тобто їх **взаємною поляризацією**. Прикладом може бути сполука CsF, в якій за $\Delta EN = 3,3$ "ступінь йонності" складає 97%.

На відміну від ковалентного зв'язку, характеристиками йонного зв'язку є **ненапрявленість і ненасичуваність**. А характеристикою сполук йонного типу є добра розчинність в полярних розчинниках (вода, кислоти і т. д.).

Металевий зв'язок (рис.1). Відмінною характеристикою атомів металів є те, що число валентних електронів менше ніж число валентних орбіталей. У вузлах кристалічних ґраток металів знаходяться позитивні йони, а в міжвузлях – валентні електрони ("електронний газ"), які здійснюють зв'язок між йонами і легко пересуваються усередині кристалу. Навіть невелике збудження призводить до міграції електронів. Цим пояснюється висока 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 і електронами іншої.

Розрізняють такі види сил міжмолекулярної взаємодії: **орієнтаційні** (диполь-дипольна між полярними молекулами), **індукційні**, або **поляризаційні** (дія полярної молекули на неполярну) і **дисперсійні** (проявляються під час взаємодії будь-яких атомів і молекул в результаті виникнення миттєвих мікродиполів, індукованих рухом електронів і коливанням ядер). Міжмолекулярна взаємодія не призводить до розриву або утворення нових хімічних зв'язків валентного типу. Вона зумовлює перетворення речовини із газоподібного стану в рідкий і далі в твердий.

Водневий зв'язок (H-зв'язок) є важливим типом міжмолекулярних взаємодій. Цей зв'язок виникає між молекулами, в яких атом Гідрогену зв'язаний з атомами, що мають велику електронегативність і малий радіус (F, O, N). Між такими молекулами виникають додаткові хімічні зв'язки **невалентного типу**, що називаються водневими.

Здійснюються такі зв'язки за рахунок сил електростатичного притягання, але певний внесок має і *донорно-акцепторна взаємодія*, що визначає просторову напруженість водневих зв'язків. Чим більшою є ЕН елемента-партнера і меншим його розмір, тим міцнішим є водневий зв'язок. Н-зв'язок є на порядок слабкішим за ковалентний і тому легко руйнується. Схематично водневий зв'язок представлений на рисунку 1.

У сполуках з водневими зв'язками утворюються асоціати, що призводить до зміни фізичних властивостей речовин: підвищуються теплоти випаровування, температури кипіння і плавлення.

Водневий зв'язок може бути як міжмолекулярним, так і внутрішньомолекулярним (рис. 1), переважно в молекулах органічних сполук.

Основні характеристики хімічного зв'язку

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

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 (H₂ – 0,075; N₂ – 0,110; O₂ – 0,121, I₂ – 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 H₂ рівна 435 кДж/моль, а

середня енергія одного зв'язку С-Н у багатоатомній молекулі CH_4 рівна $E_{\text{дисс}}(\text{CH}_4/4) = 1648/4 = 412$ кДж/моль.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Ковалентний зв'язок (види, характеристика, приклади), механізми його утворення (обмінний і донорно-акцепторний).
2. Йонний зв'язок та його характеристики
3. Металевий зв'язок та його особливості.
4. Міжмолекулярні зв'язки.
5. Хімічний зв'язок в твердих речовинах.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Визначити тип хімічного зв'язку у наступних сполуках: CO_2 , BF_3 , NH_3 , SrBr_2 , Cl_2 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, HClO .
2. До якого з елементів зміщенні спільні електронні пари в кожній з наведених сполук: Cl_2O_7 , CO_2 , NH_3 , SiF_4 , OF_2 , V_2O_3 . Вкажіть сумарне число електронів, що утворюють зв'язки в цих речовинах.
3. Поясніть механізм утворення а) алюміній хлориду; б) силіцій тетрахлориду; в) калій фториду; г) цезій хлориду. вкажіть тип хімічного зв'язку в кожній з цих молекул.
4. В якій з наведених сполук зв'язок елемент – хлор має йонну природу: CCl_4 , Cl_2O , MgCl_2 , HCl , ICl_7 , CsCl . Відповідь обґрунтуйте.
5. Знайдіть у довідникових матеріалах таблицю відносних електронегативностей та користуючись даними таблиці обчисліть, який з наведених зв'язків є найбільш полярним: а) $\text{Ca} - \text{H}$; б) $\text{Si} - \text{H}$; в) $\text{S} - \text{H}$; г) $\text{N} - \text{H}$; д) $\text{I} - \text{H}$.
6. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки в таких сполуках: а) бор нітрид; б) ксенон тетрафторид; в) сульфур (IV) оксид; г) фосфін.
7. Запишіть графічні формули фосфор (V) оксиду та ортофосфатної кислоти. Вкажіть кількість зв'язків між атомами Фосфору та Оксигену.

Практична робота № 4

ТЕМА: Добування оксидів, кислот, основ та солей. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук

МЕТА: розглянути основні методи добування оксидів, кислот, основ та солей. Встановити генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

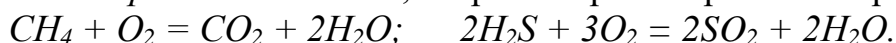
ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Способи одержання оксидів.

1. *Взаємодія простих речовин з киснем.* Більшість простих речовин під час нагрівання на повітрі або в кисні згоряють, утворюючи відповідні оксиди:



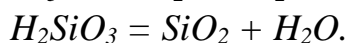
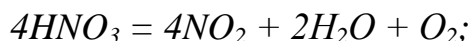
2. *Взаємодія складних речовин з киснем, зокрема горіння органічних речовин:*



3. *Термічний розклад основ:*



4. *Термічний розклад кислот:*

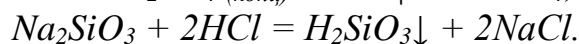
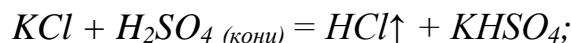


Способи одержання кислот.

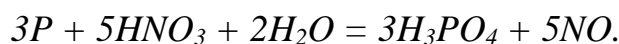
1. *Взаємодія ангідридів кислот з водою.* Більшість кислотних оксидів безпосередньо приєднує воду, утворюючи відповідні кислоти:



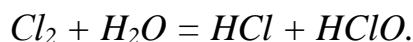
2. *Взаємодія солей з кислотами* (витіснення слабшої або леткої кислоти). Це один з найпоширеніших способів:



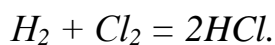
3. *Окиснення деяких простих речовин.* Кислоти утворюються у разі дії сильних окисників на деякі неметали:



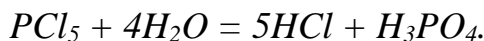
4. *Безпосередня взаємодія активних неметалів з водою:*



5. *Взаємодія неметалів з воднем.* Таким способом отримують безоксигенові кислоти:



6. *Гідроліз галогеноангідридів кислот:*

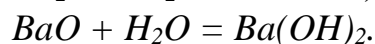
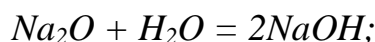


Способи добування основ.

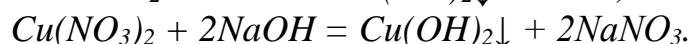
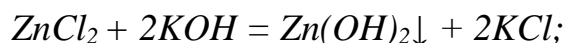
1. *Взаємодія активних металів з водою:*



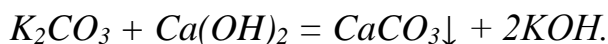
2. *Безпосередня взаємодія основних оксидів з водою* (тільки оксиди лужних і лужноземельних металів):



3. *Взаємодія солей з лугами:*



Отримати цим способом розчинні основи можна лише тоді, коли утворюється нерозчинна сіль:

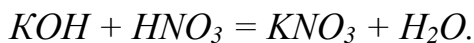


4. Електроліз:

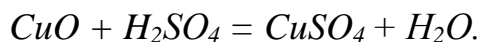


Способи добування солей

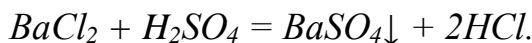
1. Реакція нейтралізації:



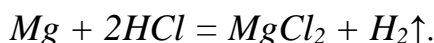
2. Взаємодія кислот з основними оксидами:



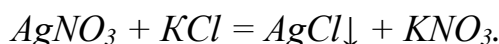
3. Взаємодія кислот із солями:



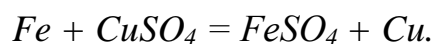
4. Взаємодія кислот з металами:



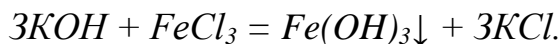
5. Взаємодія двох різних солей:



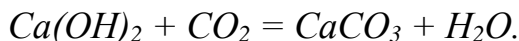
6. Взаємодія солей з металами:



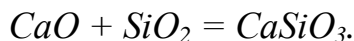
7. Взаємодія солей з лугами:



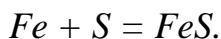
8. Взаємодія лугів з кислотними оксидами:



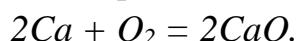
9. Взаємодія основних оксидів з кислотними:



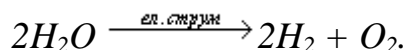
10. Взаємодія металів із неметалами:



Із речовин одного класу можна добути речовини іншого класу. Такий зв'язок між класами неорганічних сполук називають **генетичним**. Розглянемо його більш детально. Із простих речовин можна одержати складну речовину, наприклад:



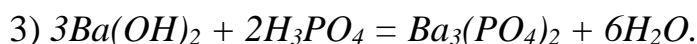
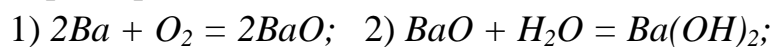
Із складної речовини можна одержати прості речовини, наприклад:



Із металу реакцією горіння можна одержати основний оксид, який з водою утворить основу. При дії на основу кислотою реакцією нейтралізації можна одержати сіль. Розглянемо такий генетичний зв'язок на прикладі металу барію. Складемо схему:



Складемо рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Із неметалу реакцією горіння можна одержати кислотний оксид, який з водою утворить кислоту. Під час дії на кислоту лугом можна одержати сіль. Розглянемо такий генетичний зв'язок на прикладі неметалу фосфору. Складемо схему:



Складемо рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

- 1) $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;
- 2) $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$;
- 3) $2H_3PO_4 + 3Ba(OH)_2 = Ba_3(PO_4)_2 + 6H_2O$.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Способи одержання оксидів.
2. Способи одержання кислот.
3. Способи одержання основ.
4. Способи одержання солей.
5. Генетичні зв'язки між класами неорганічних сполук.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такий цикл перетворень, згрупувати речовини у відповідні класи сполук:

1. $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4$
2. $FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_2NO_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
3. $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuOHCl \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu_3(PO_4)_2 \rightarrow Cu(H_2PO_4)_2$
4. $SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow KHSO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow Ca(HSO_3)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$
5. $Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)SO_4 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow AlCl_3$
6. $NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_2)_2$
7. $P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
8. $Be \rightarrow BeO \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(HSO_4)_2 \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Be(OH)NO_3 \rightarrow Be(NO_3)_2 \rightarrow BeOH \rightarrow K_2BeO_2$
9. $Sn \rightarrow SnCl_2 \rightarrow Sn(NO_3)_2 \rightarrow Sn(OH)NO_3 \rightarrow Sn(OH)_2 \rightarrow Na_2SnO_2 \rightarrow SnSO_4 \rightarrow SnS \rightarrow SO_2$
10. $Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnCl_2$
11. $KOH \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca(NO_2)_2$
12. $K \rightarrow KOH \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

Практична робота № 5

ТЕМА: Енергетика хімічних процесів

МЕТА: Засвоїти зміст основних термодинамічних функцій стану та їх використання в хімії. Навчитись розв'язувати розрахункові задачі з термохімії і термодинаміки і визначати напрям перебігу хімічних реакцій.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Термохімія.

