

Міністерство освіти та науки України
Луцький національний технічний університет



ТЕХНІЧНИЙ ФАХОВИЙ КОЛЕДЖ

Луцького національного технічного
університету

ХІМІЯ

Курс лекцій

для здобувачів I курсу освітньо-професійного ступеня

фаховий молодший бакалавр

**спеціальностей 274 Автомобільний транспорт, 022 Дизайн, 073 Менеджмент,
076 Підприємництво та торгівля, 123 Комп'ютерна інженерія,
126 Інформаційні системи та технології, 141 Електроенергетика,
електротехніка та електромеханіка, 275.03 Транспортні технології (на
автомобільному транспорті) денної форми навчання**

ЛУЦЬК 2024

УДК 546

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ТФК ЛНТУ
Бібліотекар _____ Оксана РОМАНЮК

Рекомендовано до видання навчально-методичною радою ТФК ЛНТУ, протокол № ____
від « ____ » _____ 2023 року.

Голова НМР _____ Світлана БУСНЮК

Розглянуто і схвалено на засіданні циклової комісії менеджменту та підприємництва ТФК
ЛНТУ, протокол № ____ від « ____ » _____ 2023 року.

Голова циклової комісії _____ Неля СТЕФАНСЬКА

Укладачі: _____ Ірина ДАНИЛЮК, кандидат хімічних наук, викладач ТФК
ЛНТУ; Олена РОМАШКО, викладач ТФК ЛНТУ.

Рецензент: _____ Олена ДЖАМ, кандидат хімічних наук, доцент кафедри
екології та охорони навколишнього середовища ВНУ імені Лесі Українки

УДК 546	Хімія: курс лекцій для здобувачів I курсу освітньо-професійного ступеня фаховий молодший бакалавр спеціальностей 274 Автомобільний транспорт, 022 Дизайн, 073 Менеджмент, 076 Підприємництво та торгівля, 123 Комп'ютерна інженерія, 126 Інформаційні системи та технології, 141 Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 275.03 Транспортні технології (на автомобільному транспорті) денної форми навчання / уклад. Ірина ДАНИЛЮК, Олена РОМАШКО. – Луцьк: ТФК ЛНТУ, 2024. – 75 с.
------------	--

Курс лекцій укладений відповідно до програми навчального предмету «Хімія» в якості опорного інформаційного матеріалу, розрахований на повторення і поглиблення попередньо здобутих знань з предмету та містить теоретичні основи з неорганічної хімії.

ЗМІСТ

	Стор.
ВСТУП	4
ЛЕКЦІЯ 1.	5
ЛЕКЦІЯ 2.	9
ЛЕКЦІЯ 3.	14
ЛЕКЦІЯ 4.	17
ЛЕКЦІЯ 5.	22
ЛЕКЦІЯ 6.	27
ЛЕКЦІЯ 7.	32
ЛЕКЦІЯ 8.	35
ЛЕКЦІЯ 9.	38
ЛЕКЦІЯ 10.	42
ЛЕКЦІЯ 11.	52
ЛЕКЦІЯ 12.	54
ЛЕКЦІЯ 13.	60
ЛЕКЦІЯ 14.	65
СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ	73
ДОДАТКИ	74

ВСТУП

На сучасному етапі розвитку суспільства все очевиднішим є значення природничих наук для реалізації концепції сталого розвитку. Не випадково в різних країнах світу пильна увага приділяється вдосконаленню системи природничої освіти, в тому числі й хімічної.

Хімія, будучи природничим предметом, має величезний потенціал навчання і розвитку. Без знання і розуміння хімічної форми руху матерії неможливо уявити собі сучасну наукову картину світу. Адже світ, що нас оточує – це, перш за все, світ речовин, які є основою живої і неживої природи.

Вивчення предмету хімії спрямоване на подальше формування у здобувачів початкового рівня (короткий цикл) вищої освіти наукового світогляду, хімічної культури як складника загальної культури сучасної людини і розвитку їхнього творчого потенціалу задля успішної соціалізації в сучасному суспільстві.

Мета навчання дисципліни «Хімія» полягає в забезпеченні загальноосвітньої підготовки з предмета, що передбачає вміння пояснювати хімічні явища, робити обґрунтовані висновки про них, усвідомлювати вплив науки й технологій на зміну матеріального, інтелектуального й культурного середовищ.

Курс лекцій є опорним матеріалом для вивчення навчального предмету «Хімія» і розрахований на повторення та поглиблення попередньо здобутих знань з дисципліни, містить теоретичні основи з неорганічної хімії та може бути рекомендованим для здобувачів I курсу освітньо-професійного ступеня фаховий молодший бакалавр галузей знань 27 Транспорт, 02 Культура і мистецтво, 07 Управління та адміністрування, 12 Інформаційні технології, 14 електрична інженерія спеціальностей 274 Автомобільний транспорт, 022 Дизайн, 073 Менеджмент, 076 Підприємництво та торгівля, 123 Комп'ютерна інженерія, 126 Інформаційні системи та технології, 141 Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 275.03 Транспортні технології (на автомобільному транспорті) денної форми навчання.

ЛЕКЦІЯ № 1

Явище періодичної зміни властивостей елементів. Електронні і графічні електронні формули атомів.

Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва (природна система хімічних елементів)

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

Сучасне формулювання Періодичного закону: властивості хімічних елементів, а також простих і складних речовин, ними утворених, перебувають у періодичній залежності від значення зарядів їхніх атомних ядер.

Періодична система – це графічне вираження періодичного закону. Природний ряд хімічних елементів – це ряд хімічних елементів, розташованих за зростанням числа протонів у ядрах їхніх атомів (або, що те саме, за зростанням зарядів ядер цих атомів). Таблиця хімічних елементів будується шляхом поділу природного ряду хімічних елементів на періоди (горизонтальні рядки таблиці) та об'єднання в групи (вертикальні стовпці таблиці) елементів з подібною електронною будовою атомів.

Залежно від способу об'єднання елементів у групи таблиця може бути довгоперіодичною (у групи зібрано елементи з однаковим числом і типом валентних електронів, додаток 1) і короткоперіодичною (у групи зібрано елементи з однаковим числом валентних електронів, додаток 2).

Групи короткоперіодичної таблиці поділяються на підгрупи (головні й побічні), що збігаються з групами довгоперіодичної таблиці.

У всіх атомів елементів одного періоду однакове число електронних шарів, що дорівнює номеру періоду.

Число елементів у періодах: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32. Більшість елементів восьмого періоду отримано штучно, останні елементи цього періоду ще не синтезовано. Усі періоди, крім першого, починаються з елемента, що утворює лужний метал (Li, Na, K ...), а закінчуються елементом, який утворює інертний газ (Ne, Ne, Ar, Kr ...).

Склад та будова електронної оболонки атома

Атом складається з позитивно зарядженого атомного ядра, що складається з протонів (p^+) і нейтронів (n^0) та електронної оболонки.

Заряд ядра дорівнює числу протонів (Z) і відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі елементів.

Сума числа нейтронів N і числа протонів Z дорівнює масовому числу A :

$$A = Z + N.$$

В атомі електрон перебуває не в одній конкретній точці, а рухаючись, утворює електронну хмару. Електронна густина цієї хмари показує ймовірність перебування електрона в тій чи іншій точці простору. Саме ту частину електронної хмари, в якій електрон проводить найбільший час та у

якій електронна щільність досить велика, називають атомною орбіталлю. **Орбіталь** – це частина простору, в якій ймовірність перебування електрона становить понад 90 %. Електронні хмари, утворені окремими електронами в атомі, в сумі утворюють спільну електронну хмару атома – електронну оболонку.

Кожна орбіталь має певну форму. Орбіталі різної форми позначають різними літерами: s, p, d та f. s-Орбіталі мають форму кулі, інакше кажучи, електрон, що перебуває на такій орбіталі (його називають s-електроном), більшу частину часу проводить усередині сфери. p-Орбіталі мають форму об'ємної вісімки. Форми d- і f-орбіталей більш складні:

Орбіталі характеризуються не тільки формою, але й енергією. Кілька орбіталей, що мають однакову або приблизно однакову енергію, утворюють енергетичний рівень, або енергетичний шар. Кожний енергетичний рівень позначають числом n ($n = 1, 2, 3, \dots$). Шарувату будову електронної оболонки атомів можна показати так: окружністю позначене ядро, що має певний заряд, а дугами – енергетичні рівні (рис. 1):

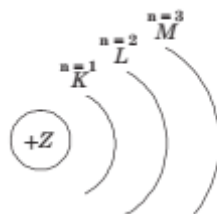


Рис. 1

Рівень із номером n включає n^2 орбіталей. Таким чином, перший енергетичний рівень включає одну орбіталь, другий – чотири, третій – дев'ять тощо.

Періодична зміна властивостей хімічних елементів по періодах та групах

Характеристики хімічних елементів закономірно змінюються в групах і періодах.

У періодах:

- ◆ збільшується заряд ядра;
- ◆ збільшується кількість зовнішніх електронів;
- ◆ зменшується радіус атома;
- ◆ збільшується міцність зв'язку електронів з ядром (енергія іонізації);
- ◆ збільшується електронегативність;
- ◆ посилюються окисні властивості простих речовин («неметалічність»);
- ◆ слабшають відновні властивості простих речовин («металічність»);
- ◆ слабшає основний характер гідроксидів і відповідних оксидів;
- ◆ зростає кислотний характер гідроксидів і відповідних оксидів.

У групах:

- ◆ збільшується заряд ядра;
- ◆ збільшується радіус атомів (тільки в головних групах);
- ◆ зменшується міцність зв'язку електронів з ядром (енергія іонізації; тільки в головних групах);
- ◆ зменшується електронегативність (тільки в головних групах);
- ◆ слабшають окисні властивості простих речовин («неметалічність»; тільки в головних групах);
- ◆ посилюються відновні властивості простих речовин («металічність»; тільки в головних групах);
- ◆ посилюється основний характер гідроксидів і відповідних оксидів (тільки в головних групах);
- ◆ слабшає кислотний характер гідроксидів і відповідних оксидів (тільки в головних групах);
- ◆ знижується стійкість сполук із Гідрогеном (підвищується їх відновна активність; тільки в головних групах).

Електронні і графічні електронні формули атомів s-, p-, d-елементів. Принцип “мінімальної енергії”

s-Підрівень умовно зображується однією коміркою, p-підрівень – трьома, d-підрівень – п'ятьма (наприклад, квадратами, рис. 2):



Рис. 2

На кожній орбіталі максимально можуть розміститися два електрони, які мають однакову енергію, але відрізняються особливою властивістю – спіном. Спін електрона – це його внутрішня властивість, що характеризує відношення електрона до магнітного поля. Електрони з різним спіновим числом позначають стрілками, спрямованими вгору або вниз. На одній орбіталі не можуть перебувати два електрони з однаковим значенням спінового квантового числа.

Заповнення електронних оболонок в атомі відбувається відповідно до принципу “мінімальної енергії”: електрони заповнюють орбіталі в порядку зростання енергії орбіталей.

Розподіл підрівнів за енергіями виражається рядом (у порядку збільшення енергії):

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p...

Графічно електрони зображають у вигляді стрілок, спрямованих угору або вниз, що наочно позначають напрямок спіну електрона. Стрілки, спрямовані в протилежні боки, позначають електрони з протилежними спінами:

□ – вільна орбіталь;

↑ – орбіталь, що містить один електрон; такий електрон називають неспареним;

↑↓ – заповнена орбіталь, що містить два електрони з протилежними спінами; такі електрони називають спареними, або електронною парою.

Усі хімічні властивості речовин визначаються будовою електронних оболонок атомів. Для того щоб описати електронну будову атомів, необхідно знати, як саме розподілені електрони по орбіталах. Число енергетичних рівнів, які заповнюються в певному атомі, визначають за номером періоду Періодичної системи, в якому розташований певний хімічний елемент (рис. 3). Так, в атомах хімічних елементів першого періоду заповнюється тільки перший енергетичний рівень, в атомах другого періоду – перші два енергетичні рівні, третього – три тощо. Гідроген розташований у першому періоді під номером 1. Із цього випливає, що в електронній оболонці атомів Гідрогену є тільки один електрон, який розташований на першому енергетичному рівні на єдиній s-орбіталі:

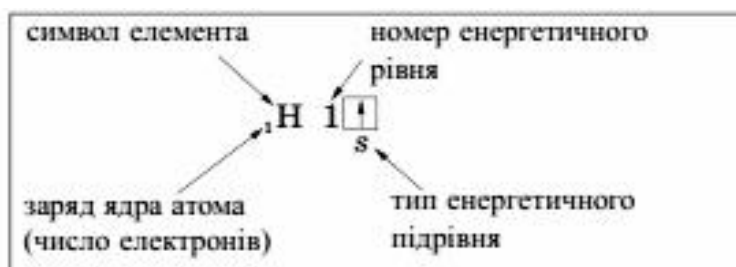


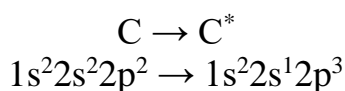
Рис. 3

Окрім графічного зображення будови електронної оболонки, використовують також її запис у вигляді формули – електронної конфігурації, в якій наводять усі зайняті енергетичні підрівні із зазначенням числа електронів на кожному з них. Електронна конфігурація Гідрогену $1s^1$.

Принцип “мінімальної енергії”. Збуджений стан атома. Валентні стани елементів

Електрони заповнюють орбіталі відповідно до принципу Паулі: «На одній орбіталі не може бути більше двох електронів». Розподіл електронів по орбіталах відбувається за правилом Хунда: «У межах одного енергетичного підрівня електрони розташовуються таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальне».

Атом Карбону чотиривалентний. Для того щоб виявляти таку валентність, він повинен мати чотири неспарених електрони. Це досягається в результаті збудження атома і переходу одного електрона із 2s-орбіталі у вакантну 2p-орбіталь:



При цьому атом із основного переходить у так званий збуджений стан. Електронні оболонки атомів інших періодів заповнюються за такими самими правилами. Так, в атомів першого елемента третього періоду – Натрію – починає заповнюватися третій енергетичний рівень (рис. 4):

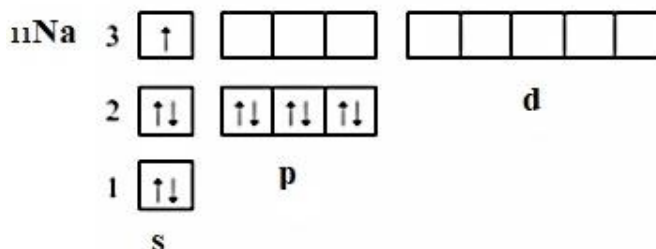


Рис. 4

Електронна конфігурація записується як $1s^22s^22p^63s^1$.

Хімічні властивості елементів обумовлюються не всіма електронами, а тільки тими, які мають найбільшу енергію. Ці електрони називають валентними.

Саме від числа валентних електронів залежить те, є елемент металом чи неметалом, властивості його сполук та значення валентності в цих сполуках. Якщо в атомах елементів на зовнішньому рівні є невелике число електронів (переважно від одного до чотирьох), то елемент проявляє металічні властивості, а якщо на зовнішньому рівні є більше чотирьох електронів, то елемент проявляє переважно неметалічні властивості. Чим більшим є число електронів на зовнішньому рівні, тим більше виражені неметалічні властивості й менше – металічні. Атоми, які містять на зовнішньому рівні число електронів, проміжне між металічними й неметалічними (зазвичай це три-чотири), утворюють амфотерні сполуки.

ЛЕКЦІЯ № 2

Валентність і ступені окиснення елементів. Йонний, ковалентний, металічний, водневий хімічні зв'язки.

До неметалічних елементів 2 періоду відносяться С, N, О, F; 3 періоду – Si, P, S, Cl.

Ступінь окиснення елемента – це умовний заряд атома в речовині, обчислений із припущенням, що вона складається з іонів. Ступінь окиснення характеризує число умовно прийнятих або умовно відданих електронів. Ступінь окиснення може бути позитивним (якщо атом віддає електрони), негативним (якщо атом приймає електрони) або дорівнювати нулю. Він позначається арабською цифрою зі знаком «плюс» або «мінус» над символом елемента.

Для визначення ступеня окислення елементів необхідно запам'ятати **основні правила**:

1. При визначенні ступенів окиснення виходять з електронегативності речовини: сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю.

2. Ступінь окиснення атомів в простій речовині дорівнює нулю.

3. Атомам деяких хімічних елементів звичайно приписують сталі ступені окиснення. Наприклад, ступінь окиснення Флуору в сполуках завжди дорівнює -1; Літію, Натрію, Калію, Рубідію і Цезію +1; Магнію, Кальцію, Стронцію, Барію і Цинку +2, Алюмінію +3.

4. Ступінь окиснення Гідрогену в більшості сполук +1, і лише в сполуках з деякими металами він дорівнює -1 (КН, ВаН₂).

5. Ступінь окиснення Оксигену в більшості сполук -2, і лише в деяких сполуках йому приписують ступінь окиснення -1 (Н₂О₂, Na₂О₂, або +2 (OF₂)).

6. Атоми багатьох хімічних елементів виявляють змінні ступені окиснення.

7. Ступінь окиснення атома металу в сполуках позитивний та чисельно дорівнює його валентності.

8. Максимальний позитивний ступінь окиснення елемента, як правило, дорівнює номеру групи в періодичній системі, в якій знаходиться елемент.

9. Мінімальний ступінь окиснення для металів дорівнює нулю. Для неметалів у більшості випадків нижчий негативний ступінь окиснення дорівнює різниці між номером групи та цифрою 8.

10. Ступінь окиснення атома, що утворює простий іон (складається з одного атома), дорівнює заряду цього іона.

Користуючись наведеними правилами, визначимо ступені окиснення хімічних елементів у сполуці Н₂SO₄. Це складна речовина, яка складається з трьох хімічних елементів – Гідрогену Н, Сульфуру S та Оксигену О. Зазначимо ступені окиснення тих елементів, для яких вони є сталими. У

нашому випадку це Гідроген Н та Оксиген О: $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{S}}\text{O}_4$.

Визначимо невідомий ступінь окиснення Сульфуру. Нехай ступінь окиснення Сульфуру в цій сполуці дорівнює x : $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

Складемо рівняння, помноживши індекс кожного елемента на ступінь окиснення та отриману суму прирівняємо до нуля: $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$; $+2 + x - 8 = 0$; $x = +8 - 2 = +6$.

Отже, ступінь окислення Сульфуру дорівнює плюс шість: $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

У наступному прикладі з'ясуємо, як можна скласти формулу сполуки за відомими ступенями окиснення атомів елементів. Складемо формулу ферум (III) оксиду. Слово «оксид» означає, що справа від символу Феруму треба записати символ Оксигену: FeO. Зазначимо ступені окиснення хімічних елементів над їх символами. Ступінь окиснення Феруму вказаний в

назві в дужках (III), отже, дорівнює +3, ступінь окиснення Оксигену в оксидах -2 : $\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$.

Знайдемо найменше спільне кратне для чисел 3 та 2, це 6. Розділимо число 6 на 3, одержимо число 2 — це індекс для Феруму. Розділимо число 6 на 2, одержимо число 3 — це індекс для Оксигену: $\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$.

Можливі значення ступенів окиснення неметалічних елементів 2 та 3 періодів наведені в таблиці 1.

Таблиця 1

Ступінь окиснення (-)				Елемент	Ступінь окиснення (+)						
-4	-3	-2	-1		+1	+2	+3	+4			
	-3	-2	-1	C	+1	+2	+3	+4	+5		
		-2	-1	N	+1	+2	+3	+4			
			-1	O	+1	+2					
				F							
-4	-3	-2	-1	Si	+1	+2	+3	+4			
	-3	-2	-1	P	+1	+2	+3	+4	+5		
		-2	-1	S	+1	+2	+3	+4	+5	+6	
			-1	Cl	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7

Йонний, ковалентний, металічний, водневий хімічні зв'язки. Атоми різних хімічних елементів, що входять до складу простих та складних речовин, утримуються разом завдяки наявності хімічного зв'язку.

Хімічний зв'язок — це взаємодія атомів, яка здійснюється шляхом обміну електронами або їхнім переходом від одного атома до іншого.

Хімічний зв'язок виникає за рахунок електростатичної взаємодії ядер, що заряджені позитивно, та електронів, що заряджені негативно.

Одна з найбільш суттєвих властивостей, що визначають тип зв'язку між атомами — це **електронегативність**, тобто здатність атомів у сполуці притягати до себе електрони. Умовну кількісну оцінку електронегативності дає шкала відносних електронегативностей Л. Полінга (табл. 2).

Тип хімічного зв'язку залежить від того, наскільки велика різниця значень електронегативностей атомів елементів, що сполучаються.

Відомо чотири основних типи хімічного зв'язку: йонний, ковалентний, металічний та водневий хімічні зв'язки (таблиця 3).

Таблиця 2

Елемент	Електронегативність
Водень (H)	2,10
Літій (Li)	1,00
Бор (B)	2,00
Карбон (C)	2,75
Нітроген (N)	3,00
Оксиген (O)	3,50
Флуор (F)	4,00*
Силіцій (Si)	1,80
Фосфор (P)	2,10
Сульфур (S)	2,50
Хлор (Cl)	3,00
Бром (Br)	2,80
Йод (I)	2,50

Таблиця 3

Основні типи хімічного зв'язку	Зв'язок	Визначення		Агрегатний стан речовини за звич. умов
	ІОННИЙ ЗВ'ЯЗОК	Зв'язок, що утворюється під час взаємодії атомів, які різко відрізняються один від одного за визначенням електро-негативності. Внаслідок взаємодії утворюються іони.		Тверді кристалічні речовини (наприкл., NaCl, NaF, CaCO ₃)
	КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК	Зв'язок, який утворюється за допомогою спільних електронних пар	Ковалентний полярний	Зв'язок, під час утворення якого відбувається зміщення електронних пар до більш електронегативного атома
Ковалентний неполярний			Зв'язок, під час утворення якого спільна електронна пара розміщується симетрично відносно обох атомів	Газоподібні тверді, рідше рідкі речовини (наприкл., Cl ₂ , F ₂ , алмаз, графіт C)

МЕТАЛІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	Зв'язок, що утворюється внаслідок взаємодії відносно вільних електронів з іонами металів	Тверді речовини (наприклад, всі метали, окрім ртуті)
ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК	Зв'язок, який утворюється між атомами водню однієї молекули і атомом сильно електронегативного елемента (O, N, P, F та ін.) іншої молекули	Тверді та рідкі речовини (зв'язок утворюється між молекулами H ₂ O, спиртів, амінокислот і т.д.)

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку (на прикладі катіону амонію)

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку полягає в усупільненні двох електронів, які знаходяться на зовнішньому енергетичному рівні, двома атомами. При цьому один з атомів виступає в якості донора (надає два електрона), а інший - акцептора (має вакантну орбіталь для електронів). Атоми s - і p-елементів можуть бути акцепторами, або донорами електронів. Атоми d-елементів здатні бути як донорами, так і акцепторами.

Схематично реакція утворення частинки амонію виглядає наступним чином:



Електрони в атомі Нітрогену розподілені в такому порядку: $1s^2 2s^2 2p^3$. Електронна структура катіона Гідрогену – $1s^0$. Атом N на зовнішньому рівні містить два s - і три p-електрона. Три p-електрони беруть участь в утворенні трьох ковалентних зв'язків N-H. В результаті цього утворюється молекула аміаку NH₃ з ковалентним типом зв'язку. Оскільки атом азоту N на зовнішньому рівні має ще пару електронів s, молекула NH₃ може приєднати ще й катіон H⁺. Молекула аміаку є донором, а катіон водню H⁺ – акцептором, який приймає донорські електрони від Нітрогену на власну вільну s-орбіталь (рис. 5).

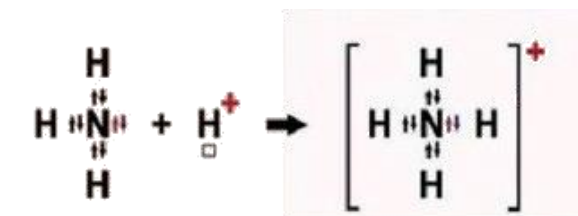


Рис. 5

ЛЕКЦІЯ № 3

Кристалічний і аморфний стани твердих речовин. Необоротні і оборотні хімічні процеси. Принцип Ле Шательє.

Переважній більшості твердих речовин притаманна кристалічна будова. Кожна кристалічна речовина має певну, характерну для неї форму кристалів. Кожний кристал має просторовий каркас правильної форми у вигляді кристалічних ґраток. Якщо кристалічну речовину подрібнити, то її кристали розпадуться на окремі шматочки, кожен з яких зберігатиме, хоча б частково, форму вихідного кристалу.

Залежно від характеру частинок, які утворюють кристал, і від типу хімічного зв'язку між ними розрізняють чотири типи кристалічних ґраток: металеву, йонну, молекулярну та атомну (рис. 6).

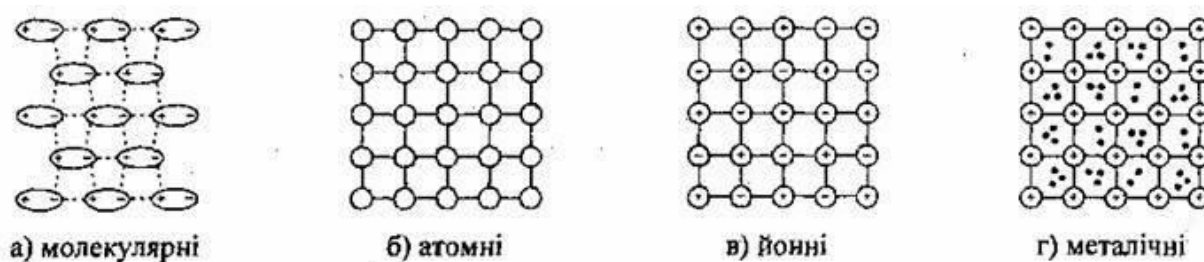


Рис. 6

У металічних структурах електрони вільно пересуваються по всьому кристалу й у такий спосіб обумовлюють зв'язок між усіма позитивними йонами в кристалі. Завдяки такій поведінці електронів метали проявляють добру електро- і теплопровідність.

Якщо у вузлах кристалічної ґратки розташовані йони, то таку решітку називають йонною. Різнойменно заряджені йони, які утворюють йонні кристали, утримуються вкупі електростатичними силами. Тому структура йонної кристалічної ґратки повинна забезпечувати їхню електричну нейтральність. Йонні кристалічні ґратки характерні для речовин із йонним зв'язком. Речовини з йонною кристалічною ґраткою мають порівняно високу твердість. Вони нелеткі, тому не мають запаху. Електричний струм проводять не тільки їхні розплави, але й розчини. Багато йонних сполук легко розчиняються у воді.

У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані молекули, які зв'язані між собою слабкими міжмолекулярними силами. Молекулярну структуру має ще цілий ряд неорганічних сполук (наприклад, твердий амоніак), а також більшість органічних сполук (наприклад, твердий метан, етиловий спирт, бензол, фенол, нафталін тощо). Молекулярні структури можуть утворювати речовини тільки з ковалентними зв'язками. Деякі з молекулярних речовин при нагріванні можуть переходити з твердого в газоподібний стан, оминаючи рідкий (піддаються сублімації), наприклад йод, вуглекислий газ, нафталін.

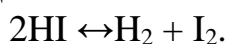
Усі атоми в атомних структурах міцно зв'язані один з одним ковалентними зв'язками. Щоб їх зруйнувати, необхідна дуже велика кількість енергії. Саме тому речовини з атомною кристалічною ґраткою мають дуже високі температури плавлення й кипіння. Вони нерозчинні у воді та в інших розчинниках. Атомну кристалічну ґратку має алмаз – найтвердіша речовина серед усіх відомих речовин. Графіт також має атомну кристалічну ґратку, але, на відміну від алмазу й кварцу, у графіті кожний атом Карбону утворює три ковалентні зв'язки з трьома іншими атомами Карбону; при цьому утворюється плоска «сітка із шестикутників». На відміну від алмазу, графіт добре проводить електричний струм, але його електрони можуть пересуватися тільки в одному напрямку: вздовж площини шестикутників, а навпаки – у перпендикулярному напрямку – графіт майже не проводить електричний струм.

Структурні одиниці деяких твердих тіл неупорядковані (не мають кристалічної структури). Такі тіла називають аморфними: силікатне скло, аморфна сірка, різні полімери, смоли, клеї тощо. Фізичні властивості аморфних тіл суттєво відрізняються від фізичних властивостей кристалічних.

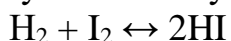
Деякі речовини можуть перебувати як в аморфному, так і в кристалічному стані (сірка).

Необоротні і оборотні хімічні процеси. Явища, під час яких одні речовини перетворюються на інші, називають хімічними явищами або хімічними реакціями. У процесі хімічної реакції відбувається взаємодія вихідних реагентів і утворення продуктів реакції.

Оборотними називають реакції, продукти яких здатні реагувати один з одним у тих самих умовах, у яких вони отримані, з утворенням вихідних речовин. Наприклад, при нагріванні йодоводню до температури 500 °С 24 % його розпадається на йод та водень:

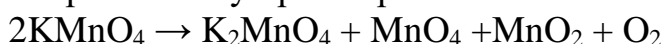


Якщо ж у тому самому просторі нагріти однакові кількості йоду й водню до 500 °С, то 76 % їх сполучаються й утворюють йодоводень:



Для оборотних реакцій у рівнянні прийнято записувати замість знаку рівності двонаправлену стрілку. Цим підкреслюють, що в тих самих умовах проходить як пряма реакція, так і оборотна.

Необоротними називають такі хімічні процеси, продукти яких не здатні реагувати один з одним із утворенням вихідних речовин. Вони протікають тільки в одному напрямку. Прикладами необоротних реакцій можуть бути реакції розкладу калій перманганату при нагріванні:



Органічні реакції в більшості випадків є оборотними, на відміну від неорганічних.

Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє

Стан системи, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції, називається *хімічною рівновагою*.