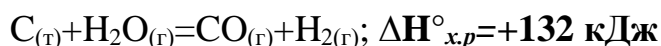
Величина теплової енергії, що виділяється або поглинається в процесі хімічної реакції, називається **тепловим ефектом реакції**.

Термохімія – це розділ термодинаміки, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій.

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

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

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



Тепловий ефект реакції утворення 1 моль хімічної сполуки з елементів називається **ентальпією утворення сполуки** $\Delta H_{утв.}^\circ$. Ентальпії утворення простих речовин (наприклад H_2 , O_2 , Cl_2) в їх стійкому стані прийнято рівними нулю. Стандартні ентальпії утворення деяких хімічних сполук наведені в додатках (додаток 2).

Відповідно до **першого закону термохімії** (Лавуазьє, Лаплас, 1780-1784 рр.):

Під час розкладу сполуки на прості речовини відбувається зміна ентальпії, рівна за модулем, але протилежна за знаком зміні ентальпії при утворенні цієї сполуки з тих же простих речовин.

$$\Delta H_{утв.}^\circ = - \Delta H_{розкл.}^\circ$$

Другий закон термохімії (Гесс, 1840 р.):

тепловий ефект реакції залежить тільки від природи і фізичного стану вихідних речовин і продуктів реакції, але не залежить від проміжних станів і способу переходу від вихідних речовин до продуктів.

При термохімічних розрахунках використовують наслідок з закону Гесса:

тепловий ефект реакції рівний різниці між сумою ентальпій утворення продуктів реакції і сумою ентальпій утворення вихідних речовин з врахування їх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

$$\Delta H^{\circ}_{x.p.} = \sum (n\Delta H^{\circ}_{утв.})_{\text{прод.}} - \sum (n\Delta H^{\circ}_{утв.})_{\text{вих.}}$$

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

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

n – стехіометричні коефіцієнти у рівнянні реакції.

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

Хімічна спорідненість (напрямок хімічних реакцій).

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

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

$$\Delta G = \Delta H^{\circ}_{x.p.} - T\Delta S^{\circ}_{x.p.}, \quad \text{де}$$

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

$\Delta S^{\circ}_{x.p.}$ – зміна ентропії системи.

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

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

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

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

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

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

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Визначити тепловий ефект хімічної реакції $/\Delta H_p^0/$ горіння метану $CH_4(g) + 2O_2(g) = CO_2(g) + 2H_2O(g)$

Розв'язок: Тепловий ефект хімічної реакції, тобто стандартну зміну ентальпії реакції $/\Delta H_p^0/$ визначаємо, використовуючи наслідок з закону Гесса: тепловий ефект

хімічної реакції рівний різниці сум ентальпій утворення продуктів реакції і сум ентальпій утворення вихідних речовин.

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

Ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю.

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

$$\Delta H_{\text{утв.}}^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж / моль};$$

$$\Delta H_{\text{утв.}}^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{г}} = -241,8 \text{ кДж / моль};$$

$$\Delta H_{\text{утв.}}^0(\text{CH}_4) = -74,9 \text{ кДж / моль};$$

O_2 – проста речовина. Ентальпія утворення її дорівнює нулю.

Записуємо математичний вираз наслідку з закону Гесса:

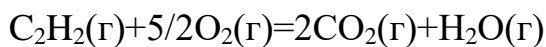
$$\Delta H_p^0 = \Delta H^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^0(\text{CH}_4)$$

Використовуючи числові значення, знайдемо:

$$\Delta H_p^0 = -393,5 - 241,8 + 74,9 = -802,2 \text{ кДж}.$$

Приклад 2. Знайти об'єм ацетилену (н.у.) при повному згорянні якого виділяється теплота, достатня для нагрівання 1 л води від 20 до 35 °С. Масову теплоємність води прийняти рівною 4,19 Дж / г.К.

Розв'язок: Реакція горіння ацетилену:



Знаходимо тепловий ефект хімічної реакції за наслідком з закону Гесса.

$$\Delta H_p^0 = 2\Delta H_{\text{CO}_2}^0 + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0 = 2 \cdot (-393,5) - 241,8 - 226,8 = -1255,6 \text{ кДж}$$

Ця кількість теплоти виділяється при згорянні 1 моль, ацетилену, тобто 22,4 л (н.у.). Визначимо, скільки тепла потрібно для нагрівання 1 л води

$$Q = m \cdot c (t_2 - t_1)$$

де m – маса води / 1 л H_2O має масу 1000г/;

c – масова теплоємність води;

t_1 – початкова температура води;

t_2 – кінцева температура води.

$$Q = 1000 \cdot 4,19 \cdot (35 - 20) = 62850 \text{ Дж} = 62,85 \text{ кДж}.$$

Визначаємо потрібний об'єм ацетилену. Складаємо пропорцію /при умові, що все тепло, що виділяється, іде на нагрівання води/:

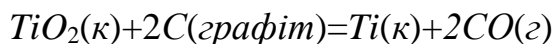
При згорянні 22,4 л C_2H_2 виділяється 1255,6 кДж тепла

При згорянні x л. C_2H_2 виділяється 62,85 кДж тепла

$$x = \frac{22,4 \cdot 62,85}{1255,6} = 1,12 \text{ л}.$$

Відповідь: 1,12 л C_2H_2 (н.у.).

Приклад 3. Використовуючи довідникові дані, встановити, чи можливе при температурах 298 K і 2500 K відновлення диоксиду титану до вільного металу за реакцією:



Залежністю ΔH^0 і ΔS^0 від температури знехтувати.

Розв'язок: В таблиці знаходимо значення $\Delta G^0_{\text{утв}}$ при 298 K для TiO_2 /-888,6 кДж/моль/ і CO /-137,1 кДж/моль/. Тоді для даної реакції при $T=298$ K:

$$\Delta G^0_p = -137,1 \cdot 2 - /-888,6/ = 614,4 \text{ кДж, ,}$$

Отже відновлення TiO_2 при 298 K неможливе тому, що $\Delta G^0_p > 0$.

Для обчислення ΔG^0_p при $T=2500$ K використовуємо рівняння: $\Delta G^0_p = \Delta H^0_p - T \Delta S^0_p$

Для розрахунку ΔH^0_p і ΔS^0_p необхідно взяти з таблиці значення ентальпій і ентропій утворення для учасників реакції:

$$\Delta H^0_{\text{утв}}(\text{TiO}_2) = -943,9 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0_{\text{утв}}(\text{CO}) = -110,5 \text{ кДж/моль}$$

$$S^0_{\text{утв}}(\text{TiO}_2) = 50,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$$

$$S^0_{\text{утв}}(\text{C}) = 5,7 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$$

$$S^0_{\text{утв}}(\text{Ti}) = 30,5 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$$

$$S^0_{\text{утв}}(\text{CO}) = 197,5 \text{ Дж/моль} \cdot \text{K}$$

Використовуючи наслідок з закону Гесса, знаходимо для даної реакції:

$$\Delta H_p = 2 \cdot \Delta H^0_{\text{утв}}(\text{CO}) - \Delta H^0_{\text{утв}}(\text{TiO}_2) = -110,5 \cdot 2 - /-943,9/ = 722,9 \text{ кДж}$$

$$\Delta S^0_p = 30,6 + 197,5 \cdot 2 - 50,3 - 5,7 \cdot 2 = 425,6 - 62,7 = 363,9 \text{ Дж/К}$$

Знаходимо ΔG^0_p , виражаючи ΔS^0_p в кДж/К.

$$\Delta G^0_{p(2500)} = \Delta H_p - T \Delta S^0_p = 722,9 - 2500 \cdot 0,364 = -186,9 \text{ кДж}$$

$\Delta G^0_{p(2500)} < 0$, відновлення TiO_2 графітом при 2500 K можливе.

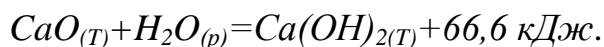
ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що називається ентальпією утворення хімічної сполуки?
2. Екзотермічні, ендотермічні реакції.
3. Дати визначення закону Гесса. Наслідок закону Гесса. Проілюструвати прикладом.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

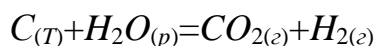
1. Під час взаємодії 9 г. Al з киснем виділяється 279,3 кДж тепла. Визначити ентальпію утворення оксиду алюмінію.

2. Процес гашення вапна відбувається наступним чином:



Визначити кількість тепла, що виділяється при гашенні 1 тонни вапна, яке містить 80% CaO .

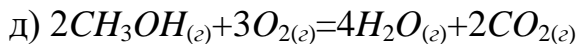
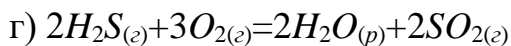
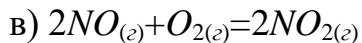
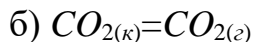
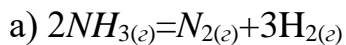
3. Реакція одержання водного газу відбувається за рівнянням:



Обчислити зміну ентальпії в реакції і знайти, скільки витрачається тепла при одержанні 1 м³ водного газу /CO+H₂/ (н.у.).

4. На скільки градусів можна нагріти 10 л. води за рахунок тепла, що виділяється при спалюванні 40 л. метану (н.у.). Тепловими втратами знехтувати. Масова теплоємність води дорівнює 4,19 Дж/г·К.

5. Не виконуючи обчислень, встановити знак ΔS^0_p наступних процесів:



е) конденсація насиченої водяної пари;

ж) кристалізація металу з розплаву.

6. Встановити можливість взаємодії $N_2+O_2=2NO$ при стандартних умовах. При яких температурах ця взаємодія можлива? Пояснити причини стійкості земної атмосфери.

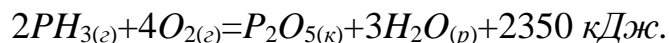
7. При якій температурі можливий розклад вапняку:



8. Шляхом обчислення ΔG^0_p визначити можливість взаємодії вугілля і кисню при кімнатній температурі: $C_{(к)}+O_{2(g)}=CO_{2(g)}$

9. Які з перелічених оксидів можуть бути відновлені алюмінієм при $T=298\text{ K}$: CaO , FeO , CuO , PbO , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 ?

10. Реакція горіння фосфіну виражається рівнянням



Обчислити ентальпію утворення PH_3 , користуючись наслідком із закону Гесса і ентальпіями утворення P_2O_5 і води.