У стані рівноваги пряма та зворотна реакції не припиняються. Тому така рівновага називається рухомою або динамічною. Оскільки у зворотній реакції утворюється така ж кількість молекул вихідних речовин, скільки їх вступило в пряму реакцію, то концентрації усіх реагуючих речовин – як вихідних, так і тих, що утворились – залишаються постійними.

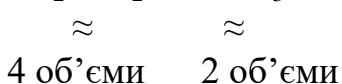
Концентрації реагуючих речовин, які встановлюються при хімічній рівновазі, називаються рівноважними.

На стан хімічної рівноваги впливають концентрація реагуючих речовин, температура, а для газоподібних речовин – тиск. При зміні одного з цих параметрів рівновага порушується і концентрація усіх реагуючих речовин буде змінюватись доти, доки знову не встановиться рівновага, але вже при інших значеннях рівноважних концентрацій. Подібний перехід від одного стану рівноваги до іншого називається зміщенням хімічної рівноваги. Якщо при зміні умов переважає пряма реакція, яка збільшує концентрацію продуктів реакції, то говорять про зміщення рівноваги вправо. Якщо переважає зворотня реакція, то рівновага зміщується вліво.

Принцип Ле Шательє:

Зовнішній вплив на систему, яка перебуває в стані рівноваги, сприяє перебігу тієї реакції, яка послаблює цей вплив

Наприклад:



- ◆ збільшення концентрації водню або азоту зміщує рівновагу вправо;
- ◆ збільшення концентрації аміаку зміщує рівновагу вліво;
- ◆ підвищення температури зміщує рівновагу вліво (оскільки реакція йде з виділенням тепла), а зниження температури – вправо;
- ◆ збільшення тиску зміщує рівновагу вправо, оскільки у лівій частині рівняння міститься 4 моль газів (4 об'єми), а в правій – 2 моль (2 об'єми). Відповідно зменшення тиску зміщує рівновагу вліво.

Усі каталізатори однаково прискорюють як пряму, так і зворотну реакції, тому на зміщення рівноваги не впливають, а тільки сприяють більш високому її досягненню. Способи зміщення рівноваги в потрібний бік, які засновані на принципі Ле Шательє, грають суттєву роль у виробництві, забезпечують високий вихід речовини.

ЛЕКЦІЯ № 4

Гідроліз солей. Поняття про гальванічний елемент. Обчислення за хімічними рівняннями відносного виходу продукту реакції

Гідроліз солей.

Солі – складні речовини, які складаються з іонів металічних елементів та кислотних залишків. Як відомо, солі утворюються в результаті нейтралізації кислот і основ.

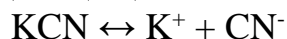
Гідроліз солей – це хімічна взаємодія солі з водою, що призводять до утворення слабого електроліту.

Якщо розглядати солі як продукти взаємодії кислот із основами, то в залежності від сили кислот і основ розрізняють:

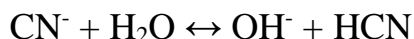
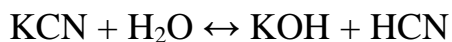
- 1) солі, що утворені сильною кислотою та сильною основою;
- 2) солі, що утворені слабкою кислотою та сильною основою;
- 3) солі, що утворені сильною кислотою та слабкою основою;
- 4) солі, що утворені слабкою кислотою та слабкою основою.

Солі першого типу не піддаються гідролізу, оскільки не взаємодіють із водою з утворенням слабких електролітів.

Розглянемо гідроліз солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, на прикладі ціаніду калію. У системі, що складається з KCN та H₂O, відбуваються такі процеси дисоціації:

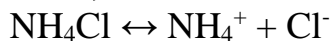


Внаслідок дисоціації (розпаду) в розчині поряд із молекулами води присутні іони K⁺, OH⁻, H⁺ та CN⁻. Іони H⁺ та CN⁻ взаємодіють між собою, утворюючи малодисоційовані молекули HCN. Це означає, що сіль піддається гідролізу:

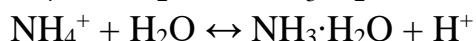
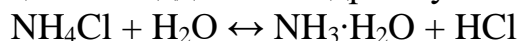


Внаслідок гідролізу збільшується концентрація іонів OH⁻ та рН розчину зростає (лужне середовище).

При розчиненні у воді солі, що утворена сильною кислотою та слабкою основою, наприклад хлориду амонію, в системі відбуваються такі процеси:



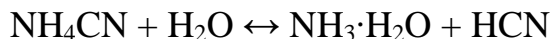
В розчині з'являються іони NH₄⁺, Cl⁻, H⁺ та OH⁻. Іони NH₄⁺ та OH⁻, взаємодіючи між собою, утворюють молекули NH₃·H₂O, що слабо дисоціюють. Це означає, що сіль піддається гідролізу:



Внаслідок гідролізу збільшується концентрація іонів водню H⁺ та зменшується рН середовища (кисле середовище).

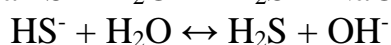
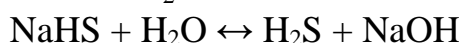
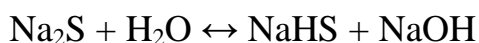
Найбільш повному гідролізу піддаються солі, що утворені слабкою кислотою та слабкою основою. Так, у результаті розчинення ціаніду амонію

у воді, у розчині з'являється чотири види іонів: NH_4^+ , CN^- , H^+ та OH^- , які попарно взаємодіють з утворенням слабкої кислоти ($\text{H}^+ + \text{CN}^- \leftrightarrow \text{HCN}$) та слабкої основи ($\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH}$). Сумарний процес гідролізу виражається рівнянням:



У результаті гідролізу солей, подібних до ціаніду амонію, в розчині утворюються слабка кислота та слабка основа, а рН розчину залишається близьким до 7 (нейтральне середовище).

При розчиненні солей багатоосновних кислот або основ гідроліз протікає ступінчасто. Наприклад, при взаємодії сульфід натрію з водою відбуваються процеси:



Поняття про гальванічний елемент як хімічне джерело електричного струму.

Гальванічний елемент – хімічне джерело електричного струму, яке засновано на взаємодії двох металів і (або) їх оксидів в електроліті, що призводить до виникнення в замкнутому ланцюзі електричного струму. У гальванічному елементі частина внутрішньої енергії речовин перетворюється на електричну.

Гальванічний елемент Даніеля-Якобі (рис. 7) складається з двох посудин.

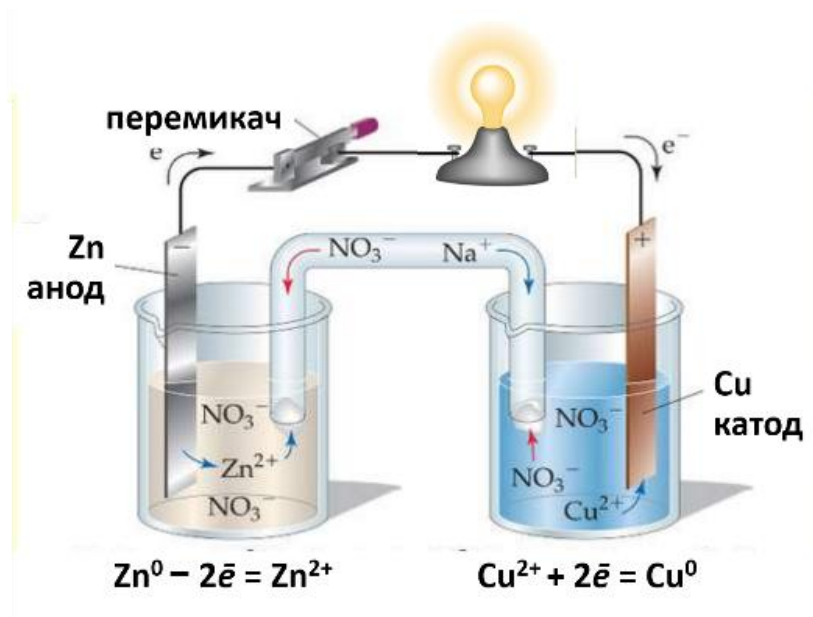


Рис. 7

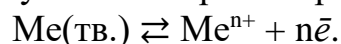
В одній міститься розчин цинк сульфату, у який занурено пластинку з цинку, в іншій – купрум(II) сульфату у який занурено пластинку з міді. Розчини з'єднано трубкою (сольовим містком), що заповнена розчином електроліту, іони якого не взаємодіють з іншими іонами в гальванічному елементі, наприклад натрій нітрату. У такий спосіб забезпечується електричний контакт між посудинами. Для того щоб розчин не виливався, кінці трубки закривають скловатою чи гелем, просоченим електролітом.

Якщо електроди з'єднати дротинками з електричною лампочкою, то вона засвітиться.

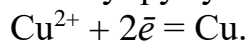
Через деякий час в обох склянках можна спостерігати хімічні перетворення: цинкова пластинка розчиняється, а на мідній пластинці з розчину осаджується мідь. Маса цинкової пластинки зменшується, а мідної збільшується. Водночас послаблюється забарвлення розчину купрум (II) сульфату (концентрація йонів Cu^{2+} знижується). Ці хімічні зміни є результатом перенесення електронів з однієї частини елемента до іншого, тобто це типовий електрохімічний процес.

Пристрої, що виробляють електричний струм внаслідок перебігу в них хімічних реакцій, називаються **хімічними джерелами струму**.

Розглянемо природу цього процесу. Під дією полярних молекул води катіони металу відриваються з поверхні пластинки, гідратують і переходять в розчин, який при цьому заряджається позитивно, а в металі накопичується надлишок електронів. Чим далі протікає процес, тим більше стає заряд як металу, так і розчину. Настає момент, коли між розчином і металом встановлюється рівновага, яку можна виразити рівнянням:



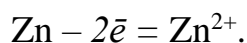
При з'єднанні цинкової пластинки з мідною металевим провідником електрони переходять від пластинки цинку до міді, на поверхні якої ці електрони з'єднуються з катіонами Купруму з розчину і осаджується мідь:



Відбувається процес відновлення.

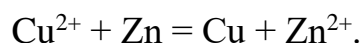
При електролізі процес відновлення відбувається на катоді. Така сама роль катода (мідного електрода) і в гальванічному елементі, але віддаючи електрони катіонам Cu^{2+} , катод гальванічного елемента набуває позитивний заряд на відміну від катода при електролізі, який має негативний заряд.

Інший електрод гальванічного елемента – цинковий – розчиняється. Атоми Цинку втрачають електрони, залишаючи їх на електроді, зазнають окиснення й перетворюються на катіони:

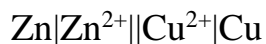


Цинковий електрод в гальванічному елементі виступає як анод, він має негативний заряд.

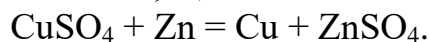
Сумарне рівняння (окисно-відновного перетворення в гальванічному елементі):



Гальванічний елемент можна зобразити схематично:



Суть перетворення така сама, що й звичайної хімічної реакції:



Принцип дії гальванічного елемента використовується в електрохімічних батареях і акумуляторах.

Основний вплив гальванічне виробництво чинить на водні об'єкти. Так як майже всі підприємства в Україні є вітчизняного походження, зрозуміло, що більшість обладнання вже вийшло з ладу, крім того методи очистки також не «справляються» з такою кількістю відходів. З відходами втрачається 50-70% кольорових металів і 80- 95% кислот і лугів, які спокійно потрапляють в повітря, воду, ґрунт та організм людини.

Обчислення за хімічними рівняннями відносного виходу продукту реакції

Вихід продукту є важливим показником ефективності виробничого процесу. Зокрема, на його основі роблять висновок про повноту використання сировини. Річ у тому, що в реальних умовах через оборотність багатьох реакцій і виробничі втрати вихід продукту завжди менший від того, який мав би утворитися згідно з рівнянням реакції (за законом збереження маси речовин). Отже, **вихід продукту** – це відношення реальної маси (об'єму чи кількості речовини) продукту (практичний вихід) до теоретично можливої, обчисленої за рівнянням реакції (теоретичний вихід); виражається у відсотках (%) або частках одиниці.

Позначимо вихід продукту грецькою літерою η (вимовляється «ета»), $m_1(\text{практ.})$ – фактично добута маса продукту, $m_2(\text{теор.})$ — розрахована теоретично можлива маса того самого продукту.

$$\eta = \frac{m_1(\text{практ.})}{m_2(\text{теор.})}, \text{ або } \eta = \frac{m_1(\text{практ.})}{m_2(\text{теор.})} \cdot 100 \%$$

Оскільки маса речовини пропорційна кількості речовини (n), то:

$$\eta = \frac{n_1(\text{практ.})}{n_2(\text{теор.})}, \text{ а для газів } \eta = \frac{V_1(\text{практ.})}{V_2(\text{теор.})}$$

ЗАДАЧА 1. Яку масу чистого заліза можна добути з 250 т руди з масовою часткою піриту FeS_2 0,7, якщо вихід складає 82 %?

ДАНО: $m=250$ т

$W(\text{FeS}_2)=0,7$

$\eta=82 \%$

$m(\text{Fe})=?$

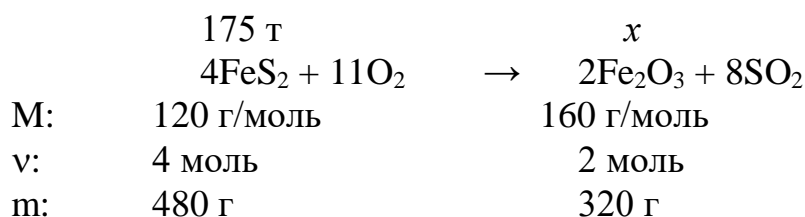
РОЗВ'ЯЗОК:

1. Знайдемо масу піриту у руді:

$$m_{\text{речовини}} = W * m_{\text{суміші}}$$

$$m(\text{FeS}_2) = 0,7 * 250 \text{ т} = 175 \text{ т}$$

2. З піриту добуваємо оксид феруму (III):



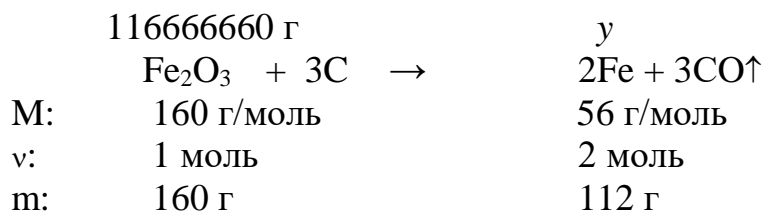
Знайдемо масу оксиду феруму (III). Складаємо пропорцію:

$$\frac{175 \times 10^6 \text{ г}}{480 \text{ г}} = \frac{x}{320 \text{ г}}$$

Звідки

$$x = \frac{175 \times 10^6 \text{ г} \times 320 \text{ г}}{480 \text{ г}} = 116\,666\,660 \text{ г}$$

3. З оксиду феруму (III) добуваємо чисте залізо Fe:



Знайдемо масу заліза (теоретичну). Складаємо пропорцію:

$$\frac{116\,666\,660 \text{ г}}{160 \text{ г}} = \frac{y}{112 \text{ г}}$$

Звідки у дорівнює:

$$\frac{116\,666\,660 \text{ г} \times 112 \text{ г}}{160 \text{ г}} = 81,2 \times 10^6 \text{ г}$$

4. Знайдемо практичну масу заліза:

$$m_{\text{практична}} = m_{\text{теоретична}} * \eta$$

$$m_{\text{практична}} = 81,2 \text{ т} * 0,82 = 66,97 \text{ т}$$

ВІДПОВІДЬ: з руди можна добути 66,97 т чистого заліза.

ЗАДАЧА 2. Із 20 т вапняку, що містить 0,04 масової частки, або 4 %, домішок, добули 12 т гідроксиду кальцію. Скільки масових часток, або відсотків, це складає у порівнянні із теоретичним виходом?

ЛЕКЦІЯ № 5

Неметали. Алотропні модифікації речовин неметалічних елементів. Явище адсорбції

Хімічні елементи можна умовно поділити на дві групи: металічні та неметалічні елементи. Така класифікація ґрунтується на найтиповіших фізичних і хімічних ознаках простих речовин утворених цими елементами. У періодичній системі хімічних елементів неметалічні елементи розміщені в кінці періодів. До них належать: Гідроген, Гелій, Бор, Карбон, Нітроген, Оксиген, Флуор, Неон, Силіцій, Фосфор, Сульфур, Хлор, Аргон, Арсен, Селен, Бром, Телур, Йод, Астат, та інші інертні елементи. Це *p*-елементи, за винятком Н і Не, які належать до *s*-елементів. Які ж ознаки за своєю сукупністю дають можливість найкраще пізнати хімічний елемент з неметалічним характером? Типовою для них є здатність бути в реакціях окиснювачами. На зовнішньому енергетичному рівні атоми неметалічних елементів мають, як правило, понад 4 електрони. Майже всі вони можуть приєднувати певну кількість електронів і перетворюватися на негативно заряджені йони – аніони. Здатність атомів неметалічних елементів приєднувати електрони або зміщувати їх у свій бік зростає у групі знизу догори, а в періоді – зліва направо. Тому найтиповіший неметалічний елемент перебуває у правому верхньому куті періодичної системи. Це – Флуор. Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи. Неметалічні елементи одної групи головної підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня. Вищі оксиди неметалічних елементів є кислотними оксидами. Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном при звичайних умовах – газоподібні речовини.

Прості речовини утворені атомами неметалічних елементів, мають загальну назву **неметали**. До неметалів належать фосфор, сірка, графіт, бром, йод, кисень, водень, кремній тощо. Неметалів значно менше, ніж металів. Назви простих речовин часто збігаються з назвами тих елементів, якими вони утворені. Слід пам'ятати, що назва елемента пишеться з великої літери, а назва простої речовини – з малої.

Частина неметалів має атомну будову: інертні газы, графіт, алмаз, силіцій, бор, червоний фосфор. Решта неметалів молекулярної будови. Молекули деяких неметалів складаються із двох атомів, молекула озону трьохатомна, білого фосфору P_4 – чотирьохатомна, молекула сірки складається із восьми атомів S_8 , молекула фулерену складається із 60 атомів.

Назви найпоширеніших простих речовин та відповідних хімічних елементів, що їх утворюють наведені в таблиці 4.

Таблиця 4

Назва простої речовини	Формула простої речовини	Назва відповідного хімічного елемента
Водень	H ₂	Гідроген
Кисень, Озон	O ₂ , O ₃	Оксиген
Сажа, графіт, алмаз, вугілля	C	Карбон
Сірка	S	Сульфур
Азот	N ₂	Нітроген
Фтор	F ₂	Флуор
Фосфор (білий, червоний)	P	Фосфор
Йод	I ₂	Йод
Бром	Br ₂	Бром
Кремній	Si	Силіцій
Хлор	Cl ₂	Хлор

Фізичні властивості неметалів

За нормальних умов неметали Водень H₂, Кисень O₂, озон O₃, азот N₂, хлор Cl₂, фтор F₂, інертні гази перебувають у газоподібному агрегатному стані, бром Br₂ – рідина, решта неметалів – сірка S, вуглець C, фосфор P, кремній Si, йод I₂ – тверді речовини. Неметали відрізняються за кольором. Так, водень, кисень, азот – безбарвні гази; фтор – блідо-жовтий, хлор – жовто-зелений отруйний газ з різким специфічним запахом; бром – темно-червона рідина, жовто-бурі пари якої мають різкий неприємний запах, а при потраплянні на шкіру викликають опіки. Фосфор червоний – червоного кольору, фосфор білий – білого кольору. Сірка – жовтого кольору, йод – чорно-фіолетовий з металічним блиском.

Оскільки неметали мають різні агрегатні стани, то й температури їх плавлення та кипіння перебувають у широких межах. Газоподібні неметали за нормальних умов киплять при низьких температурах (майже -200 °C). Йод при нагріванні сублимується – відразу переходить із твердого стану в газоподібний. Сірка кипить у полум'ї спиртівки. Якщо шматок сірки потерти об суху долоню або шерсть, сірка електризується і починає притягувати до себе клаптики паперу. Сірка не розчиняється у воді і не змочується нею. Якщо кинути на поверхню води щіпку сірчаного цвіту (крихкий порошок), частинки сірки не потонуть у воді, а плаватимуть на поверхні, утворюючи на ній золотисто-жовту плівку. Таке спливання дрібних часточок речовини, яка не змочується водою, називається *флотацією*. Температура кипіння алмазу +3000 °C.

Більшість неметалів не проводять електричний струм, тобто є діелектриками. Кремній – напівпровідник, а графіт – провідник електричного

струму. Неметали погано проводять тепло, крихкі, деякі розчинні у воді, багато з них добре розчинні в органічних розчинниках.

Алотропні модифікації речовин неметалічних елементів.

Хімічні елементи Оксиген, Сульфур, Карбон і Фосфор у вільному стані існують у формі кількох простих речовин (табл. 5).

Явище існування хімічного елемента у вигляді двох або кількох простих речовин, різних за властивостями і будовою називають *алотропією*, а самі прості речовини – алотропними модифікаціями. Алотропія залежить від різного числа атомів у молекулі простої речовини (наприклад O_2 , O_3) та різної структури кристалів (наприклад S, P). Хімічний елемент Оксиген утворює дві прості речовини – кисень і озон, які є алотропними модифікаціями. Вони утворені одним і тим самим хімічним елементом, але відрізняються за складом молекул, фізичними і хімічними властивостями.

Таблиця 5

Алотропні модифікації Оксигену		
	$\text{Кисень } O_2 \xrightleftharpoons{2000^\circ\text{C (н. у.)}} \text{Озон } O_3$	
У природі	У повітрі – 21% (за об'ємом), розчинений у воді.	Верхній шар атмосфери – постійно. На висоті 15-30 км шар товщиною 2-4,5 мм. У нижніх шарах атмосфери під час грози, в хвойних лісах при окисненні смолянистих речовин.
Фізичні властивості	Газ безбарвний, без смаку і запаху $t_k - 193^\circ\text{C}$, $t_{пл} - 219^\circ\text{C}$. Погано розчинний у воді (1:3). При -183°C перетворюється в тверду речовину.	Газ блакитний, запах свіжості при невеликій концентрації і різкий в концентрованому стані, у зрідженому стані – темно-синій, у твердому стані – колір до чорного. Добре розчинний у воді (1:49). $t_k - 112^\circ\text{C}$, $t_{пл} - 251,4^\circ\text{C}$ Добувають у лабораторії за допомогою озонатора.
Фізіологічна дія	Не отруйний. У малій кількості забезпечує життєві процеси.	У малій кількості вбиває хворобливі мікроорганізми, у великій – дуже отруйний.
Хімічна активність	Активний окисник.	Реакційна здатність висока. Дуже сильний окисник внаслідок виділення атомарного Оксигену, не стійкий, вибухає при ударі, знебарвлює барвники, викликає самозагоряння деяких речовин. Хімічна активність дуже висока.
Застосування	Дихання, горіння, окиснення, заправлення ракет (рідина), зварювання і різання металів, окисник в металургії, добування вибухових речовин, HNO_3 , H_2SO_4 , в медицині.	Дезінфекція води, повітря, усунення неприємного запаху, вибілювання тканин, окисник ракетного палива, захист планети від сонячної радіації.

Алотропні модифікації Карбону		
	$\text{Алмаз} \xrightleftharpoons[1800\text{ }^\circ\text{C, без повітря}]{\text{Графіт}}$	
Фізичні властивості	<p>Найтвердіший, прозорий, блискучий, сильно заломлює світло, добре проводить тепло, не проводить електричного струму, тугоплавкий. Колір жовтий, безбарвний, коричневий, зелений, синій блакитний.</p>	<p>Кристалічний, м'який, чорний, жирний на дотик, має металічний блиск, добре проводить тепло і електричний струм. Відбиває світло, тугоплавкий, хімічно стійкий.</p>
Будова	<p>Тетраedr. Кожен атом С сполучений із чотирма іншими атомами.</p> 	<p>Шарувата, гексагональна.</p> 
Застосування	<p>Для свердління твердих порід, виготовлення шліфувальних дисків, різців, свердел, різання скла. У приладобудуванні, радіотехніці, виготовленні ювелірних виробів (діаманти).</p>	<p>Для виготовлення вогнетривких тиглів, синтетичних алмазів, мастил, електродів, труб, теплообмінників, грифелів для олівців. В ядерних реакторах як уповільнювач нейтронів.</p>
	<p>Карбін -C≡C-C≡C- Синтезований у 60-х рр. Є у природі в метеоритах (Уренгой, Баварія, Кратер Рис). Дрібнокристалічний порошок, чорний, напівпровідник, сама термостійка форма Карбону. Фулерен.</p>  <p>Молекулярна формула C₆₀. Атоми Карбону з'єднані в кільце із 20 шестикутників і 12 п'ятикутників. Добутий у США в 1985 р. у формі футбольного м'яча. Кристалічна, чорна речовина стійка на повітрі tпл – 360⁰С, ρ – 1,65 г/см³. розчинна в органічних речовинах. Перспектива – виробництво напівпровідникових плівок. Об'єднання 60-70 атомів називають наноструктурами і широко застосовують у нанотехнологіях.</p>	
Алотропні модифікації фосфору		
	$\text{Білий} \xrightleftharpoons[400\text{ }^\circ\text{C, без повітря}]{\text{Червоний}} \xrightarrow{2000\text{ }^\circ\text{C}} \text{Чорний}$ <p style="text-align: center;">охолодження</p>	
Будова, фізичні властивості	 <p>P₄, Тетраedr, кристалічна ґратка – молекулярна, м'який, ріжеться ножом, легко плавиться, зберігають під водою, t_n – 44,1⁰С, t_k – 275⁰С.</p>	 <p>Полімер, кристалічна ґратка атомна, порошкоподібний.</p>
	<p>Подібний до графіту, жирний на дотик, добре проводить електричний струм. Добутий у 1934 році американським фізиком Бріджменом.</p>	

Колір	Безбарвний з жовтуватим відтінком.	Темно-коричневий.	Фіолетовий
Запах	Часниковий.	Немає.	
Густина	1,8	2,3	
Розчинність	У воді нерозчинний, розчинний у NH ₃ , CS ₂ , у бензині, легко випаровується	Нерозчинний у воді і органічних розчинниках	Коричневий добутий у лабораторії.
Світіння	Світиться у темряві.	Не світиться.	
Дія на організм	Дуже отруйний, доза 50 мг смертельна.	Не отруйний.	
Хімічні властивості	Легко окиснюється на повітрі, самозагорається, опіки на тілі погано заживають.	При нагріванні без доступу повітря звірюється, суміш з бертолевою сіллю займається при найменшому терті, не окиснюється на повітрі, горить.	
Застосування	Виробництво авіабомб, снарядів, раніше виготовляли статуетки, в годинниках, добування H ₃ PO ₄ , добування твердого сплаву фосфористої бронзи.	Для виготовлення сірників, димових завіс, фосфорорганічних сполук, полімерів, проти корозії, напівпровідників, для знищення комах.	

Кристалічна решітка сірки молекулярна і складається з восьмиланкових кільцеподібних молекул S₈. Як і всі речовини з молекулярною решіткою, сірка легкоплавка: вона плавиться при температурі, яка тільки трохи більша за температуру кипіння води, перетворюючись у прозору жовту, дуже рухливу рідину. Коли розплавлену сірку нагрівати далі, вона буріє і втрачає рухливість: якщо перекинути посудину, сірка вже не випливає з неї, а повільно стікає з її стінок як смола. Від швидкого охолодження перегрітої сірки утворюється коричнева, що просвічується маса, фізичними властивостями подібна до гуми. Ця алотропна модифікація називається *пластичною сіркою*. Отже, якщо молекули розташовані щільно, утворюється алотропна модифікація *ромбічна сірка*. Менш щільне упакування молекул спричиняє утворення *моноклінної сірки*. Молекула пластичної сірки – це довгі ланцюжки з атомів Сульфуру. Дуже нагріта сірка закипає і переходить у пару бурого кольору.

Явище адсорбції

Адсорбція – це поглинання речовини з газоподібного середовища або розчину поверхневим шаром рідини чи твердої речовини.

Застосування адсорбції:

- очищення повітря, води;
- очищення цукрових сиропів при цукроварінні;
- очищення фруктових соків та інших рідин у харчовій промисловості;
- очищення відпрацьованих мастил;
- виділення зі складних сумішей окремих компонентів;
- у медицині для виділення шкідливих речовин із крові (метод гемосорбції) та інших фізіологічних рідин.

ЛЕКЦІЯ № 6

Окисні та відновні властивості неметалів. Застосування неметалів. Обчислення кількості речовини, маси або об'єму продукту за рівнянням хімічної реакції, якщо один із реагентів взято в надлишку

Окисні та відновні властивості неметалів.

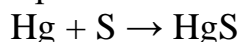
Неметали можуть проявляти як окисні, так і відновні властивості.

I. Окисні властивості неметали проявляють у взаємодії з металами

1) Сірка з металами утворює солі – сульфіди.

Як і кисень, реагує з усіма металами, крім Au, Pt, Ir. Ці реакції протікають за умови нагрівання, але в деяких випадках і за звичайної температури.

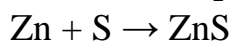
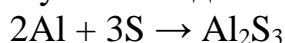
З кобальтом і ртуттю сірка вступає в реакцію вже за звичайних умов (наприклад, достатньо подрібнити реагенти в ступці):



Із залізом сірка взаємодіє в процесі нагрівання:



З алюмінієм та цинком – у результаті підпалювання (окисний спалах):

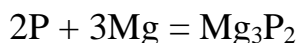


З міддю – у парах сірки:



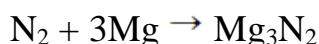
2) У результаті взаємодії азоту й фосфору з металами утворюються нітриди й фосфіди.

З магнієм реакція протікає легко:

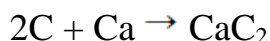


Аналогічно протікає реакція з кальцієм з утворенням кальцій фосфіду Ca_3P_2 (напишіть рівняння цієї реакції).