Наприклад, якщо в 1 л розчину сульфату натрію міститься 71 г (1 моль еквівалентів) Na_2SO_4 , то нормальність розчину $C_n = 1$ моль-екв/л, розчин однонормальний /1Н/.

5. **Моляльність** (моляльна концентрація), C_m – визначає кількість розчиненої речовини на 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{v_{p.p.}}{m_{p-ка}} \cdot 1000 = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot m_{p-ка}} \cdot 1000.$$

6. **Мольна частка**, N – визначає частку моль одного з компонентів розчину від загального числа моль всіх компонентів розчину.

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + v_3 + \dots},$$

де $v_{1,2,3}$ – кількість речовини компонентів 1,2,3, і т.д.

Для обчислення концентрації розчинів часто використовується густина. Густина (ρ , г/см³, кг/дм³, г/мл) – це маса одиниці об'єму. Густина води – найпоширенішого розчинника – рівна наближено 1 г/см³. Густина розчину 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.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Обчислення масової частки розчиненої речовини.

Приклад: При 200 °С в 100 кг води розчинено 15,6 кг нітрату калію. Масова частка нітрату калію в розчині:

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

2. Обчислення об'ємної частки розчиненої речовини.

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

$$\omega_{об} = \frac{24,5}{120} = 0,204 \text{ або } 20,4\% (\text{об.})$$

3. Обчислення молярності розчину (молярна концентрація).

Приклад: Обчислити молярну концентрацію розчину хлориду алюмінію з масовою часткою $AlCl_3$ 16%. Густина розчину 1,149 г/см³.

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

$$M(AlCl_3) = 133,5 \text{ г/моль}$$

Маса 1000 см^3 розчину: $m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,149 = 1149 \text{ г}$.

Маса AlCl_3 у 1000 см^3 розчину

$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{16 \cdot 1149}{100} = 188,84 \text{ г}$$

Кількість речовини AlCl_3 в 1000 см^3 розчину /молярна концентрація/:

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

4. Обчислення молярності розчину /молярна концентрація/.

Приклад: Яка молярна концентрація 16% розчину хлориду алюмінію?

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

$$M(\text{AlCl}_3) = 133,5 \text{ г/моль}$$

Маса AlCl_3 на 1000 г H_2O .

$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{16}{84} \cdot 1000 = 191,9 \text{ г}$$

Кількість AlCl_3 на 1000 г H_2O .

$$\nu(\text{AlCl}_3) = \frac{191,9}{133,5} = 1,43 \text{ моль}$$

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

5. Обчислення молярної /мольної/ частки.

Приклад: Знайти мольну частку етилового спирту $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ у його водному розчині з масовою часткою 10% $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Розв'язок: За умовою 100 г розчину містить 10 г $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ та 90 г H_2O .

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; \quad M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}; \quad \nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{10}{46} = 0,22 \text{ моль}.$$

Мольна частка спирту в розчині

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

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке розчини? Чим відрізняється розчин від суміші?
2. Що означають поняття «концентрація розчину», «розчинність», «насичений розчин»?
3. Основні способи вираження концентрації розчинів.
4. Основні положення гідратної теорії розчинів.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. В одному літрі (дм^3) розчину міститься $10,8 \text{ г}$ сульфатної кислоти. Яка молярна і еквівалентна концентрація цього розчину? Кислоту рахувати за двоосновну.

2. Розчин калій нітрату містить $192,6 \text{ г}$ KNO_3 в одному літрі ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.

3. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 M розчині ($\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$).

4. Який об'єм води потрібно прилити до 100 мл 48% розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,368 \text{ г/см}^3$), щоб одержати 20%-й розчин?
5. Якою стане масова відсоткова концентрація 32% розчину нітратної кислоти, ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$), коли до 500 мл його долити 1 літр води?
6. Якою стане масова відсоткова концентрація 70% розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,811 \text{ г/см}^3$), якщо до 400 мл його долити 500 мл води?
7. Для розчинення деякої маси кальцій карбонату витрачено 35 мл, 1,025 *N* розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.
8. Обчислити еквівалентну концентрацію /нормальність/ 18% розчину натрій гідроксиду ($\rho = 1,203 \text{ г/см}^3$).
9. До 1 л 10% розчину калій гідроксиду ($\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$), долити 0,5 л 5% розчину *KOH* ($\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$), одержаний розчин розбавили водою до об'єму 3 л. Яка молярність розчину, що утворився?
10. Розчин приготували розчиненням 20 грамів йоду I_2 в 500 г чотихлористого вуглецю CCl_4 . Обчислити мольну і масову частку йоду в цьому розчині.
11. Скільки літрів 0,2 *M* розчину натрій хлориду можна одержати з 300 г *NaCl*?
12. В 750 мл розчину є 10,0 г хлоридної кислоти. Обчислити молярну і еквівалентну концентрацію цього розчину.
13. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією 0,2 моль/л потрібний для нейтралізації 50 см³ розчину, що містить 0,40 г натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.
14. Який об'єм 10% розчину натрій карбонату ($\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$) потрібно взяти для приготування 5 л 2% розчину ($\rho = 1,020 \text{ г/см}^3$)?
15. Змішали 300 г 20% розчину і 500 г 40% розчину натрій хлориду. Обчислити масову відсоткову концентрацію одержаного розчину.
16. Із 700 г 60% розчину сульфатної кислоти випарували 200 г води. Якою стала масова концентрація розчину (у відсотках)?

Практична робота №7

ТЕМА: Властивості розчинів. Закони Рауля

МЕТА: засвоїти закон, що виражає залежність фізичних властивостей розчинів (температура кипіння, температура замерзання, осмотичний тиск) від концентрації. Навчитись виконувати відповідні розрахунки.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Вивчення властивостей розбавлених розчинів неелектролітів показало, що їхні властивості змінюються пропорційно концентрації розчинів.

Властивості розчинів, які залежать лише від числа частинок в розчині і не залежать від природи розчиненої речовини, називаються колігативними. Це зміна осмотичного тиску, температури кипіння, температури кристалізації розчину в порівнянні з чистим розчинником, які зумовлені зниженням тиску насиченої пари над розчином.

1. Розчини неелектролітів.

Число частинок у розчинах неелектролітів визначається лише концентрацією розчинів.

І закон Рауля: відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N_2, \quad N_2 = \frac{\nu_2}{\nu_1 + \nu_2}, \quad p_0 - p = \Delta p,$$

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;

ν_1 – кількість речовини розчинника, моль;

ν_2 – кількість розчиненої речовини, моль.

ІІ закон Рауля: підвищення температури кипіння ($\Delta t_{\text{кип}}$) і зниження температури кристалізації ($\Delta t_{\text{кр}}$) розчину прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m, \quad \Delta t_{\text{кр}} = K \cdot C_m,$$

де E – ебуліоскопічна константа розчинника;

K – кріоскопічна константа розчинника;

C_m – молярна концентрація розчину.

Значення кріоскопічної та ебуліоскопічної сталої для деяких розчинників наведені в таблиці.

Осмотичний тиск розчину пропорційний його молярній концентрації і температурі (закон Вант-Гоффа):

$$P_{\text{ост}} = C_M \cdot R \cdot T,$$

де C_M – молярна концентрація;

R – універсальна газова стала;

T – температура, К.

Кріоскопічні і ебуліоскопічні константи деяких розчинників

Розчинник	Кріоскопічна константа K , град·кг/моль	Ебуліоскопічна константа E , град·кг/моль
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,14	2,57
Хлороформ	4,90	3,88
Оцтова кислота	3,90	3,10
Етанол	-	1,20
Диетиловий ефір	1,73	2,02

2. Розчини електролітів

Колігативні властивості розчинів неелектролітів (Δp , $\Delta t_{кр}$, $\Delta t_{кип}$, $P_{осм}$) лінійно залежать від числа частинок розчиненої речовини. У розчинах електролітів – кислот, основ або солей спостерігаються істотні відхилення від законів Рауля та Вант-Гоффа.

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 , $\Delta t_{кр}$, $\Delta t_{кип}$, $P_{осм}$ 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 так званий ізотонічний коефіцієнт, який є відношенням відповідних експериментальних значень величин Δp , $\Delta t_{кр}$, $\Delta t_{кип}$, $P_{осм}$ до теоретично обчислених:

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

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 закони Рауля і Вант-Гоффа мають вигляд:

$$\Delta p = i p_0 \frac{v_2}{v_1 + v_2}.$$

$$\Delta t_{\text{кин}} = iE \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{кр}} = iK \cdot C_m; \quad P_{\text{осм}} = iC_M \cdot R \cdot T.$$

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Обчислити температуру кристалізації та кипіння 2% водного розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$.

Розв'язок. За законом Рауля пониження температури кристалізації і підвищення температури кипіння розчину визначаються рівняннями:

$$\Delta t_{\text{кр}} = K \cdot C_m = K \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1}; \quad (1)$$

$$\Delta t_{\text{кин}} = E \cdot C_m = E \cdot \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1}, \quad (2)$$

де K – криоскопічна константа ($K_{(H_2O)} = 1,86$);

E – ебуліоскопічна константа ($E_{(H_2O)} = 0,52$);

m і M – маса розчинної речовини, (г) і її молярна маса, (г/моль);

m_1 – маса розчинника, (г).

Пониження температури кристалізації 2%-го розчину глюкози знаходимо з формули (1);

$$\Delta t_{\text{кр}} = 1,86 \cdot \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21^\circ;$$

$$M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ г/моль}.$$

Вода кристалізується при $0^\circ C$, отже, температура кристалізації розчину

$$0 - 0,21^\circ = -0,21^\circ C.$$

За формулою (2) знаходимо підвищення температури кипіння 2%-го розчину глюкози:

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

Вода кипить при $100^\circ C$, отже, температура кипіння цього розчину:

$$100^\circ + 0,06^\circ = 100,06^\circ C.$$

Приклад 2. Розчин, що містить 8 г неелектроліту в 100 г диетилового ефіру, кипить при $37,86^\circ C$, тоді як чистий ефір кипить при $36,60^\circ C$. Обчислити молярну масу розчиненої речовини.

Розв'язок. З умови задачі знаходимо:

$$\Delta t_{\text{кин}} = 37,86 - 36,60 = 1,26^\circ C.$$

За формулою $\Delta t_{\text{кин}} = E \cdot C_m$ знаходимо молярність розчину:

$$C_m = \frac{\Delta t_{\text{кин}}}{E} = \frac{1,26}{2,02} = 0,624 \frac{\text{моль}}{\text{кг}};$$

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1},$$

де m і M – маса розчинної речовини і її молярна маса;

m_1 – маса розчинника.

$$M = \frac{m \cdot 1000}{C_m \cdot m_1} = \frac{8 \cdot 1000}{0,624 \cdot 100} = 128,2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Молярна маса розчиненої речовини $128,2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

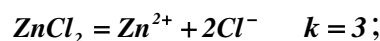
Приклад 3. Розчин, що містить $0,85 \text{ г}$ цинк хлориду в 125 г води кристалізується при $-0,23 \text{ }^\circ\text{C}$. Визначити ступінь дисоціації ZnCl_2 .