З магнієм – під час нагрівання:



3) Вуглець у результаті взаємодії з металами утворює карбіди:



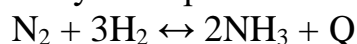
Силіцій – силіциди:



II. Окисні властивості неметалів під час взаємодії з воднем. За звичайних умов сірка з воднем не реагує. У разі нагрівання (пропускання водню над киплячою сіркою) протікає реакція:



Взаємодія азоту з воднем описується рівнянням:

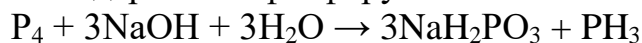


NH_3 – амоніак – безбарвний газ із різким запахом, розчинний у воді.
 $T_{пл} = -77,7 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_{кип} = -33,4 \text{ }^\circ\text{C}$.

Фосфор з воднем практично не взаємодіє. Однак, у процесі розкладання деяких солей можна одержати фосфін:

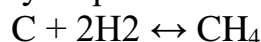


Також фосфін можна одержати з фосфору:

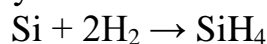


PH_3 – безбарвний газ із запахом «гнилої риби», отруйний, з водою не взаємодіє, $T_{пл} = -133 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_{кип} = -87,4 \text{ }^\circ\text{C}$.

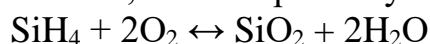
Вуглець із воднем взаємодіє з утворенням метану:



Силіцій – з утворенням силану:

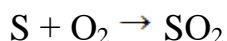


Силан менш стійкий, ніж метан, на повітрі поступово окислюється:



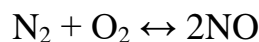
III. Відновні властивості проявляються у взаємодії з киснем і галогенами.

За нормальних умов сірка з киснем не взаємодіє. У разі нагрівання на повітрі згоряє блакитним, а в чистому кисні – синім полум'ям:



(утворюється сульфур (IV) оксид, безбарвний газ із різким запахом).

Взаємодія азоту з киснем відбувається за високої температури в присутності каталізатора за схемою:



Така реакція в природі відбувається під час грозових розрядів.

У результаті взаємодії фосфору з O_2 утворюються різні продукти. У надлишку O_2 (повітря) утворюється P_2O_5 – фосфорний ангідрид, у разі нестачі O_2 – P_2O_3 (фосфористий).

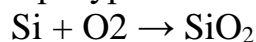
Вуглець на повітрі згоряє:



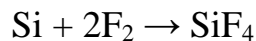
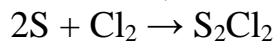
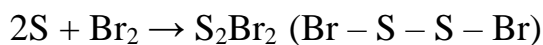
Деревне вугілля горить без полум'я й диму, тому що не містить горючих летких речовин. Найбільш реакційноздатними є сажа й вугілля, найменш – алмаз.

Алмаз і графіт згоряють у чистому кисні за температури 700-800 °С.

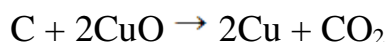
Силіцій горить у кисні за температури 500 °С:



Сірка, вуглець, силіцій взаємодіють з галогенами (не реагують з I₂), наприклад:



IV. Вуглець і силіцій проявляють відновні властивості під час взаємодії з оксидами металів



Застосування неметалів

Застосування кисню: для прискорення хімічних реакцій, у тому числі в металургії (виплавка чавуну й сталі). Для різання і зварювання металів. При спалюванні палива. У рідкому стані в ракетних двигунах. В авіації й підводних човнах для дихання. У медицині.

Застосування водню: у хімічній промисловості для синтезу NH₃, HCl, CH₃OH, для гідрогенізації жирів. При виробництві металів (Mo, W) і їхніх сполук, як відновник.

Застосування алотропних модифікацій Карбону: Алмаз: для буріння гірських порід; при обробці твердих виробів; у ювелірній справі. Графіт: для виготовлення електродів, сповільнювачів нейтронів в атомних реакторах, як мастильний матеріал у техніці; виготовлення тигелів для виплавки металів; для виробництва олівців.

Застосування сірки: для виробництва сульфатної кислоти; при вулканізації каучуків; у сільському господарстві для боротьби зі шкідниками і хворобами рослин; у виробництві сірковуглецю; у медицині; у виробництві сірників, пороху.

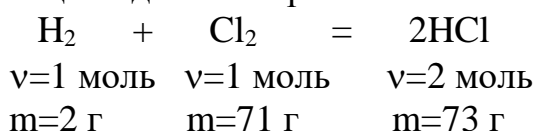
Обчислення кількості речовини, маси або об'єму продукту за рівнянням хімічної реакції, якщо один із реагентів взято в надлишку

Для того, щоб розв'язати задачу за рівнянням реакції, і в умові дано значення маси, об'єму або кількості речовини обох реагентів, потрібно врахувати, що один з реагентів взято у надлишку. Обчислення здійснюють за тією речовиною, яка прореагувала повністю. Тому розв'язування задачі цього типу полягає у визначенні на основі розрахунків такої речовини.

Алгоритм розв'язування задачі «на надлишок»

1. Визначити тип задачі.
2. Записати рівняння реакції, підписати під хімічними формулами відповідну кількість речовини.
3. Обчислити кількість речовини реагентів за умовою задачі.
4. Порівняти кількість речовини реагентів, що відповідають рівнянню реакції та умові задачі, і визначити вихідну речовину, яка повністю прореагувала.
5. Обчислити кількість продукту реакції за рівнянням реакції.

Розглянемо рівняння реакції водню з хлором:



за яким водень масою 2 г реагує з хлором масою 71 г з утворенням хлороводню масою 73 г.

А скільки утвориться хлороводню з суміші 2 г водню й 75 г хлору? Так само – 73 г хлороводню, оскільки за рівнянням реакції водень масою 2 г повністю прореагує із хлором масою 71 г з утворенням 73 г хлороводню. Хлор масою 4 г ($75 \text{ г} - 71 \text{ г} = 4 \text{ г}$) є надлишком і залишиться в суміші з основним продуктом – хлороводнем.

Отже, якщо в умові задачі дано кількості двох реагентів, то розрахунки за рівнянням реакції здійснюються за тією речовиною, що прореагує повністю, а не тією, яка є в надлишку.

Нехай змішали 10 г водню й 284 г хлору. Як визначити, яка речовина з двох прореагує повністю, а яка – в надлишку? Пропонуємо два способи: першим доцільно користуватися, якщо коефіцієнти в рівнянні реакції прості й невеликі; другим – якщо співвідношення кількості моль реагуючих речовин за рівнянням реакції складне.

І спосіб

1) Записуємо співвідношення кількостей речовини реагентів за рівнянням реакції: $v(\text{H}_2) : v(\text{Cl}_2) = 1 : 1$ (1)

2) Обчислюємо $v(\text{H}_2)$ і $v(\text{Cl}_2)$ за умовою задачі:

$$v(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) : M(\text{H}_2) = 10 \text{ г} : 2 \text{ г/моль} = 5 \text{ моль};$$

$$v(\text{Cl}_2) = m(\text{Cl}_2) : M(\text{Cl}_2) = 284 \text{ г} : 71 \text{ г/моль} = 4 \text{ моль}.$$

3) Записуємо їх співвідношення: $v(\text{H}_2) : v(\text{Cl}_2) = 5 : 4 = 1,25 : 1$ (2)

4) Порівнюємо співвідношення (1) і (2) та визначимо речовину, яка в надлишку, а яка – прореагує повністю:

$$v(\text{H}_2) : v(\text{Cl}_2) = 1 : 1 \text{ (за рівнянням реакції);}$$

$$v(\text{H}_2) : v(\text{Cl}_2) = 1,25 : 1 \text{ (за умовою задачі).}$$

У надлишку H_2 , повністю прореагує Cl_2 .

Отже, обчислення робимо за хлором.

II спосіб

1) Обчислимо $\nu(\text{H}_2)$ і $\nu(\text{Cl}_2)$ за умовою задачі:

$$\nu(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) : M(\text{H}_2) = 10 \text{ г} : 2 \text{ г/моль} = 5 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{Cl}_2) = m(\text{Cl}_2) : M(\text{Cl}_2) = 284 : 71 \text{ г/моль} = 4 \text{ моль}.$$

2) Позначимо ν моль однієї з вихідних речовин за невідому x :

$$\text{нехай } \nu(\text{Cl}_2) = x.$$

3) Обчислимо x , склавши пропорцію:

$$5 : x = 1 : 1, x = 5 \text{ моль, тобто для реакції з 5 моль } \text{H}_2 \text{ потрібно 5 моль}$$

Cl_2 .

4) Порівняти $\nu(\text{Cl}_2)$, обчислену в п. 3, із $\nu(\text{Cl}_2)$, обчисленою в п.1: H_2 – у надлишку, Cl_2 прореагує повністю.

Висновок: обчислення робимо за хлором.

Задачі, умова яких містить відомості про кількість речовини, масу, об'єм обох реагентів, належать до типу «Задачі на обчислення за рівнянням реакції, якщо один з реагентів узято в надлишку», або скорочено «Задачі на надлишок».

Розглянемо приклади таких задач.

Задача 1. Обчисліть масу кальцій хлориду, що можна добути реакцією кальцію масою 40 г із хлором масою 142 г.

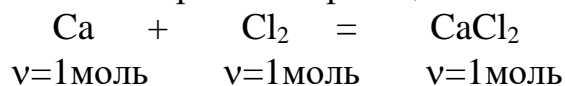
Д а н о:
$m(\text{Ca}) = 40 \text{ г}$
$m(\text{Cl}_2) = 142 \text{ г}$
$m(\text{CaCl}_2) = ?$

При розв'язуванні цієї задачі речовину, яка повністю прореагує, визначаємо за способом 1.

Розв'язання

1. Визначимо тип задачі: задача «на надлишок», тому що дано маси двох реагентів.

2. Напишемо рівняння реакції:



3. Запишемо відношення кількостей речовини реагентів за рівнянням реакції: $\nu(\text{Ca}) : \nu(\text{Cl}_2) = 1 : 1$ (1)

4. Обчислимо $\nu(\text{Ca})$ і $\nu(\text{Cl}_2)$ за умовою задачі:

$$\nu(\text{Ca}) = m(\text{Ca}) : M(\text{Ca}) = 40 \text{ г} : 40 \text{ г/моль} = 1 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{Cl}_2) = m(\text{Cl}_2) : M(\text{Cl}_2) = 142 \text{ г} : 71 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль}.$$

5. Знайдемо їх співвідношення:

$$\nu(\text{Ca}) : \nu(\text{Cl}_2) = 1 : 2 \quad (2)$$

6. Порівняємо співвідношення (1) і (2) й визначимо речовину, яка в надлишку і за якою будемо здійснювати розрахунки:

$$\nu(\text{Ca}) : \nu(\text{Cl}_2) = 1 : 1 \text{ (за рівнянням реакції);}$$

$v(\text{Ca}) : v(\text{Cl}_2) = 1 : 2$ (за умовою задачі).

У надлишку – Cl_2 , повністю прореагує Ca, тому розрахунки маси CaCl_2 робитимемо за Ca.

7. Обчислимо масу кальцій хлориду за рівнянням реакції:

$$m(\text{CaCl}_2) = M(\text{CaCl}_2) \cdot v(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 111 \text{ г}$$

В і д п о в і д ь. Добуто 111 г CaCl_2 .

Задача 2. Обчисліть об'єм хлору (н.у.), який можна добути реакцією калій перманганату масою 6,32 г із хлоридною кислотою масою 2,19 г. При розв'язуванні цієї задачі речовину, яка повністю прореагує, визначаємо за способом 2.

Д а н о:
$m(\text{KMnO}_4) = 6,32 \text{ г}$
$m(\text{HCl}) = 2,19 \text{ г}$
$V(\text{Cl}_2) — ?$ (н.у.)

Р о з в ' я з а н н я



$$2. v(\text{KMnO}_4) = m(\text{KMnO}_4) : M(\text{KMnO}_4) = 6,32 \text{ г} : 158 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ моль};$$
$$v(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) : M(\text{HCl}) = 2,19 \text{ г} : 36,5 \text{ г/моль} = 0,06 \text{ моль}.$$

3. Обчислимо $v(\text{HCl})$, що потрібне для реакції з 0,04 моль KMnO_4 : нехай $v(\text{HCl}) = x$, тоді $2 : 16 = 0,04 : x$; $x = 16 \cdot 0,04 : 2 = 0,32$ (моль).

Отже, для реакції з 0,04 моль KMnO_4 потрібно 0,32 моль HCl ; за умовою задачі $v(\text{HCl}) = 0,06$ моль: KMnO_4 – у надлишку, HCl прореагує повністю. Розрахунки робимо за HCl .

$$4. v(\text{HCl}) = \frac{5}{16} v(\text{HCl}) = \frac{5}{16} \cdot 0,06 \text{ моль} = 0,0188 \text{ моль}$$

$$5. V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,0188 \text{ моль} = 0,42 \text{ л}.$$

В і д п о в і д ь. Добуто 0,42 л Cl_2 .

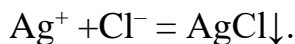
ЛЕКЦІЯ № 7

Сполуки неметалічних елементів з Гідроеном. Особливості водних розчинів цих сполук, їх застосування

Більшість неметалічних елементів утворюють сполуки з Гідроеном; їх не утворюють лише інертні елементи. Бінарні сполуки Гідрогену з неметалами назвали леткими тому, що за звичайних умов вони газоподібні (HCl , NH_3 , H_2S), або рідини, що легко переходять у газоподібний стан (HF за температури $19,5^\circ\text{C}$ і H_2O). Ці сполуки складаються із молекул. Атоми в них сполучені між собою ковалентними полярними зв'язками. Для сполук неметалічних елементів з Гідроеном найчастіше використовують тривіальні назви, рідше – хімічні.

Гідроген хлорид (хлороводень) – безбарвний газ з різким характерним задушливим запахом. Він у 1,26 разів важчий за повітря. При атмосферному тиску і температурі -84°C гідроген хлорид переходить у рідкий стан, а при температурі -112°C – твердне. Сухий гідроген хлорид не вступає у взаємодію з металами, а при наявності слідів вологи реакція з активними металами відбувається енергійно. В 1 л води розчиняється до 500 л гідроген хлориду утворюючи хлоридну кислоту. «Туман», що з'являється при попаданні гідроген хлориду у вологе повітря – це дрібненькі краплинки хлоридної кислоти. Хлороводень сильно подразнює дихальні шляхи, тому досліди з ним слід проводити у витяжній шафі. Хлоридна кислота належить до сильних кислот і виявляє всі властивості кислот.

Якісна реакція на хлорид-йон. При взаємодії хлоридної кислоти і хлоридів із розчином аргентум нітрату випадає сирнисто-білий осад AgCl нерозчинний у воді та нітратній кислоті. Скорочене йонне рівняння якісної реакції:

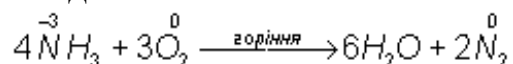


Амоніак NH_3 (аміак, гідроген нітрид) – безбарвний газ із характерним різким запахом, майже в два рази легший за повітря, дуже добре розчиняється у воді. За звичайних умов в одному об'ємі води розчиняється близько 700 об'ємів амоніаку. При підвищеному тиску або охолодженні до $-33,6^{\circ}\text{C}$ амоніак зріджується, а при $-77,8^{\circ}\text{C}$ твердне. Рідкий амоніак має велику теплоту випаровування, тому його використовують у холодильних установках. Розчин амоніаку у воді називають аміачною водою або нашатирним спиртом.

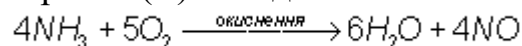
Фізіологічна дія. Вдихання малих кількостей амоніаку стимулює роботу серця і нервової системи, тому нашатирний спирт дають нюхати при втраті свідомості та отруєнні чадним газом. Вдихання великих кількостей подразнює слизову оболонку очей і дихальних шляхів. При попаданні в організм викликає нудоту, пронос, смерть від набряку гортані. При потрап'янні в очі викликає сліпоту. Перша допомога при отруєнні амоніаком: свіже повітря, промити шлунок водою підкисленою оцтом або лимонним соком, випити склянку молока. Очі промивають великою кількістю води.

Хімічні властивості амоніаку. Амоніак – активна речовина.

1. Взаємодія амоніаку з киснем. Амоніак добре горить у кисні, гірше на повітрі. Він горить блідим, зеленуватим полум'ям. При горінні утворюється вільний азот і вода.



У цій реакції амоніак проявляє відновні властивості. При участі каталізатора утворений азот також сполучається з киснем, тому продуктами реакції буде нітроген (II) оксид:



2. Взаємодія амоніаку з водою. Амоніак добре розчиняється у воді. Якщо в суху колбу заповнену амоніаком і закриту пробкою із вставленою трубкою з витягнутим кінцем, занурити у воду, до якої було додано кілька крапель фенолфталеїну, то з безбарвної рідини починає бити малиновий фонтан. Амоніак вступає в хімічну взаємодію з водою. У результаті реакції утворюється гідроксид амонію, про що свідчить зміна кольору індикатора. В цій реакції до молекули амоніаку від молекули води приєднується атом Гідрогену, в результаті чого утворюється одновалентна група атомів NH_4 , яку назвали «амоній». Ця група атомів має позитивний заряд, тому її ще називають йоном амонію NH_4^+ . Йони амонію притягують гідроксиид-йони від молекули води, внаслідок чого утворюється гідроксид амонію: $\text{NH}_3 + \text{H-OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}$.

Реакція взаємодії амоніаку з водою являється оборотною. Молекули гідроксиду амонію розпадаються на амоніак і воду, що легко встановити по запаху. Чим більша температура розчину, тим реакція у зворотному напрямку протікає швидше. При нагріванні розчинність амоніаку різко зменшується, і він звітряється з розчину. Водний розчин амоніаку належить до слабких і нестійких основ.

3. Взаємодія з кислотами. Амоніак легко взаємодіє з кислотами. В цих реакціях до молекули амоніаку приєднується атом Гідрогену кислоти і утворюється йон амонію, який входить до складу солі. Наприклад, при взаємодії амоніаку з хлоридною кислотою утворюється сіль амоній хлорид: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$. Утворення хлориду амонію можна спостерігати на такому досліді: наблизимо одну до одної скляні палички, що змочені, одна – концентрованим розчином нашатирного спирту, друга – концентрованою хлоридною кислотою (рис. 8). між паличками з'являється білий дим. Цей дим складається з найдрібніших кристаликів амоній хлориду.

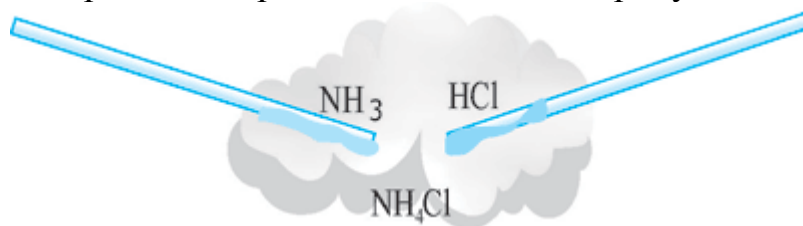
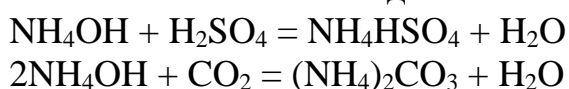


Рис. 8

Гідроксид амонію проявляє основні властивості. Він взаємодіє з кислотами і кислотними оксидами:



Застосування амоніаку. Амоніак – один із важливих продуктів хімічної промисловості. Він є вихідною речовиною для виробництва нітратної кислоти, нітратних добрив, вибухових речовин, барвників, лікарських речовин. Випаровування рідкого амоніаку використовують у холодильних установках для створення штучного холоду. Штучний холод

дає можливість перевозити продукти, що швидко псуються на будь-які віддалі, зберігати їх на складах.

У сільському господарстві водний розчин амоніаку (нашатирний спирт) використовують як рідке азотне добриво. У побуті нашатирний спирт використовують для виведення плям, чищення ювелірних виробів, килимів. Використовують у лабораторній практиці та медицині.

ЛЕКЦІЯ № 8

Оксиди неметалічних елементів, їх вміст в атмосфері

Сульфур утворює два кислотні оксиди: оксид сульфуру (IV) SO_2 і оксид сульфуру (VI) SO_3 .

Оксид сульфуру (IV) SO_2 (діоксид сульфуру, сірчистий газ) – це безбарвний важкий газ (у 2,2 раза важчий за повітря), з різким запахом, що викликає кашель. Негорючий. Дуже легко розчиняється у воді.

Найважливіша галузь застосування SO_2 – це виробництво сульфатної кислоти H_2SO_4 . Його використовують також у виробництві сульфатів і гідросульфатів. Сірчистий газ SO_2 здатний знищувати мікроорганізми та шкідників сільськогосподарських культур, тому його використовують для обкурювання овочесховищ і з метою перевезення ягід і фруктів. Сірчистий газ знебарвлює багато природних фарб, тому з його допомогою вибілюють солому, шовк, вовну та інші матеріали. Застосовують його також для консервування фруктів і ягід та як дезінфікувальний засіб (для знищення плісені у підвалах, льохах, винних бочках, бродильних чанах). Оксид сульфуру (IV) SO_2 токсичний. Невелика концентрація його у повітрі викликає подразнення слизових оболонок дихальних органів і очей. Тривала дія навіть малих концентрацій оксиду сульфуру (IV) призводить до виникнення у людини бронхіту, гастриту та інших хвороб у тому числі, можливо, й раку легенів. Оксид сульфуру (IV) SO_2 вважається найнебезпечнішим для здоров'я людини, оскільки викликає загальне ослаблення організму і у поєднанні з іншими забрудниками спричинює скорочення середньої тривалості життя.

Діоксид сульфуру SO_2 один з основних забрудників повітря, він отрує навколишнє середовище.

Природним джерелом SO_2 є окиснення сірководню H_2S атмосферним киснем й озоном: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_3 = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Основними антропогенними джерелами діоксиду сульфуру SO_2 є спалювання палива, виплавляння металів (димові гази), робота автомобільного транспорту (вихлопні гази).

Оксид сульфуру (VI) SO_3 (триоксид сульфуру) – безбарвна рідина, яка за температури, нижчої від 17°C , кристалізується, перетворюючись на довгі шовковисті кристали. Дуже летка речовина, сильний окисник. Токсичний, уражує слизові оболонки й дихальні шляхи, викликає тяжкі опіки шкіри, енергійно руйнує органічні сполуки. Зберігають його у запаяних скляних

посудинах. Оксид сульфуру (VI) на повітрі димить, бурхливо взаємодіє з водою з виділенням великої кількості теплоти, утворюючи сульфатну кислоту:



Він може навіть вбирати вологу з повітря, утворюючи білий туман, що складається з найдрібніших краплинок сульфатної кислоти.

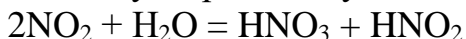
Застосовується оксид сульфуру (VI) SO_3 у виробництві сульфатної кислоти H_2SO_4 . У лабораторній практиці він використовується як водовбирний засіб.

Нітроген з Окисеном утворює п'ять оксидів, в яких він виявляє ступінь окиснення від +1 до +5: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Усі оксиди нітрогену дуже отруйні, за винятком N_2O .

Серед них розглянемо оксид нітрогену (II) NO та оксид нітрогену (IV) NO_2 .

Оксид нітрогену (II) NO – безбарвний газ, без запаху, у воді не розчиняється. Належить до несолетвірних оксидів. На повітрі легко окиснюється, перетворюючись на бурий газ – діоксид нітрогену, або оксид нітрогену (IV) NO_2 : $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$

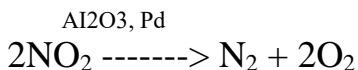
Оксид нітрогену (IV) NO_2 – бурий газ із характерним запахом. Належить до солетвірних (кислотних) оксидів. Добре розчиняється у воді, бо реагує з нею, утворюючи суміш двох кислот – нітратної і нітритної:



За наявності надлишку кисню у воді утворюється тільки нітратна кислота: $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$

Бурий газ NO_2 отруйний, подразнює слизові оболонки очей і дихальних шляхів. Він є шкідливим відходом хімічного виробництва. У вигляді «лисячого хвоста» бурий газ викидається в атмосферу заводами, що виробляють нітратну кислоту, і є шкідливим для всього живого.

Тепер знайдено ряд хімічних способів боротьби з «лисячими хвостами» й захисту навколишнього середовища. Наприклад, оксид нітрогену (IV), що міститься у відхідних газах, розкладається за допомогою каталізатора (паладований оксид алюмінію) на азот і кисень:



Такий спосіб боротьби із забрудненням атмосфери застосовують нині на багатьох сучасних підприємствах.

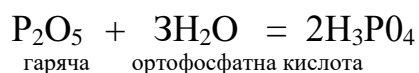
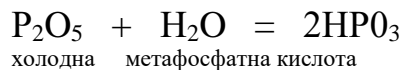
Оксид нітрогену (I) N_2O – безбарвний газ із приємним запахом, належить до несолетвірних оксидів. Під назвою «веселильний газ» N_2O у суміші з киснем використовується в медицині для наркозу. Не отруйний. Оксид нітрогену (III) N_2O_3 – нестійка темно-синя рідина за низьких температур, солетвірний (кислотний) оксид, розчиняючись у воді, утворює нітритну кислоту: $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$

Оксид нітрогену (V) N_2O_5 – білі кристали, також солетвірний (кислотний) оксид, реагує з водою, утворюючи нітратну кислоту:



З оксидів фосфору (P_2O_5 і P_2O_3) найбільше значення має оксид фосфору (V).

Оксид фосфору (V) P_2O_5 – білий дрібнокристалічний порошок, дуже гігроскопічний, тому застосовується для осушування газів. Типовий кислотний оксид. Енергійно реагує з водою, утворюючи різні фосфатні кислоти, залежно від співвідношення і температури води:



Елемент Карбон з елементом киснем утворює два оксиди – CO_2 і CO .

CO_2 – оксид карбону (IV), діоксид карбону, вуглекислий газ;

CO – оксид карбону(II), монооксид карбону, чадний газ.

Для елемента Силіцію характерним є SiO_2 – оксид силіцію (IV), діоксид силіцію, кремнезем.

Оксид карбону(IV), або вуглекислий газ, CO_2 за звичайних умов — безбарвний газ, без запаху, важчий за повітря в 1,5 рази, доволі добре розчиняється у воді, особливо під тиском, легко перетворюється на рідину навіть за кімнатної температури і невеликого тиску (5 МПа). Зріджений CO_2 зберігають у сталевих балонах. Якщо його швидко вилити з балона, вуглекислий газ випаровується, внаслідок чого частина газу перетворюється на снігоподібну масу. Твердий вуглекислий газ називають сухим льодом.

Оксид карбону CO , або чадний газ, – безбарвний, без запаху, погано розчиняється у воді, важко перетворюється на рідину (за нормального тиску і температури $-191,5\text{ }^\circ\text{C}$), трохи легший за повітря. Вуглекислий газ CO_2 у великих кількостях шкідливий для людини і тварин, спричинює запаморочення, може викликати ядуху, тому приміщення, де перебувають люди, треба часто провітрювати.

Чадний газ CO – дуже отруйний. Він утворює стійку сполуку з гемоглобіном крові, внаслідок чого кров втрачає властивість переносити кисень в організмі, і настає кисневе голодування. У людини з'являються сильний головний біль, нудота, вона може знепритомніти та померти, якщо їй вчасно не надати допомогу. Особливо небезпечно заводити автомобіль у гаражі за зачиненими дверима. Це рівнозначно самогубству! Заслінку в печі можна закривати тільки тоді, коли вугілля вже не горить полум'ям, а лише слабо жевріє.

Вуглекислий газ CO_2 застосовують під час виробництва соди, цукру, для газування води, гасіння пожеж (наприклад, содові вогнегасники). Сухий лід використовують для зберігання продуктів, які швидко псуються.

Оксид силіцію(IV) SiO_2 , або діоксид силіцію, – тверда речовина, кристалічна, безбарвна, тугоплавка ($t_{\text{пл.}} 1728\text{ }^\circ\text{C}$), у воді не розчиняється (білий річковий пісок має склад SiO_2) має високу твердість і тугоплавкість.

Діоксид силіцію SiO_2 у вигляді піску широко застосовують у будівництві, для добування скла, кераміки, порцеляни, фаянсу, цегли, цементу, абразивів. У вигляді кварцу SiO_2 використовують у радіотехніці, в акустоелектроніці, в оптичному приладобудуванні. Синтетичний діоксид силіцію SiO_2 («біла сажа») застосовується як наповнювач у виробництві гуми.

ЛЕКЦІЯ № 9

Кислоти. Кислотні дощі. Особливості взаємодії металів з нітратною і концентрованою сульфатною кислотами

Кислота – це електроліт, під час дисоціації якого у водних розчинах утворюються катіони лише одного типу – гідратовані йони гідрогену H^+ . За звичайних умов ця концентрація гідроген-іонів мала, і цими цифрами користуватися незручно, тому вводять поняття водневого показника, або рН. Для визначення рН певного розчину існують індикатори. За індикаторами ми можемо не лише визначати кисле чи лужне середовище, а й визначати його силу. Звичайно, застосовують рН, яка вказує на реакцію водного середовища:

рН 0-2 Сильнокисле

рН 2-4,5 Помірнокисле

рН 4,5-7 Слабкокисле

рН 7-9,5 Слабколужне

рН 9,5-11,5 Помірнолужне

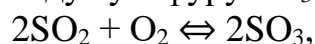
рН 11,5 Сильнолужне

Кислотні дощі – це всі види метеорологічних опадів: дощ, сніг, град, туман, дощ зі снігом, кислотність яких вища від нормальної. Нормальне рН у чистих дощах – 6,6.

Кислотні опади негативно впливають на водні екосистеми, на ріст дерев та сільськогосподарських культур. Випадання опадів з підвищеною кислотністю веде до серйозних змін в ґрунті. По-перше, відбувається вилуджування алюмінію і важких металів і таким чином вони проникають в живі організми та накопичуються там. Відомий негативний вплив кислотних опадів на лісові масиви. Кислотні дощі порушують захисний восковий покрив листя.