Розв'язок. Ступінь дисоціації визначаємо з формули:

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

де i – ізотонічний коефіцієнт;

k – кількість іонів, на які дисоціює ZnCl_2



$$i = \frac{\Delta t_{\text{кр.експ}}}{\Delta t_{\text{кр.теор}}},$$

де $\Delta t_{\text{кр.експ}} = 0,23 \text{ }^\circ\text{C}$ (за умовою задачі);

$\Delta t_{\text{кр.теор}}$ – пониження температури кристалізації без врахування дисоціації електроліту.

$$\Delta t_{\text{кр.теор}} = K \cdot C_m;$$

$$K_{(\text{H}_2\text{O})} = 1,86 \frac{\text{град} \cdot \text{кг}}{\text{моль}};$$

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_1} = \frac{0,85 \cdot 1000}{136,3 \cdot 125} = 0,05 \frac{\text{моль}}{\text{кг}};$$

$$M(\text{ZnCl}_2) = 136,3 \frac{\text{г}}{\text{моль}};$$

$$\Delta t_{\text{кр.теор}} = 1,86 \cdot 0,05 = 0,093 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Порівнюючи знайдене значення з експериментально визначеним пониженням температури кристалізації, знаходимо ізотонічний коефіцієнт i :

$$i = \frac{0,23}{0,093} = 2,47.$$

Ступінь дисоціації солі:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1} = \frac{2,47-1}{3-1} = 0,735 \quad \text{або} \quad 73,5 \%$$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Залежність зміни тиску насиченої пари розчинника над розчином від концентрації (I закон Рауля).

2. II закон Рауля: підвищення температури кипіння та пониження температури кристалізації розчину в порівнянні з чистим розчинником. Фізичний зміст ебуліоскопічної та криоскопічної сталих.

3. Практичне застосування законів Рауля.

4. Осмос. Закон Вант-Гоффа для осмотичного тиску.

5. Відхилення законів Рауля і Вант-Гоффа для розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. При розчиненні 8 г нафталіну в 250 г бензолу C_6H_6 температура кипіння останнього підвищилась на $0,64\text{ }^\circ\text{C}$. Визначити молярну масу розчинної речовини, якщо ебуліоскопічна константа бензолу дорівнює $2,57 \frac{\text{град}}{\text{кг} \cdot \text{моль}}$.

2. У 100 г води розчинили 8,4 г сечовини $(NH_2)_2CO$. Визначити:

а) при якій температурі закипить розчин, що утворився;

б) при якій температурі замерзне цей розчин?

3. При розчиненні в 400 мл води 6,8 г неелектроліту утворився розчин з температурою замерзання $-0,93\text{ }^\circ\text{C}$. Визначити молярну масу розчиненої речовини.

4. Розчин, який містить 0,512 г неелектроліту в 100 г бензолу, кристалізується при $5,296\text{ }^\circ\text{C}$. Температура кристалізації бензолу $5,5\text{ }^\circ\text{C}$. Обчислити молярну масу розчиненої речовини.

5. Обчислити відсоткову концентрацію водного розчину цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$, якщо відомо, що температура кристалізації розчину дорівнює $-0,93\text{ }^\circ\text{C}$. Кріоскопічна константа води $1,86 \frac{\text{град}}{\text{кг} \cdot \text{моль}}$.

6. Обчислити відсоткову концентрацію водного розчину метанолу CH_3OH , якщо відомо, що температура кристалізації розчину $-2,79\text{ }^\circ\text{C}$.

7. Скільки грамів аніліну $C_6H_5NH_2$ потрібно розчинити з 50 г етилового ефіру, щоб температура кипіння розчину була вища від температури кипіння етилового ефіру на $0,53\text{ }^\circ\text{C}$?

8. Чи при однаковій температурі замерзатимуть розчини, що містять 2 г формаліну CH_2O в 100 г води і 2 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ в 100 г води? Відповідь обґрунтувати розрахунками температур замерзання.

9. Обчислити кріоскопічну константу оцтової кислоти, якщо відомо, що розчин 3,56 г антрацену $C_{14}H_{10}$ в 100 г оцтової кислоти кристалізується при $+15,718\text{ }^\circ\text{C}$. Температура кристалізації оцтової кислоти $+16,65\text{ }^\circ\text{C}$.

10. Рівні вагові кількості камфори $C_{10}H_{16}O$ і нафталіну $C_{10}H_8$ розчинені в однакових кількостях бензолу. Який із розчинів кипить при вищій температурі?

11. Температура кристалізації розчину, який містить 66,3 г деякого неелектроліту в 500 г води, становить $-0,558\text{ }^\circ\text{C}$. Обчислити молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води $1,86 \frac{\text{град} \cdot \text{кг}}{\text{моль}}$.

12. Скільки грамів сечовини $(NH_2)_2CO$ потрібно розчинити в 75 г води, щоб температура кристалізації понизилась на $0,465\text{ }^\circ\text{C}$? Кріоскопічна константа води $1,86 \frac{\text{град} \cdot \text{кг}}{\text{моль}}$.

13. Обчислити температуру кристалізації 2%-го розчину етилового спирту C_2H_5OH , якщо кріоскопічна константа води $1,86 \frac{\text{град} \cdot \text{кг}}{\text{моль}}$.

14. Обчислити процентну концентрацію водного розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$, якщо відомо, що цей розчин кипить при $100,25 \text{ }^\circ\text{C}$. Ебуліоскопічна константа води $0,52 \frac{\text{град} \cdot \text{кг}}{\text{моль}}$.

15. Скільки грамів глюкози $C_6H_{12}O_6$ треба розчинити в 100 г води:

а) щоб знизити її температуру замерзання на $0,93 \text{ }^\circ\text{C}$;

б) щоб підвищити температуру кипіння на $1,04 \text{ }^\circ\text{C}$?

16. У радіатор автомобіля налили 9 л води і додали 2 л метилового спирту CH_3OH ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$). При якій найнижчій температурі можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі, не боячись, що вода в радіаторі замерзне?

17. Визначити осмотичний тиск $0,5 \text{ M}$ розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$ при $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

18. До 100 мл $0,5 \text{ M}$ водного розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ добавили 100 мл води. Визначити осмотичний тиск одержаного розчину при $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

19. Розчин, що містить $2,1 \text{ г KOH}$ в 250 г води, кристалізується при $-0,519 \text{ }^\circ\text{C}$. Обчислити ізотонічний коефіцієнт цього розчину.

20. Розчин, що містить $0,53 \text{ г}$ натрій карбонату в 200 г води, кристалізується при $-0,13 \text{ }^\circ\text{C}$. Вирахувати ступінь дисоціації солі.

21. Визначити ступінь дисоціації 10%-го розчину $CuSO_4$, температура кристалізації якого становить $-2,39 \text{ }^\circ\text{C}$.

22. У рівних кількостях води розчинено в одному випадку $0,5 \text{ моль}$ цукру, а в другому – $0,2 \text{ моль}$ $CaCl_2$. Температури кристалізації обох розчинів однакові. Визначити ступінь дисоціації $CaCl_2$.

23. Ступінь дисоціації HCl в розчині, що містить $7,3 \text{ г}$ HCl в 200 г води, становить 78%. Визначити температуру кипіння розчину.

Практична робота №8

ТЕМА: Урівнювання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу

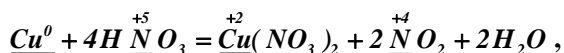
МЕТА: ознайомитись з окисно-відновними процесами, засвоїти поняття «окисник», «відновник», «ступінь окиснення». Навчитись розрізняти процеси окиснення та відновлення. Вивчити вплив середовища на окисно-відновні процеси.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

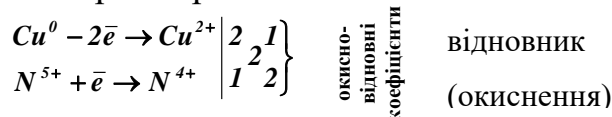
Для складання рівнянь методом електронного балансу використовують наступний алгоритм:

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

Приклад:



електронні рівняння:



ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Ступені окиснення елементів.
2. Процеси окиснення та відновлення.
3. Основні окисники та відновники.
4. Типи окисно-відновних реакцій.
5. Вплив середовища на окисно-відновні процеси.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

У наведених реакціях вказати окисник, відновник, підібрати коефіцієнти методом електронного балансу:

1. $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$;	7. $KCrO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + H_2O$;
2. $MnO_2 + NaI + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + MnSO_4 + I_2 + H_2O$;	8. $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$;
3. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH = K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$;	9. $AsH_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + NO + H_2O$;
4. $Al + HNO_3 = Al(NO_3)_3 + NH_4NO_3 + H_2O$;	10. $Cr(OH)_3 + Br_2 + KOH = K_2CrO_4 + KBr + H_2O$;
5. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;	11. $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$.
6. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;	

Практична робота № 9

ТЕМА: Ознайомлення з методами визначення якості врожаю

МЕТА: Ознайомитись з методами визначення якості основних видів рослинницької продукції в умовах інтенсивної хімізації та вплив добрив на вміст в них основних органічних сполук.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Внаслідок генетичних особливостей, неоднакових умов цвітіння, росту і наливу зерна, ґрунтових і мікрокліматичних особливостей на різних ділянках поля зерно основної культури розрізняють за розмірами, виповненістю, кольором, вологістю, хімічним складом, щільністю та іншими показниками. Неоднорідність зернової маси збільшується при збиранні і післязбиральній її обробці: з'являються зерна з порушеними оболонками, биті, тріснуті, розколоті, з вибитим зародком, давлені та інші.

Для оцінки якості зерна визначають такі властивості: органолептичні, ботаніко-фізіологічні, фізичні, хімічні, технологічні.

Органолептичні показники якості зерна. Ці показники визначають за допомогою органів чуття.

Колір і блиск зерна. Зерно кожної культури (роду), виду, різновиду, а частіше і сорту має властивий йому колір, а іноді і блиск, які є стійкими ботанічними ознаками. Зерно кожної культури має особливий запах: іноді це слабкий ледве помітний (в зерні злаків), а іноді специфічно сильний (наприклад у насіння ефіроолійних культур). Смак нормального зерна слабо помітний. Частіше за все він буває прісним, а у насіння ефіроолійних культур – пряним. Колір і зовнішній вигляд зерна можуть змінюватися при несприятливих умовах вирощування і порушеннях в технологічних прийомах обробки і зберігання. Основні причини зміни кольору і зовнішнього вигляду зерна наступні: несприятливі погодні умови в період формування і дозрівання зерна – ранні приморозки, суховії, проростання зерна в колосі, дія на зерно комах – шкідників, активний розвиток фітопатогенних чи сапрофітних мікроорганізмів, неправильна післязбиральна обробка партій зерна. Колір зерна визначають візуально при розсіяному денному освітленні, а також при штучному освітленні, звичайно порівнюючи його з еталонними зразками чи з описом цієї ознаки в стандартах на досліджуєму культуру. При оцінці якості зерна пшениці визначають ступінь його знебарвлення. Спостерігаються три стадії знебарвлення зерна. До зерна I стадії відносяться зерна з повною втратою блиску і з знебарвленням в області спинки; до II стадії - зерна з повною втратою блиску і з знебарвленням в області спинки і бочків; до III стадії – зерна з знебарвленням всієї поверхні зерна. В партії можуть знаходитися зерна різних стадій знебарвлення. Чим більше в партії зерен II і III стадій знебарвлення, тим гірші її технологічні і хлібопекарські властивості. В нормальному зерні зерен I стадії знебарвлення повинно бути не більше 10%, II стадії – не більше 5%; III стадії – не допускається.

Запах зерна. Різке відхилення запаху в зерні від властивого йому може виникнути по двом причинам: внаслідок його сорбційних властивостей; в результаті процесів, які призводять до розкладання хімічних речовин, які містяться в зерні, та інших компонентів зернової маси. У зв'язку з різною природою походження запахів вони поділяються на дві групи: сорбційні і розкладання. Сорбційні запахи можуть бути придбані зерном чи насінням при збиранні врожаю з полів, засмічених полином, диким часником, коріандром та іншими рослинами, які містять ефірні олії. При транспортуванні в засмічених транспортних засобах, неправильної обробці і зберіганні зерно може набути запах нафтопродуктів і в процесі післязбирального обробітку зерна – запах диму. Хлібозаготівельні підприємства приймають зерно з сорбційними запахами, якщо вони можуть бути вилучені з зерна при його вентиляванні, очищенні і сушінні. Зерно з запахом нафтопродуктів не приймають. Запахи розкладання утворюються в самій зерновій масі. Вони обумовлені фізіологічними, мікробіологічними процесами і розвитком шкідників хлібних запасів.

Запах визначають в цілому чи розмолотому зерні. Якщо в зерні є слабовиражені запахи, то для посилення їх відчутності зерно підігривають, пропарюють його над сосудом з киплячою водою.

Смак зерна. Відхиленням від нормального вважається наявність в зерні солодкого, гіркою та кислого смаку.

Ботаніко – фізіологічна оцінка зерна. При цій оцінці встановлюють культуру, її вид, форму (озима, ярова), морфологічні особливості, схожість. Схожість визначають лабораторним аналізом, інші показники – за супроводжувальними документами.

Фізичні властивості зерна. При оцінці фізичних властивостей зерна визначають форму плодів і насіння, лінійні розміри, крупність, об'єм, виповненість, щуплість, вирівняність, масу 1000 насінин, щільність, натуру, механічні пошкодження, механічні властивості, зараженість шкідниками, засміченість.

Хімічні показники якості зерна. Сюди відносять: вологість, вміст білку, кількість і якість клейковини, кислотність і зольність. Вміст вологи в зерні визначає можливість його зберігання. Підвищений вміст вологи в зерні посилює процеси його дихання, сприяє розвитку мікроорганізмів, що призводить до великих втрат зерна і погіршує його якість.

Вміст білка характеризує не тільки харчову цінність зерна, але й його технологічні властивості. Білки здатні поглинати і утримувати велику кількість води. Багато вологи зв'язується, наприклад, білками борошна при утворюванні тіста, білки крупи в процесі варіння каші та інші. Гліадин і глютеїн білків пшениці при набуханні утворюють клейковину. Вміст клейковини визначають тільки в зерні пшениці.

Відмита зі шматочка тіста сира клейковина містить до 70% води. Окрім білків до складу клейковини входять, у %: крохмаль – 6-16, жир – 2,0-2,8, небілкові азотисті речовини – 3-5, цукор – 1-2, мінеральні сполуки – 0,9-2,0. Вміст сирої клейковини в

зерні пшениці коливається від 14 до 58%, а сухої – 5-28%. Висококлеюковинними пшеницями вважаються такі, в яких сирової клейковини міститься більше 28%. Пружність – це властивість клейковини повертатися в початкове положення після розтягування чи тиску. Титруєма кислотність служить додатковою ознакою, яка характеризує свіжість зерна. Більшість біохімічних процесів в зерні, борошні і крупі при зберіганні супроводжується накопиченням в них кислих продуктів, які визначають титруванням лугом. Показник називають титруємою кислотністю яка виражається у градусах.

Під градусом кислотності розуміють кількість мл нормального розчину лугу, яка пішла на нейтралізацію кисень реагуючих речовин, які містяться у 100г продукту. Чим вище градус кислотності, тим в більшому ступені зерно піддається дії власних ферментів чи мікроорганізмів, тобто воно не свіже. Зольність зерна – це кількість золи, яка утворилася при спалюванні зерна і розраховане у % до початкової маси зерна. Цей показник для різних культур коливається від 0,8 до 3,5%.

Оцінка якості цукрового буряка. Цукровий буряк (*Beta vulgaris*) – одна з основних технічних культур. Він дає сировину для цукрової промисловості. Відходи бурякоцукрового виробництва використовують на корм тваринам (меласа і жом) і в якості добрив (фільтр – прісне багно).

Технологічна гідність цукрового буряка визначається комплексом біологічних, хімічних і фізичних особливостей, від взаємозв'язку яких залежить характер технологічних процесів, вихід і якість кристалічного цукру, розмір витрат цукру. Формування технологічних властивостей буряка в процесі вирощування і його зберігання до переробки залежать від природнокліматичних і господарських факторів.

В коренеплодах цукрового буряка міститься біля 75% води і 25% сухих речовин. Основну масу сухих речовин складає сахароза – 14-20%, що дозволяє при переробці отримати з кожних 100 кг більш як 12 кг цукру. Сахароза під дією ферментів легко гідролізується. При цьому утворюються редуруючі речовини (інвертний цукор) або суміш моноцукрів глюкози і фруктози. Накопичення редуруючих речовин в цукровому буряку є небажане явище, так як у процесі очищення (дефекації) дифузного соку проходить реакція моноцукрів з азотистими сполуками і утворюють меланоїдини - темнозабарвлені сполуки. Колір соку стає темнішим. В свіжих, здорових коренеплодах моноцукри становлять всього 0,04-0,1% маси. На зміни вмісту інвертного цукру суттєво впливають умови зберігання коренеплодів. Висока температура, ураження мікроорганізмами, різка зміна температури в кагатах сприяє накопиченню інвертного цукру.

Окрім сахарози у склад сухих речовин входять нецукри: азотисті, пектинові речовини, клітковина, геміцелюлоза, зола і інші речовини. Вміст азотистих речовин в буряку становить біля 1%. Половина азотистих речовин приходить на білковий азот. Наявність білкового азоту не заважає виробництву, так як при нагріванні і під дією вапна білки коагулюють і видаляють з соку. Дуже небажаний шкідливий азот:

азот амінокислот, азот органічних основ і частково азот амідів. Шкідливий азот не видаляється при технологічному процесі і перешкоджає кристалізації цукру. Вміст шкідливого азоту підвищується при нестачі вологи в процесі вегетації рослин, при надлишковому внесенні азотних добрив і нестачі фосфорних і калійних, в коренеплодах, уражених мікроорганізмами, а також підморожених, а потім що відтаяли.

В цукровому буряку містяться у невеликій кількості органічні кислоти (щавельна, гліколева, яблунева, винна, лимонна і ін.). Багато кислот повністю видаляються при очищенні соку і не заважають кристалізації цукру.

Половину всіх нерозчинних речовин м'якоті або 2,4-2,5% маси кореня складають пектинові речовини, які знаходяться у нерозчинній формі у вигляді протектину. В бурякоцукровому виробництві при підвищенні температури до 80°C проходить гідроліз протопектину і в соку накопичується велика кількість розчинних пектинових речовин, які набухають у воді і збільшують в'язкість розчинів, забруднюючи дифузію соку.

Мінеральні речовини цукрового буряка в основному представлені калієвими і фосфорними солями, в невеликих кількостях містяться барій, свинець, бор, залізо, кобальт, мідь, марганець. Мінеральні речовини ускладнюють бурякоцукрове виробництво, так як переходять у розчин, утворюючи колоїди і важко відокремлюються.

Важливим показником фізико-механічних властивостей коренеплодів цукрового буряка є тургор кореня, здатність розрізуватися в стружку. Підв'яле коріння втрачає стійкість до захворювання кагатною гниллю у процесі зберігання. В них посилює гідролітична активність ферментів і дихання, що приводить до значних втрат цукру. Сильно уражують грибними і бактеріальними хворобами також корені з механічними пошкодженнями і підморожені. Останні непридатні навіть для короткочасного зберігання. Погано розрізаються у стружку не тільки підв'ялі, але й здерев'янілі коренеплоди.

Вимоги до якості цукрового буряка. Коренеплоди за фізичним станом повинні мати нормальний тургор. В кондиційному буряку можлива наявність коренеплодів з дефектами, але не вище норм, передбачених стандартом. Наявність підв'ялих коренів (з пониженим тургором), з порушенням природної твердості і ламкості, з вигинанням хвостів без виломлення не повинно бути більш 5%; з сильними механічними пошкодженнями (із зрізами, відривами, пошкоджені тваринами, с/г шкідниками і гризунами на 1/3 коренеплоду і більше)-12%. Допускається вміст здерев'янілих коренеплодів не більш 1% і зеленої маси – не більш 3%. Наявність великої кількості зеленої маси ускладнює вивантаження коренеплодів з автотранспорту і їх закладання у кагати, при зберіганні приводить до підвищення температури. Відокремлена від коренеплодів зелена маса швидко загниває, створюючи осередки гнилі. Зелені листки, черешки, що залишилися на коренеплоді, попадають в стружку, що призводить до зменшення виходу кристалічного цукру і збільшення його вмісту в мелясі. Партію

буряка, в якій виявлено більше 3% зеленої маси, не приймають, і здавачу пропонують довести її до кондиційного стану. Не допускається вміст в партії загнилих, муміфікованих (зів'ялих без відновлення тургору), підморожених коренеплодів із скловидними або почорнілими тканинами.

Базисна цукристість коренеплодів цукрового буряка за сировинними зонами цукрових заводів, визначається щорічно за середньозваженими результатами цукристості при прийманні за попередні п'ять років і затверджується відповідними с/г органами.

Для оцінки якості партії буряка відбирають середню пробу ручним або механічним способом. Маса проби повинна бути не менше 12 кг. В лабораторії визначають загальну засміченість і забрудненість. Грунт, бадилля, листки, бур'яни а також інші органічні і мінеральні домішки повністю видаляються з маси партії буряка, що приймається.

Технологічні властивості цукрового буряка заготівельники оцінюють за цукристістю коренеплодів. Вміст цукру визначають у водному екстракті буряка на електронному автоматичному поляриметри.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Охарактеризуйте показники свіжості зерна.
2. Яким показником характеризуються фізичні і хімічні властивості зерна?
3. Назвіть технологічні показники якості зерна.
4. Як впливають ґрунтово-кліматичні фактори і добрива на якість цукрового буряка?