Джерелами виникнення кислотних дощів є як природні процеси (вулканічна діяльність, гниття рослинних решток), так і діяльність людини, в першу чергу викиди діоксиду сірки (SO_2) і оксидів азоту (NO , NO_2 , N_2O_3) при спалюванні вихисного і моторного палива.

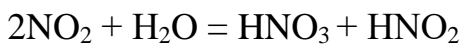
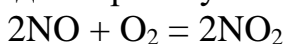
В атмосфері діоксид сульфуру SO_2 під впливом незначних кількостей розпорощених металів та їхніх солей (в основному Fe) окиснюється до триоксиду сульфуру SO_3 :



який взаємодіє з краплинами вологи, утворюючи сторонню для повітря речовину – сульфатну кислоту:



Аналогічним чином роблять свій «внесок» у появу «кислотних дощів» й оксиди нітрогену:



Кислотні дощі випадають тоді, коли викиди газів вступають в атмосферу в реакцію з водою, киснем та іншими хімічними елементами, формуючи різні кислотні сполуки. Викиди електричних станцій розносяться за допомогою вітрів на значні відстані, що часто перевищують сотні кілометрів, вільно потрапляючи навіть на території інших держав.

Після попадання в атмосферу шкідливі викиди можуть повертатися в навколишнє середовище у різних видах. Якщо кислотні сполуки, розчинені в повітрі, потрапляють в райони з атмосферою насиченою вологою, то кислоти можуть випасти на землю у вигляді дощу, снігу, туману, роси. Так як вода, що містить кислоти потрапляє на рослинність і на землю, вона заподіює шкоду великій кількості тварин і рослин. Сила впливу такого дощу залежить від декількох факторів, у першу чергу від виду і концентрації розчинених у воді речовин, а так само від типів риб, дерев та інших живих організмів, пов'язаних з водою.

У районах, де погода суха, кислотні елементи можуть перетворюватися в смог або пилові викиди, а потім випадати на землю у вигляді сухих пилових опадів, потрапляючи (у тому числі) на поля, будівлі, житлові будинки, автомобілі, дерева і т. д. Сухі пилові відкладення, гази і частинки можуть змиватися з поверхонь під час гроз, після чого вони разом з водою стікають на землю, при чому концентрація кислот в таких змивах стає набагато вищою. Майже половина всіх сполук, здатних утворювати кислоти, випадає на землю у вигляді сухих частинок.

Кислотні дощі помітно підвищують кислотність озер, ставків, водосховищ, внаслідок чого там поступово вимирає їх природна флора і фауна. В результаті зміни екосистеми водойм, відбувається їх заболочування, засмічення, підвищена мулистість. Крім того, в результаті таких процесів вода стає непридатною для використання людиною. У ній підвищується вміст солей важких металів і різних токсичних сполук, які в нормальній ситуації поглинаються мікрофлорою водойми.

Кислотні дощі призводять до деградації лісів, вимирання рослин. Особливо страждають хвойні дерева, оскільки повільне оновлення листя не дає їм можливості самостійно усувати наслідки кислотних дощів. Дуже схильні до таких опадів і молоді ліси, якість яких стрімко падає. При постійному впливі води з підвищеною кислотністю, дерева гинуть.

У США і Європі кислотні дощі – одна з поширених причин поганих врожаїв, вимирання сільськогосподарських культур на величезних площах. При цьому причина такого збитку криється як у прямому впливі, який чинять кислотні дощі на рослини, так і в порушеннях мінералізації ґрунту.

Кислотні дощі завдають непоправної шкоди пам'яткам архітектури, будівлям, спорудам. Дія таких опадів викликає прискорену корозію металів, вихід з ладу механізмів.

При поточній кислотності, яку мають кислотні дощі, в деяких випадках вони можуть завдавати прямої шкоди людині і тваринам. Перш за все, люди в зонах підвищеної небезпеки страждають від захворювань верхніх дихальних шляхів. Можливо не далеко той день, коли насиченість шкідливих речовин в атмосфері досягне рівня, при якому у вигляді опадів буде випадати сульфатна і нітратна кислоти досить високої концентрації. У такій ситуації загроза здоров'ю людини виявиться вже значно вищою.

Боротися з самими опадами практично неможливо. Випадаючи на величезних територіях, кислотні дощі завдають значної шкоди, і конструктивного вирішення цієї проблеми немає.

Інша справа, що у випадку з кислотними дощами критично необхідно боротися не з наслідками, а з причинами такого явища. Пошук альтернативних джерел видобутку енергії, екологічно безпечний автотранспорт, нові технології виробництва і технології очищення викидів в атмосферу – неповний список того, чим зобов'язане перейнятися людство, щоб наслідки не набули катастрофічного характеру.

Кислотні дощі за смаком, кольором і запахом абсолютно не відрізняються від звичайного дощу. Кислотні дощі завдають шкоди людині не напряду. Гуляючи під кислотним дощем, або навіть плаваючи в кислуватій воді озера людина ризикує не більше, ніж купаючись у чистій воді. Однак, забруднюючі речовини, що є причиною кислотного дощу, такі як діоксид сірки і оксиди азоту завдають шкоди здоров'ю людини. Ці гази взаємодіють в атмосфері, формуючи мікрочастинки сульфатів і нітратів, які можуть переноситися повітрям на величезні відстані і потрапляти глибоко в легені людини шляхом їх вдихання. Ці частинки здатні проникати і в приміщення.

Особливості взаємодії металів з нітратною і концентрованою сульфатною кислотами

Сульфатна кислота H_2SO_4 (безводна, 100%-ва) – важка безбарвна оліїста рідина. Густина її концентрованого розчину ($W(H_2SO_4) = 98\%$) за звичайних умов $1,84 \text{ г/см}^3$. Вона нелетка, запаху не має. Надзвичайно гігроскопічна. Активно вбирає вологу. Змішується з водою у будь-яких співвідношеннях. Розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти, що може призвести до закипання води і розбризкування кислоти.

Сульфатна кислота – їдка рідина, тому треба остерігатись, щоб вона не потрапила на шкіру й одяг. А якщо це сталося, треба швидко змити її великою кількістю води, після чого нейтралізувати розчином соди і знову змити водою. Пам'ятайте таке правило: не можна воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти! Для розбавлення кислоту треба доливати до води невеликими порціями.

Нітратна кислота являє собою сильну одноосновну кислоту. Її солі – нітрати (наприклад, NaNO_3 – нітрат натрію) також отруйні.

Розбавлені сульфатна та нітратна кислоти виявляють всі хімічні властивості, характерні для кислот: взаємодіють з основними і амфотерними оксидами, основами та солями.

Концентровані проявляють дещо відмінні властивості.

Наприклад, хімічні властивості H_2SO_4 та HNO_3 представлені схемами (рис. 9):

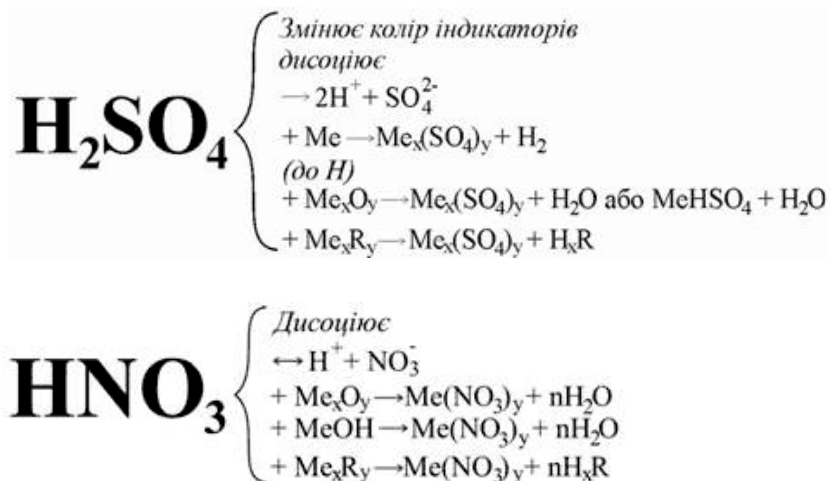
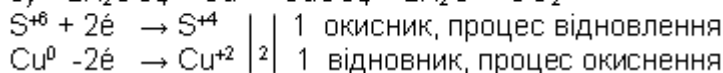
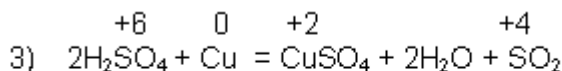
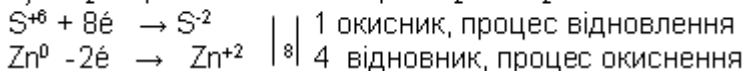
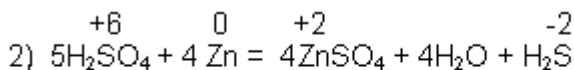
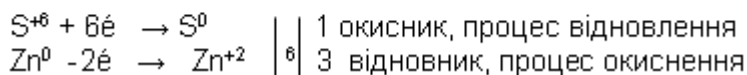
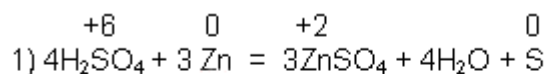


Рис. 9

Концентрована сульфатна кислота за звичайної температури з багатьма металами не реагує. Тому безводну сульфатну кислоту можна зберігати у залізній тарі й перевозити у сталевих цистернах. При нагріванні концентрована H_2SO_4 взаємодіє майже з усіма металами (крім Pt, Au та деяких інших). При цьому вона виступає як окисник, сама відновлюється звичайно до SO_2 . Водень у цьому випадку не виділяється, а утворюється вода.

Наприклад:



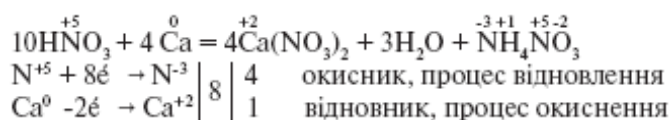
Нітратна кислота сильний окисник, тому її реакції з металами значно відрізняються від реакцій металів з хлоридною та розбавленою сульфатною кислотами: при дії нітратної кислоти на метали водень ніколи не виділяється, він окиснюється з утворенням води. Взаємодія з металами супроводжується відновленням Нітрогену нітратної кислоти до різного ступеня окиснення. Продукти відновлення Нітрогену в нітратній кислоті залежать від активності металу і концентрації кислоти.

Взаємодія нітратної кислоти з металами

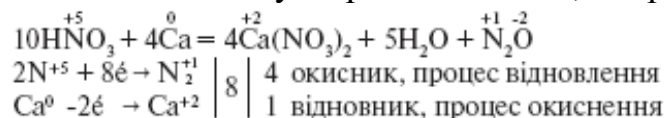
$\text{HNO}_3 + \text{Me} \rightarrow \text{Me}(\text{NO}_3)_n + n\text{H}_2\text{O} + \text{NO}$ (або $\text{NO}_2; \text{N}_2; \text{N}_2\text{O}; \text{NH}_4\text{NO}_3$)	
Розб.	$\text{NH}_3, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{N}_2$ NO
HNO_3	Li K Ca Na Mg Zn Al Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au
Конц.	$\text{N}_2\text{O}, \text{NO}$ пасивуються NO_2

Концентрована нітратна кислота не діє на Al, Cr, Fe, Pt та Au при нормальних умовах. Розведена кислота не взаємодіє з Pt, Au.

Наприклад, внаслідок взаємодії розбавленої нітратної кислоти з лужними та лужноземельними металами може утворюватися NH_4NO_3 або N_2O наприклад:



Внаслідок взаємодії концентрованої нітратної кислоти з лужними та лужноземельними металами може утворюватися N_2O , наприклад:



ЛЕКЦІЯ № 10

Метали. Застосування металів та їхніх сплавів. Властивості Алюмінію та Феруму

Більшість хімічних елементів є металічними. Ці елементи містяться в усіх групах періодичної системи. Перші три групи складаються тільки з металічних елементів, за винятком Гідрогену в першій групі та Бору в третій групі. У IV, V, VI групах металічні елементи в побічних підгрупах і унизу головних підгруп. Якщо в періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва провести умовну діагональ від Берилію до Астату, то в головних підгрупах зліва від діагоналі, у побічних підгрупах та у восьмій групі (виключаючи інертні гази) – металічні елементи. До металічних елементів належать також лантаніди і актиноїди.

На зовнішньому електронному рівні атомів металічних елементів міститься 1-3 електрони, тому вони легко віддають ці електрони, та являються відновниками. Чим менше електронів на зовнішньому рівні, тим відновні властивості виражені сильніше. Радіус атомів металічних елементів

більший за радіус атомів неметалічних елементів. У періодах найбільші радіуси мають атоми лужних металічних елементів.

У межах періоду: а) зліва направо зростає заряд ядра атома і число електронів на зовнішньому електронному рівні, електрони сильніше притягуються ядром, тому відновні властивості спадають; б) зростає валентність за Оксигеном.

У межах груп зверху вниз зростає радіус атома, електрони зовнішнього енергетичного рівня слабкіше притягуються ядром, тому відновні властивості зростають.

Валентність більшості металічних елементів рівна числу електронів на зовнішньому енергетичному рівні – I, II, III. Ступінь окиснення – 0, +1, +2, +3.

Фізичні властивості металів

Металічні елементи утворюють прості речовини **метали**. Усі метали, крім ртуті, за звичайних умов тверді речовини.

Металічний блиск. У компактному стані метали мають характерний металічний блиск, тому що метали відбивають від своєї поверхні світлові промені, а не пропускають їх як скло, і майже не вбирають, тому є непрозорими. Найкраще відбивають світло індій та срібло, тому їх використовують для виготовлення дзеркал. Метали відбивають радіохвилі.

Ковкість і пластичність. Багато металів пластичні і добре куються. Оскільки йони в металічній ґратці один з одним безпосередньо не зв'язані, то окремі їхні шари можуть вільно переміщатися один відносно одного під дією зовнішніх сил. *Пластичність* – це здатність легко змінювати форму під дією зовнішніх сил і зберігати одержану форму після припинення цієї дії. Найбільш пластичним є золото. Пластичність зменшується в ряду: Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Чим більша кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, тим міцніші зв'язки між окремими шарами йонів, тим пластичність буде нижча.

Електрична провідність і теплопровідність. Метали – добрі провідники електрики і теплоти. Це зумовлено наявністю в металічних ґратках вільних електронів, які в електричному полі набувають спрямованого руху. Найбільшу електропровідність має срібло. Електропровідність і теплопровідність металів збільшується від Hg до Ag (Hg, Pb, Fe, Zn, Mg, Al, Au, Cu, Ag). Оскільки срібло дороге, в електротехніці використовують мідь і алюміній. З підвищенням температури посилюється коливання атомів (йонів), що утруднює спрямований рух електронів, що призводить до зменшення електропровідності.

Густина. За густиною метали поділяють на *легкі* (густина яких не перевищує 5000 кг/м^3) – літій, натрій, магній, алюміній, і *важкі* (густина яких понад 5000 кг/м^3) – цинк, залізо, мідь, свинець, ртуть. Найважчий – осмій, найлегший – літій.

Твердість. За твердістю метали поділяють на *тверді* (найтвердіший хром і вольфрам – ріжуть скло), і *м'які* (найм'якішими є натрій, калій, індій, цезій, рубідій). Вони легко ріжуться ножем.