ПРАКТИЧНІ ЗАВДАННЯ

1. Ознайомитись з вимогами стандартів щодо визначення основних показників якості рослинницької продукції для зональних агрохімічних лабораторій.
2. Знайомство з принципом методів кількісного визначення важливих органічних сполук в рослинах: білку, крохмалю, цукрів, клітковини, жиру.
3. Висновок записати у вигляді таблиці.

Органічні сполуки	Методи визначення речовин (ДСТУ, ГОСТ на продукцію)	Кількісні показники органічних сполук у ДСТУ та ГОСТ
Білки (зерно пшениці)		
Крохмаль (картопля)		
Цукри (цукровий буряк)		
Жири (соняшник, льон)		

Практична робота № 10

ТЕМА: Розрахунки фізичної маси добрив за вмістом діючої речовини

МЕТА: опанувати методику розрахунків переведення діючої речовини у фізичну масу згідно виду добрив і визначення вмісту діючої речовини у певній фізичній масі.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

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

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

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

Наприклад, планується внести по 1ц амонійної селітри на 1га.

Щоб узгодити поняття діючої речовини та фізичної маси, а також мати можливість правильно розрахувати необхідну кількість аналогу того чи іншого добрива, необхідно розуміти логіку розрахунків переведення одного поняття в інше. Розглянемо приклади.

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

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

Ф.м	Д.р.
100 кг амоній сульфату	– 20 кг азоту
X кг амоній сульфату	– 120 кг азоту

$X=100*120/20=600$ кг.

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

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

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

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

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

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

Розрахунки проводимо у такій послідовності:

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

Ф.м	Д.р.
100 кг амофосу	– 46 кг фосфору
X кг амофосу	– 60 кг фосфору ; X = 130 кг = 1,3 ц.

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

Ф.м	Д.р.
100 кг амофосу	– 11 кг азоту
130 кг амофосу	– X кг азоту; x = 14 кг.

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

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

Ф.м	Д.р.
100 кг амонійної селітри	– 35 кг азоту
X кг амонійної селітри	– 76 кг азоту

Кількість амонійної селітри складе 2,2ц/га.

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

Ф.м	Д.р.
100 кг хлористого калію	– 60 кг калію
X кг хлористого калію	– 80 кг калію

Кількість хлористого калію складе 1,3ц/га.

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

Приклад 3. Під цукрові буряки необхідно внести $N_{100}P_{70}K_{40}$ у вигляді нітроамофоски НАФК (вміст д.р. НРК 17-17-17), амонійної селітри (NH_4NO_3 вміст д.р. N 35), преципітату ($CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ вміст д.р. P_2O_5 38).

Скільки центнерів фізичної маси цих добрив необхідно внести на 1га?

Розрахунки проводимо у такій послідовності:

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

Ф.м.	Д.р.
100 кг НАФК	– 17 кг калію
X кг НАФК	– 40 кг калію . X = 140 кг

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

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

Ф.м.	Д.р.
100 кг амонійної селітри	– 35 кг азоту
X кг амонійної селітри	– 60 кг азоту; X = 171,43 кг.

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

Ф.м.	Д.р.
100 кг преципітату	– 38 кг фосфору
X кг преципітату	– 30 кг фосфору; X = 79 кг.

Отже, щоб у ґрунт на 1га потрапило 100кг азоту, 70кг фосфору та 40кг калію необхідно внести 1,4ц нітроамофоски, 1,7ц/га амонійної селітри та 0,791ц/га преципітату.

Для визначення кількості поживних речовин, внесених з тим чи іншим мінеральним добривом, розрахунки проводять наступним чином:

Приклад 4.

На 1га внесено 6ц нітрофоски НФК (вміст д.р. NPK 11-10-11), 1,7ц амонійної селітри (NH_4NO_3 вміст д.р. N 35), 4,5ц калімагу. Скільки кілограмів діючої речовини азоту, фосфору та калію потрапило в ґрунт на 1га?

Знаходимо кількість NPK, яка міститься у вказаній кількості НФК:

Для азоту та калію:

Ф.м.	Д.р.
100 кг нітрофоски	– 11 кг азоту
600 кг нітрофоски	– X кг азоту; X = 66 кг.

Для фосфору:

Ф.м.	Д.р.
100 кг нітрофоски	– 10 кг фосфору
600 кг нітрофоски	– X кг фосфору ; X = 60 кг.

Виходячи з розрахунків, з нітрофоскою в ґрунт потрапило по 66кг/га азоту і калію та 60кг/га фосфору.

Встановлюємо кількість азоту та калію, яка міститься у 1,7ц амонійної селітри і 4,5ц калімагу:

Для амонійної селітри:

Ф.м.	Д.р.
------	------

100 кг амонійної селітри – 35 кг азоту

170 кг амонійної селітри – X кг азоту ; X= 59,5 кг.

Для калімагу:

Ф.м. Д.р.

100 кг калімагу – 18 кг калію

170 кг калімагу – X кг калію; X= 147 кг.

Висновок: З усіма внесеними добривами на гектар потрапило $66+59,5=125,5$ кг азоту, 60 кг фосфору та $66+81=147$ кг калію.

Часто практиці сільськогосподарського виробництва необхідно отримати кількістю фізичної маси добрив у розрахунку не 1га площі, а на об'єм ґрунту даної ділянки або на масу ґрунту орного шару. Тому для розв'язання такої задачі спочатку такої задачі спочатку необхідно знайти об'єм ґрунту як добуток площі на висоту орного шару та масу ґрунту орного шару:

$$V_{\text{ґрунту}} = S \cdot h; \quad (1)$$

де $V_{\text{ґрунту}}$ – об'єм ґрунту;

S – площа ділянки;

h – висота орного шару.

$$m = \rho \cdot V; \quad (2)$$

m – маса ґрунту;

ρ – питома маса ґрунту.

Приклад. 5. Рекомендована доза калію (у формі K_2O) для озимої пшениці становить 90 кг/га. За даними агрохімічної лабораторії вміст K_2O у ґрунті на певній ділянці становить 120 мг/кг, питома маса ґрунту $2,8 \text{ г/см}^3$. Розрахувати дозу K_2O , яку необхідно внести у вигляді хлористого калію, що містить 35% діючої речовини, в орний шар ґрунту глибиною 0,25 м на площі 10 га, якщо з ґрунту рослини можуть взяти 10% загальної кількості K_2O , а з добрива – 50%.

Обчислюємо об'єм ґрунту:

$$V_{\text{ґрунту}} = S \cdot h; \quad V_{\text{ґрунту}} = 1 \text{ га} \cdot 0,25 \text{ м} = 10000 \text{ м}^2 \cdot 0,25 \text{ м} = 2500 \text{ м}^3$$

Знаходимо масу ґрунту:

$$m_{\text{ґрунту}} = \rho \cdot V; \quad m = 2800 \text{ кг/м}^3 \cdot 2500 \text{ м}^3 = 7 \cdot 10^6 \text{ кг.}$$

Обчислюємо масу K_2O у ґрунті :

$$m(K_2O) = 120 \text{ мг/кг} \cdot 7 \cdot 10^6 \text{ кг} = 840 \cdot 10^6 \text{ мг} = 840 \text{ кг.}$$

Якщо з ґрунту рослини можуть взяти 10% загальної кількості K_2O , то

$m(K_2O)_{\text{з ґрунту}} = 840 \text{ кг} \cdot 0,1 = 84 \text{ кг}$. З добрива необхідно довести $90-84=6$ кг калію у формі K_2O .

Ф.м Д.р.

100 кг хлористого калію – 35 кг калію

X кг хлористого калію – 6кг калію

Кількість хлористого калію складе 17,14 кг/га.

Якщо з добрива рослини можуть взяти лише 50% діючої речовини, то маса хлористого калію буде рівна

17,14 кг хлористого калію – 50%

X кг хлористого калію – 100%. X = 34,3 кг.

На 10 га маса хлористого калію буде складати 343 кг.

Отже, для того, щоб у ґрунт на 10 га потрапило 90кг калію необхідно внести 343 кг хлористого калію зі вмістом діючої речовини 35%.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке норма та доза добрив?
2. У якому вигляді виражають діючу речовину азотних, фосфорних та калійних добрив?
3. Якщо у комплексному добриві відсотковий вміст необхідних елементів суттєво відрізняється, з чого слід починати розрахунки?
4. Якщо у комплексному добриві відсотковий вміст необхідних елементів однаковий, або приблизно рівний, з чого слід починати розрахунки?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1-12. Скільки центнерів фізичної маси добрив необхідно внести на 1га за вказаних умов?

1. Необхідно внести $N_{110}P_{60}K_{90}$ у вигляді діамофосу (NPK 20-50-0), сечовини (N 46), калійної солі (K 40).

2. Необхідно внести $N_{90}P_{40}K_{60}$ у вигляді калійної селітри (NPK 13-0-46), простого суперфосфату (P 20), аміачної води (N 16).

3. Необхідно внести $N_{100}P_{50}K_{40}$ у вигляді нітрофосу (NPK 20-20-0), амонійної селітри (N 35), хлористого калію (K 60).

4. Необхідно внести $N_{80}P_{40}K_{50}$ у вигляді метафосфату калію (NPK 0-57-35), кальцієвої селітри (N 16), сульфату калію (K 50).

5. Необхідно внести $N_{60}P_{40}K_{40}$ у вигляді метафосфату амонію (NPK 17-80-0), натрієвої селітри (N 16), калімагnezії (K 29).

6. Під культуру треба внести $N_{80}P_{50}K_{40}$ у вигляді нітроамофоски (NPK 17-17-17), хлористого амонію (N 25), подвійного суперфосфату (P 40).

7. Під культуру треба внести $N_{90}P_{60}K_{80}$ у вигляді нітрофоски (NPK 13-10-13), безводного аміака (N 82), хлористого калію (K 60).

8. Під культуру треба внести $N_{100}P_{80}K_{80}$ у вигляді амофоски (NPK 15-15-15), сечовини (N 46), сульфату калію (K 50).

9. Під культуру треба внести $N_{60}P_{60}K_{40}$ у вигляді суперфоски (NPK 0-12-18), амонійної селітри (N 35), преципітату (P 38).

10. Під культуру треба внести $N_{70}P_{40}K_{50}$ у вигляді карбоамофоски (NPK 29-29-29), аміачної води (N 20), калійної солі (K 40).

11. Під культуру треба внести $N_{70}P_{30}K_{40}$ у вигляді амофосу (NPK 11-44-0), аміачної води (N16), подвійного суперфосфату (P40), хлористого калію (K60).

12. Під культуру треба внести $N_{110}P_{60}K_{80}$ у вигляді нітроамофоски (17-17-17), амонійної селітри (N 35), хлористого калію (K 60).

13-18. Скільки кілограмів діючої речовини азоту, фосфору та калію потрапило в ґрунт на 1га за вказаних умов

13. На 1га внесено 1,5ц амонійної селітри (N 35), 2,0ц простого суперфосфату (P 20), 0,8ц хлориду калію (K 60).

14. На 1га внесено 1ц нітроамофоски (17-17-17), 0,5ц амонійної селітри (N 35), 0,8ц подвійного суперфосфату (P 40), 0,2ц хлористого калію (K 60).

15. На 1га внесено 1,2ц суперфоски (NPK 0-12-18), 0,7ц амонійної селітри (N 35), 0,5ц сульфату калію (K 50).

16. На 1га внесено 0,6ц калійної селітри (NPK 13-0-46), 1,4ц амонійної селітри (N 35), 0,6ц подвійного суперфосфату (P 40), 0,3ц хлористого калію (K 60).

17. На 1га внесено 1,1ц нітрофосу (NPK 20-20-0), 0,4ц сечовини (N 46), 0,4ц подвійного суперфосфату (P 40), 0,6ц сульфату калію (K 50).

18. На 1га внесено 0,5ц амофосу (NPK 11-44-0), 0,5ц аміачної води (N 16), 0,5ц простого суперфосфату (P 20), 0,5ц хлориду калію (K 60).

19. Рекомендована доза фосфору для цукрового буряка становить 120 кг/га. За даними агрохімічної лабораторії, вміст P_2O_5 в ґрунті становить 18мг $P_2O_5/100$ г ґрунту.

Розрахувати масу простого суперфосфату (20% P_2O_5), яку необхідно внести в орний шар ґрунту глибиною 0,25 м на площі 6 га для вирощування запланованого врожаю, якщо з ґрунту рослини можуть взяти 10% запланованої кількості P_2O_5 , а з добрива – 50%. Питома маса ґрунту 2,6 г/см³.

20. Рекомендована доза фосфору для цукрового буряка P_{120} . За даними агрохімічної лабораторії, вміст P_2O_5 в ґрунті становить 15мг $P_2O_5/100$ г ґрунту.

Розрахувати масу простого суперфосфату (20% P_2O_5), яку необхідно внести в орний шар ґрунту глибиною 0,30 м на площі 15 га для вирощування запланованого врожаю, якщо з ґрунту рослини можуть взяти 10% запланованої кількості P_2O_5 , а з добрива – 50%. Питома маса ґрунту 2,6 г/см³.

21. Рекомендована доза нітрогену для брюсельської капусти N_{70} . За даними агрохімічної лабораторії, вміст N_2O_5 в ґрунті становить 10мг N /100 г ґрунту.

Розрахувати масу амоній сульфату (масова частка діючої речовини 14 %), яку необхідно внести в орний шар ґрунту глибиною 0,25 м на площі 2 га для вирощування запланованого врожаю, якщо з ґрунту рослини можуть взяти 10% запланованої кількості N_2O_5 , а з добрива – 50%. Питома маса ґрунту 2,5 г/см³.

22. Рекомендована доза нітрогену для брюсельської капусти N_{70} . За даними агрохімічної лабораторії, вміст N_2O_5 в ґрунті становить 10мг N /100 г ґрунту.

Розрахувати масу амоній сульфату (масова частка діючої речовини 14 %), яку необхідно внести в орний шар ґрунту глибиною 0,25 м на площі 50 га для вирощування запланованого врожаю, якщо з ґрунту рослини можуть взяти 10% запланованої кількості N_2O_5 , а з добрива – 50%. Питома маса ґрунту $2,6 \text{ г/см}^3$.

23-28. За даними агрохімічних досліджень вміст у ґрунті основних поживних речовин становить в мг/100 г:

Задача	Тип ґрунту	N	P_2O_5	K_2O
23	чорнозем опідзолений	6,0	20	10
24	чорнозем опідзолений	5,9	10	7
25	чорнозем опідзолений	5,2	20	12,5
26	чорнозем опідзолений	5,0	30	20
27	лучний	5	10	7
28	лучний	13	20	35

Розрахувати вміст поживних речовин у кг/га, якщо питома маса ґрунту становить $2,6 \text{ г/см}^3$, а глибина орного шару – 25 см.

Практична робота № 11

ТЕМА: Коефіцієнти використання елементів мінерального живлення рослин з ґрунту та добрив.

МЕТА: розкрити значення коефіцієнтів використання елементів живлення для визначення обґрунтованого рівня врожайності сільськогосподарських культур залежно від забезпеченості ґрунту та застосування добрив.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

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

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

Коефіцієнти використання елементів живлення з добрив підвищуються за:

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

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

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

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

$$K_{\Gamma} = (U \cdot B \cdot 100) / 3_{\Gamma}, \quad (1)$$

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

У – урожайність основної продукції, ц/га;

В – вміст елемента в 1ц продукції, кг;

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

100 – коефіцієнт переведення у відсотки.

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

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

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

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

П – приріст основної продукції, ц/га;

В – вміст елемента в 1ц продукції, кг;

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

100 – коефіцієнт переведення у відсотки.

Приклад 1:

Які коефіцієнти використання NPK з ґрунту при плановій врожайності гречки 12ц/га та забезпеченості азотом, фосфором та калієм на рівні відповідно 8,0, 4,5 та 3,5мг/100г ґрунту. Порівняйте їх з нормативними та зробіть висновок про можливість отримання такого рівня врожайності при даній забезпеченості ґрунту. Розрахуйте максимальну можливу врожайність в даному випадку. Що буде лімітуючим фактором при цьому?

Вміст елементів у 1ц продукції гречки згідно з додатком 4 становить: азоту 3,0, фосфору 1,5, калію 3,9 кг.

Визначаємо запас поживних елементів у ґрунті:

$$Зг (N) = 8 \cdot 30 = 240 \text{ кг/га};$$

$$Зг (P) = 4,5 \cdot 30 = 135 \text{ кг/га};$$

$$Зг (K) = 3,5 \cdot 30 = 105 \text{ кг/га}.$$

Розраховуємо коефіцієнти використання з ґрунту за формулою (1):

$$Кг (N) = (12 \cdot 3 \cdot 100) : 240 = 15\%$$

$$Кг (P) = (12 \cdot 1,5 \cdot 100) : 135 = 13,3\%$$

$$Кг (K) = (12 \cdot 3,9 \cdot 100) : 105 = 44,6\%$$

Для того, щоб порівняти розраховані коефіцієнти з нормативними, необхідно визначити, до якого класу забезпеченості відносяться задані показники вмісту NPK. Згідно з додатком 5 вміст азоту, фосфору та калію на рівні 8,0, 4,5 та 3,5мг/100г ґрунту відповідає 2 класу (низька забезпеченість).

Нормативні коефіцієнти використання NPK для гречки (додаток 6) становлять відповідно 16, 7 та 19%. Тобто, розраховані коефіцієнти по фосфору і калію є завищеними. Навіть якщо прийняти умову, що всі фактори складуться сприятливо і взяти можливий рівень коефіцієнтів (додаток 7), то використання калію все ж залишається завищеним. Необхідно зменшувати плановий рівень врожайності.

Розраховуємо можливий рівень врожайності гречки за формулою (1):

$$Y(N) = (16 \cdot 240) / (3 \cdot 100) = 12,8 \text{ ц/га}$$

$$Y(P) = (7 \cdot 135) / (1,5 \cdot 100) = 6,3 \text{ ц/га}$$

$$Y(K) = (19 \cdot 105) / (3,9 \cdot 100) = 5,1 \text{ ц/га}$$

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

Приклад 2:

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

Прибавка, яку треба отримати за рахунок добрив, в даному випадку складе:

$$10 - 5,1 = 4,9 \text{ ц/га}$$

Підставивши її у формулу (2), отримаємо:

$$K_d(N) = (4,9 \cdot 3 \cdot 100) / 20 = 73,5\%;$$

$$K_d(P) = (4,9 \cdot 1,5 \cdot 100) / 20 = 36,8\%;$$

$$K_d(K) = (4,9 \cdot 3,9 \cdot 100) / 20 = 95,6\%.$$

Нормативні коефіцієнти використання НРК для гречки (додаток 8) становлять відповідно 40-60, 18-20 та 40-60%. Тобто, розраховані коефіцієнти по всіх трьох елементах є завищеними. Необхідно збільшувати норми внесення добрив або зменшувати плановий рівень приросту врожайності.

Розраховуємо можливий рівень приросту врожайності гречки, перебудувавши формулу (2) і взявши максимальні рівні нормативних коефіцієнтів:

$$P(N) = (K_m \cdot D) / (B \cdot 100) = (60 \cdot 20) / (3 \cdot 100) = 4,0 \text{ ц/га}$$

$$P(P) = (K_m \cdot D) / (B \cdot 100) = (20 \cdot 20) / (1,5 \cdot 100) = 2,7 \text{ ц/га}$$

$$P(K) = (K_m \cdot D) / (B \cdot 100) = (60 \cdot 20) / (3,9 \cdot 100) = 3,1 \text{ ц/га}$$

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

$$D(N) = (P \cdot B \cdot 100) / K_m = (4,9 \cdot 3 \cdot 100) / 60 = 24,5 \quad (24)$$

$$D(P) = (P \cdot B \cdot 100) / K_m = (4,9 \cdot 1,5 \cdot 100) / 20 = 36,8 \quad (37)$$

$$D(K) = (P \cdot B \cdot 100) / K_m = (4,9 \cdot 3,9 \cdot 100) / 60 = 31,8 \quad (32)$$

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

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Який показник найбільше впливає на збільшення чи зменшення коефіцієнту використання елементів живлення з ґрунту?
2. Які показники впливають на збільшення чи зменшення коефіцієнту використання елементів живлення з добрив?
3. Які фактори зменшують рухомість та засвоєння рослинами азоту, фосфору, калію, магнію, кальцію, сірки?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

Користуючись теоретичним матеріалом розрахувати за наведеними даними.

1. Коефіцієнт використання NPK з ґрунту;
2. Коефіцієнт використання NPK з добрив.

Проаналізувати отримані результати, порівняти їх з нормативними показниками і сформулювати рекомендації по підвищенню коефіцієнтів використання.

Урожайність культур, ц/га

Культура	озима пшениця	ячмінь	соя	горох	картопля	ріпак	кукурудза на зерно	гречка	цукрові буряки	соняшник
№варіанту	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	40	30	12	14	120	18	52	12	320	18
2	42	32	14	15	130	19	54	13	340	20
3	44	34	16	16	140	20	56	14	360	22
4	46	36	18	17	150	21	58	15	380	24

Вміст елементів живлення у ґрунті

№/варіанту	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
азот										
1	4,0	4,6	5,2	5,8	6,4	7,0	7,6	8,2	8,8	9,4
2	10,0	10,6	11,2	11,8	12,4	13,0	13,6	14,2	14,8	15,4
3	16,0	16,6	17,2	17,8	18,4	19,0	19,6	20,2	20,8	21,4
4	22,0	22,6	23,2	23,8	24,4	25,0	25,6	26,2	26,8	27,4
фосфор										
1	2,0	2,6	3,2	3,8	4,4	5,0	5,6	6,2	6,8	7,4
2	8,0	8,6	9,2	9,8	10,4	11,0	11,6	12,2	12,8	13,4
3	14,0	14,6	15,2	15,8	16,4	17,0	17,6	18,2	18,8	19,4
4	20,0	20,6	21,2	21,8	22,4	23,0	23,6	24,2	24,8	25,4
калій										
1	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5
2	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	11,5
3	12,0	12,5	13,0	13,5	14,0	14,5	15,0	15,5	16,0	16,5
4	17,0	17,5	18,0	18,5	19,0	19,5	20,0	20,5	21,0	21,5

Практична робота №12

ТЕМА: Реакція ґрунтового розчину. Розрахунок доз хімічних меліорантів.

МЕТА: розкрити поняття реакції ґрунтового розчину, вивчити види кислотності ґрунту, опанувати методи розрахунку доз хімічних меліорантів.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

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

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

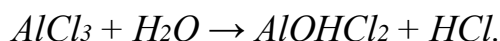
сильно-кислі	(рН=3...4)	слабко-кислі	(рН=5,5...6.5)	лужні	(рН=7,5...8)
кислі	(рН=4...4,5)	нейтральні	(рН=6,5...7)	сильно-лужні	(рН=8...9)

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

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

Розрізняють два види кислотності ґрунту: актуальну і потенціальну.

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



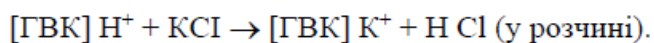
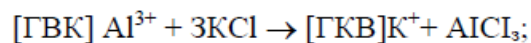
Отже, актуальна кислотність - це кислотність ґрунтового розчину, яка створюється органічними кислотами, карбонатною кислотою та гідролітично кислими солями, її можна визначити вимірюванням рН водної витяжки з ґрунту.

Потенціальна кислотність зумовлюється наявністю іонів H^+ та Al^{3+} увібраних ґрунтовим вбирним комплексом. Потенціальна кислотність завжди більша за актуальну, бо вона складається з кислотності ґрунтового розчину і кислотності, що утворюється за рахунок увібраних ґрунтом іонів H^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} . Це прихована, або

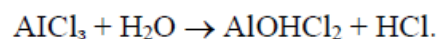
зв'язана щодо ґрунтового розчину, кислотність, яка виявляється внаслідок перебігу обмінної реакції між ґрунтовим вбирним комплексом і ґрунтовим розчином. Потенціальна кислотність поділяється на *обмінну і гідролітичну*.

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

K^+



K^+



Гідролітична кислотність-це та кислотність, яка виявляється при обробці ґрунту гідролітично лужними солями. При використанні нейтральної солі іони H^+ не повністю переходять у розчин. Частина їх залишається у ґрунтовому вбирному комплексі і може бути переведена в розчин тільки при обробці ґрунту розчином гідролітично лужної солі (наприклад CH_3COONa).

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

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

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

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

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

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

$$Є = S + H_g. \quad (1)$$

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

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

$$\text{або } V = \frac{S}{S + H_g} \cdot 100. \quad (3)$$

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

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

За величиною гідролітичної кислотності визначають **дози вапна** (CaCO_3), потрібного для вапнування кислих ґрунтів з метою зменшення їх кислотності. Їх розрахунок проводиться на основі еквівалентної маси вапна, а також маси орного шару на площі 1 га.

Для нейтралізації 1 мг-екв іонів H^+ на 100 г ґрунту треба 1 мг-екв (або 50 мг) CaCO_3 , а на 1 кг - 500 мг CaCO_3 . Помноживши цю величину на масу орного шару одного гектара (3000000 кг) і розділивши на 1000000000 (для перерахунку в тони), дістанемо формулу визначення дози вапна D_{CaCO_3} (в т/га) (4):

$$D_{\text{CaCO}_3} = \frac{H_z \cdot 500 \cdot 3000000}{1000000000} = H_z \cdot 1,5. \quad (4)$$

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

Для хімічної меліорації солонцюватих ґрунтів застосовують **гіпсування**-внесення в ґрунт гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

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

$$D = 0,086 (\text{Na} - 0,1 \text{ €}) Hd, \quad (5)$$

де D - доза гіпсу, т/га;

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

€ - ємність вбирання, мг-екв/100г ґрунту;

H - потужність шару ґрунту, що підлягає меліорації, см;

d - об'ємна маса ґрунту, г/см³.

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

$$D = 0,86 (\text{Na} - 0,05 \text{ €}) Hd, \quad (6)$$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Від чого залежить реакція ґрунтового розчину?
2. Які є види кислотності ґрунту?
3. Чим зумовлена актуальна кислотність?
4. Чим зумовлена потенціальна кислотність, назвіть її види.
5. Якими символами позначають актуальну, обмінну та гідролітичну кислотність?
6. Що таке «ємність вбирання», «ступінь насиченості ґрунту основами» і «буферна здатність»?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

Користуючись теоретичним матеріалом, підручниками та лекціями, розрахувати за наведеними прикладами згідно з варіантом індивідуального завдання

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

Показники ґрунту та ґрунтового розчину

Показник	Варіант									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Гідролітична кислотність	2,4	2,1	1,6	1,2	2,5	1,4	1,7	2,3	1,4	2,6
Вміст обмінного натрію, мг-екв/100г	3	6	9	12	15	18	21	23	26	29
Об'ємна маса ґрунту, г/см ³	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,7	1,8	1,9	2,1

ДОДАТКИ

Додаток 1

РОЗЧИННІСТЬ У ВОДІ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ

Іони	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	—	P	M	H	H	H	—	M	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	—	—	—	—	—	—
S ²⁻	P	P	P	P	H	—	—	—	H	H	H	H	H	H	—
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	M	—	—	H	M	—	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	—	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	H	M	—	—	H	H	H	—	—
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	P	H	H	M	—	H	—	—	H	H	—	—

P — розчинні M — малорозчинні H — нерозчинні — - не існують або розкладаються водою

Додаток 2

СТАНДАРТНІ ЕНТАЛЬПІ ΔH^{0}_{298} , ЕНТРОПІЇ S^{0}_{298} І ЕНЕРГІЇ ГІББСА ΔG^{0}_{298} УТВОРЕННЯ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН ПРИ 298⁰K (25⁰C)

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

КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ДЕЯКИХ КИСЛОТ І ОСНОВ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

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

Додаток 4

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

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

Додаток 5

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

Вміст гумусу	Вміст, мг/100 г ґрунту			Клас ґрунту	Забезпеченість і відповідні коефіцієнти			
	N за Корнфільдом	P ₂ O ₅ за Чириковим	K ₂ O		забезпе- ченість	зернові	про- сапні	овочеві
До 2,0	-	до 2,0	до 2,0	1	Дуже низька	1,2	1,3	1,5
2,1-4,0	до 10,0	2,1-5,0	2,1-4,0	2	Низька	1,1	1,2	1,3
4,1-6,0	10,1-15,0	5,1-10,0	4,1-8,0	3	Середня	1,0	1,0	1,2
6,1-8,0	15,1-20,0	10,1-15,0	8,1-12,0	4	Підвищен- а	0,7	0,8	1,0
8,8-10,0	>20,0	15,1-20,0	12,1-18,0	5	Висока	0,4	0,5	0,8
>10,0	-	>20,0	>18,0	6	Дуже висока	0,2	0,3	0,5

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

Культура	N, що легко гідролізується, мг на 100 г ґрунту			P ₂ O ₅ , мг на 100 г ґрунту			K ₂ O, мг на 100 г ґрунту		
	Низь- ка	Сере- дня	Ви- сока	Низь- ка	Сере- дня	Ви- сока	Низь- ка	Сере- дня	Ви- сока
Озима пшениця	34	5	3	11	9	5	17	13	12
Озиме жито	20	6	3	7	6	5	11	10	10
Ярі зернові (ячмінь, просо, вика) і кукурудза на силос	25	19	17	10	9	7	20	16	14
Гречка	16	12	11	7	6	5	19	16	14
Кукурудза на зерно	35	26	24	12	9	8	31	23	19
Цукрові і кормові буряки	33	30	27	10	9	8	33	30	30
Картопля	21	21	20	9	9	9	33	30	30
Соняшник, ріпак	38	32	25	23	16	12	75	65	50
Горох, соя	39	39	35	9	9	8	15	12	10
Багаторічні трави (сіно)	18	12	12	8	5	5	17	11	10
Капуста	40	5	28	18	14	11	44	38	22
Помідори	34	25	19	6	5	5	38	34	27
Огірки	18	17	15	10	9	8	27	21	17

Додаток 7

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

Добрива і культури	1-й рік використання		
	N	P ₂ O ₅	K ₂ O
Зернові	50-80	10-15	20-30
Просапні	70-90	15-20	30-40
Овочеві	70-90	15-20	30-40

Додаток 8

Використання поживних речовин сільськогосподарськими культурами з
мінеральних добрив, %

Добрива і культури	1-й рік використання		
	N	P ₂ O ₅	K ₂ O
Зернові	40-60	18-20	40-60
Просапні	50-65	18-22	40-55
Овочеві	50-70	20-25	60-70

РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ

1. Цветкова Л.Б. Загальна хімія. Частина перша: Навчальний посібник. К.: Каравела. 2022, 398 с.
2. Буклів Р. Л., Курилець О. Г., Зозуля Г. І., Гелеш А. Б. Неорганічна хімія. Частина 1: Електронний навчальний посібник. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2024. 176 с.
3. Неорганічна та органічна хімія: Навч. пос. Ч. 2 / Л.Б. Цветкова, О.П. Романюк. К.: Каравела. 2022, 358 с.
4. Хімія: загальна, неорганічна та органічна / В.П. Басов, В.М. Родіонов. Каравела. 2023. 320 с.
5. Пономарьова В. Основні класи неорганічних сполук: навч. посіб. 2-ге перевидання. Київ.: Ліра-К, 2022, 96с.
6. Павленко В.О. Давиденко Ю.М., Фрицький І.О. Розчини. Навчальний посібник. Київ: ВПЦ „Київський університет”, 2020. 175 с.
7. Господаренко Г. М. Агрохімія: підручник / Г.М. Господаренко. – Умань, 2024. –572 с.
8. Господаренко Г. М. Практикум з агрохімії. ТОВ «СІК ГРУП УКРАЇНА», 2020.– 148с.
9. Pfennig, B. W. Principles of inorganic chemistry, 2nd Edition. Willey. 2021. 832 p.
10. Господаренко Г. М. Агрохімія мікроелементів. Київ : ТОВ «ТРОПЕА», 2023. 416 с.
11. Господаренко Г. М., Черно О. Д., Никітіна О. В. Агрохімія калію / за заг ред. Г. М. Господаренка. Київ : ТОВ «ТРОПЕА», 2021. 264 с.
12. Fesyuk V.O., Moroz I.A., Chyzhevskaya L.T., Karpiuk Z.K., Polianskyi S.V. Burned peatlands within the Volyn region: state, dynamics, threats, ways of further use. Journal of Geology, Geography and Geoecology. 2020. Vol. 29, No. 3. P. 483–494. <https://doi.org/10.15421/112043>.

X-46

Хімія з основами агрохімії [Текст]: методичні вказівки до практичних занять 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, 2024. – 62 с.

Комп'ютерний набір
Редактор

І.А. Мороз
І.А. Мороз

Підп. до друку «__»_____ 2024 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