За температурами плавлення розрізняють легкоплавкі ($t_{\text{пл.}}$ до 1000°C) та тугоплавкі ($t_{\text{пл.}}$ понад 1000°C). Найбільш легкоплавкий метал ртуть ($-38,9^{\circ}\text{C}$), цезій ($+29^{\circ}\text{C}$) і галій ($+29,8^{\circ}\text{C}$). Вольфрам – найбільш тугоплавкий метал ($+3410^{\circ}\text{C}$). Він застосовується для виготовлення ниток електроламп.

Колір. Майже всі метали (за винятком золота та міді) мають білий або сірий колір з різними відтінками. У подрібненому (порошкоподібному) стані більшість металів набувають чорного або темно-сірого кольору. Розрізняють *чорні* метали (Fe, Mn, Cr) і *кольорові* (всі інші). Кольорові метали за різними ознаками поділяють на підгрупи: *рідкісні* (літій, рубідій, цезій, берилій, молібден, вольфрам, цирконій, гафній, тантал), *розсіяні* (галій, індій, талій, германій), *радіоактивні* (радій, торій, уран, актиній), *рідкісноземельні* (скандій, ітрій, лантан).

Магнітні властивості – це здатність притягуватися магнітом. Магнітні властивості характерні для заліза, нікелю, кобальту.

Метали в природі

За місцем металу в електрохімічному ряді напруг можна пояснити, чи є метал у природі вільним (у самородному стані), чи у вигляді хімічних сполук. Метали, що стоять в електрохімічному ряду напруг до водню, знаходяться в земній корі практично тільки в хімічних сполуках. Срібло, мідь, олово можуть існувати в природі як у самородному стані, так і у вигляді сполук. У самородному стані перебувають найменш активні метали – золото і платина.

Найпоширенішим металічним елементом у земній корі є Алюміній. Активні металічні елементи зустрічаються переважно у вигляді солей, а менш активні – у вигляді оксидів і сульфідів.

Поширення деяких металів у природі (% за масою) наведено в таблиці 6:

Таблиця 6

Al	Fe	Ca	Ti	Mn	Cr	Zn
8,05	4,65	3,6	0,6	0,1	0,02	0,01

У техніці використовують переважно не чисті метали, а сплави, бо чисті метали здебільшого не мають усіх властивостей, необхідних для практичного застосування. Алюміній – легкий, але неміцний метал, який не має достатньої твердості. Щоб підвищити твердість і міцність алюмінію, добувають його сплав з такими металами, як мідь, магній, марганець. Золото гарне, але дуже пластичне. Вироби з чистого золота легко деформуються, стираються, тому для виготовлення ювелірних виробів застосовують сплав золота з міддю.

Метали в розплавленому стані розчиняються один в одному і при охолодженні утворюється **твердий розчин – або сплав**.

Сплави – це системи із двох або більше металів, а також металів і неметалів.

Основою сплавів служать такі метали як залізо, мідь, алюміній, магній, титан. Із неметалів важливими компонентами є вуглець, бор, кремній та ін.

Метали у сплавах можуть: а) розчинятися один в одному, якщо сплаваються близькі за властивостями метали, то у вузлах їхніх кристалічних ґраток містяться атоми різних металів, такий сплав називають твердим розчином; б) утворювати механічні суміші, якщо сплаваються метали, які відрізняються за хімічними властивостями, то при твердінні утворюється маса, що складається з найдрібніших кристаликів кожного з металів; в) реагувати один з одним з утворенням сполук – інтерметалідів. Здатність металів у розплавленому стані не тільки механічно змішуватися, а й утворювати між собою і з атомами неметалів різні сполуки – одна з причин, яка пояснює, чому фізичні властивості сплавів різко відрізняються від фізичних властивостей металів, що утворюють сплав.

Нині деякі сплави готують методом порошкової металургії. Беруть суміш металів у вигляді порошоків, пресують її під великим тиском і спікають при високій температурі у відновлювальному середовищі. Таким способом отримують надтверді сплави.

Сплави за фізичними властивостями відрізняються від вихідних металів: вони тверді, гірше проводять електричний струм і теплоту. Як правило домішки знижують температуру плавлення твердих тіл, тому сплави плавляться при нижчій температурі, як чисті метали. Температура плавлення свинцю 328°C, олова 232°C, а сплав свинцю (1 частина) і олова (2 частини) плавиться при 181°C, тобто значно нижчій температурі, як чисті метали. Сплав, що складається з Міді (99%) і берилію (1%) твердіший за мідь у сім разів. Відомо, що цинк, мідь і алюміній за звичайних умов не взаємодіють з водою.

Сплав, який містить мідь (50%), алюміній (45%) і цинк (5%), за таких умов вступає в реакцію з водою з виділенням водню.

Домішки металів затрудняють переміщення вільних електронів внаслідок чого знижується електропровідність металів.

Сплави бувають тверді та м'які, тугоплавкі, легкоплавкі, жаростійкі, кислотостійкі, стійкі до дій лугів.

Сучасна техніка використовує більше 5000 сплавів. Особливо виділяються алюмінієві сплави: 1) дюралюміні (від французького слова dur – твердий і aluminium – твердий алюміній). Дюралюміні в своєму складі можуть містити: а) 1,4-13% Cu; б) 0,4-2,8% Mg; в) 0,2-1% Mn; г) 5-7% Zn; д) 0,8-1,8% Fe; е) 0,02-0,35% Ti, іноді 0,5-6% Si. Дюралюміні міцні і легкі, теплопровідні, корозійно стійкі використовують в авіабудуванні для виготовлення деталей турбореактивних двигунів; 2) магналії – сплави алюмінію з великим вмістом магнію (5-13%), Mn (0,2-1,6%), Ni (1,75-2,25%), Be (до 0,15%), Ti (до 0,2%), Zr (0,2%) іноді Zn (3,5-4,5%). Магналії відрізняються високою міцністю і стійкістю до корозії в прісній і навіть в

морській воді, стійкі до кислот. Застосовують для виготовлення арматури будівельних споруд, деталей холодильних установок, декоративних побутових предметів, в авіа-, судно- і машинобудуванні; 3) силуміни – сплави на основі алюмінію з високим вмістом Si. До складу силумінів входять: Si (3-26%), Cu (1-4%), Mg (0,2-1,5%), Mn (0,2-0,9%), Ni (0,8-2%) іноді Zn (2-4%), Cr (0,1-0,4%), Ti (0,05-1,5%) та ін. Силуміни використовують в авіабудуванні, вагонобудуванні, автомобілебудуванні, будівництві сільськогосподарських машин, деталі коліс, корпусів і деталей приладів; 4) САП – сплав Al і Al₂O₃ (20-22%) володіє підвищеною стійкістю до окиснення, незмінний там, де температура експлуатації перевищує 400°C.

Широко застосовуються сплави на основі міді – латуні і бронзи. Латунь містить до 45% цинку (проста латунь). Спеціальні латуні крім міді і цинку містять залізо, алюміній, олово, кремній. З неї виготовляють труби для конденсаторів і радіаторів, деталі механізмів, в суднобудуванні завдяки високій корозійній стійкості. Латунь з високим вмістом міді через свою подібність до золота використовують для ювелірних і декоративних виробів.

Бронза – це сплави міді з іншими речовинами: Cu–Sn, Cu–Al (5-10%), Cu–Pb (33%), Cu–Si (4%) використовують для виготовлення деталей машин, посуду. Для виготовлення електронагрівальних приладів використовують сплав ніхром (Ni (67%), Cr (15%), Fe (16%), Mn (1,5%)).

Для авіації застосовують легкі сплави за основі магнію, титану, алюмінію. Для металообробної промисловості з використанням вольфраму, кобальту, нікелю. В електротехніці – сплави на основі міді. Потужні магніти – продукти взаємодії Кобальту, Самарію та інших рідкоземельних елементів. Для машинобудування необхідні сплави легкі, нерозчинні в кислотах, стійкі в агресивних газових середовищах, теплопровідні, магнітні або немагнітні. Для медицини, зокрема хірургії і протезування, крім стійкості до мікроорганізмів, окиснення, сплави повинні «зростатися» з людським організмом.

Застосування сплавів

- Літако-, ракето-, авто-, суднобудування.
- Виготовлення швидкокоріжучих інструментів, конструкційні матеріали стійкі до агресивних середовищ, феромагнітні вироби.
- Виготовлення дробильних установок, залізничних рейок, автомобільних осей.
- Виготовлення монет, предметів домашнього вжитку, золочення, виробництво дзеркал, ювелірні вироби, зубні протези.
- Виготовлення трансформаторів, хімічної апаратури, лабораторного посуду, декоративно-прикладні вироби, скульптури.
- Виготовлення ниток електроламп, деталей електронагрівачів.

Чавун і сталь

Найбільше значення у сучасній техніці мають сплави заліза з вуглецем, а не чисте залізо. Залежно від кількісного вмісту вуглецю сплавам дали назви чавун або сталь.

Чавун – це сплав заліза, в якому міститься більше 1,7% Карбону, а також домішки Силіцію, Мангану, Сульфуру, Фосфору. Він твердіший за залізо, крихкий, не піддається куванню і прокатуванню і розбивається внаслідок удару.

Розрізняють два види чавуну: сірий і білий.

Сірий чавун (ливарний) містить Карбон у вигляді графіту і на зломі має сірий колір. У техніці він застосовується для відливання важких частин машин, маховиків, плит, труб, ґрати для мостів, хімічної апаратури.

Білий чавун (переробний) містить Карбон у складі цементиту Fe_3C світліший за сірий. Цей чавун переробляють на сталь.

Домішки Сульфуру надають чавуну червоноломкість (виникнення тріщин при гарячій механічній обробці), а Фосфору – холодноломкість (крихкість при обробці за звичайних умов).

Сталь – це сплав залізо, вміст Карбону в якому від 0,3 до 1,7%.

Сталь на відміну від чавуну легко піддається куванню і прокатуванню. При швидкому охолодженні вона виходить дуже твердою, при повільному – м'якою. М'яку сталь легко обробляти. Конструкційні сталі мають високу міцність і пластичність, добре обробляються тиском, різанням, зварюються. Інструментальні сталі мають високу міцність, твердість, стійкі до корозії. З них виготовляють деталі газових турбін, реактивних двигунів, ракетних установок. З магнітних сталей роблять магнітне обладнання.

Для добування легованих сталей, до них додають легуючі елементи, які надають сталі певних властивостей, підвищують твердість і температуростійкість. Так, хромомолібденові і хромованадієві сталі застосовують для виготовлення трубопроводів і деталей компресорів у реактивних двигунах, що працюють при високому тиску і температурі. З хромовольфрамкових сталей виготовляють інструменти, які працюють при великих швидкостях і високих температурах. Марганцевисті сталі дуже стійкі до тертя та удару. Хромонікелеві сталі мають високу механічну міцність, жаростійкі та стійкі проти корозії, з них виготовляють деталі машин та предмети домашнього вжитку.

Алюміній і Ферум: фізичні і хімічні властивості

Елемент Алюміній входить до третьої групи головної підгрупи. На зовнішньому енергетичному рівні він має три електрони, які досить легко відриваються, і тоді атом перетворюється на катіон Al^{3+} . У сполуках Алюміній виявляє ступінь окиснення +3.

Алюміній найпоширеніший у природі металічний елемент. Вміст його у земній корі становить 8,05 % (за масою). Серед металічний елементів за поширенням у земній корі він посідає перше місце, серед інших елементів – третє. Алюміній трапляється у природі лише в складі хімічних сполук. Відомо біля 250 мінералів, які містять цей елемент. Найважливіші природні сполуки – алюмосилікати, боксит, корунд та кріоліт. Алюмосилікати, до складу яких входять Алюміній, Силіцій і Оксиген, становлять основну масу земної кори. До них належить польовий шпат $K_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 \cdot 2H_2O$;

нефелін – $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$, продукт їх вивітрювання – глина (каолініт) – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Боксити – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ – гірська порода, що складається переважно з оксиду алюмінію та оксидів феруму, які надають їм червоного кольору. Кріоліт – мінерал складу $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Корунд – Al_2O_3 .

Фізичні властивості Алюмію

Алюміній – сріблясто-білий легкий метал, дуже пластичний, міцний, добрий провідник теплоти і електричного струму. Легко піддається обробці: прокатується у листи і фольгу, витягується в тонкий дріт. Плавиться при 660°C , тонка фольга плавиться в полум'ї сірника.

Хімічні властивості Алюмію

Алюміній належить до активних металів. Однак на повітрі він досить стійкий, оскільки за звичайної температури швидко окиснюється, його поверхня вкривається дуже щільною плівкою оксиду, яка захищає метал від подальшого руйнування.

Хімічні властивості алюмінію можна представити наступною схемою (рис. 10):

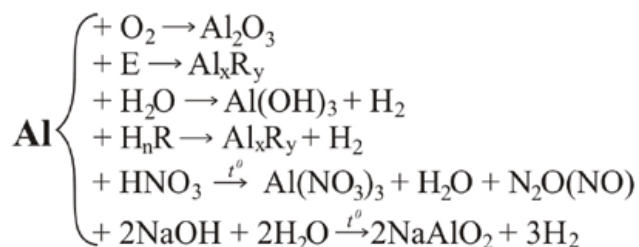
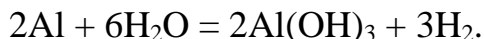


Рис. 10

1. Взаємодія з киснем. Якщо з алюмінієвого дроту зняти захисну оксидну плівку, то алюміній починає енергійно взаємодіяти з киснем. Порошок алюмінію згоряє, утворюючи оксид:
 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$.

2. Взаємодія з водою. При звичайних умовах на алюмінієві вироби вода не діє навіть при температурі її кипіння, тому що алюміній оксид не взаємодіє з водою. Якщо видалити захисну оксидну плівку з поверхні алюмінію, він починає енергійно взаємодіяти з водяною парою повітря, перетворюючись на рихлу масу алюміній гідроксиду з виділенням водню і тепла:



3. Взаємодія з неметалами. Алюміній реагує з сіркою, галогенами, вуглецем, азотом та всіма неметалами. Для початку реакції необхідне нагрівання. Далі реакція відбувається з виділенням великої кількості тепла. З воднем алюміній не взаємодіє.

4. Взаємодія з кислотами. Алюміній активно взаємодіє з багатьма кислотами, особливо з хлоридною з виділенням водню:
 $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2.$

Концентрована нітратна кислота при звичайних умовах не вступає в реакцію з алюмінієм. Пояснюється це тим, що нітратна кислота як сильний

окисник робить оксидну плівку ще міцнішою. Тому цю кислоту можна зберігати і перевозити в алюмінієвому посуді. При звичайній температурі алюміній пасивується концентрованою сульфатною і розбавленою нітратною кислотами. У гарячій сульфатній кислоті алюміній розчиняється:
 $2\text{Al} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{k}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$.

5. Взаємодія з оксидами. Алюміній взаємодіє з оксидами більшості металів. Реакція проходить з виділенням великої кількості теплоти:
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$; $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe} + \text{Q}$.

Процес відновлення металів з їх оксидів називається **алюмінотермією**. Цей метод використовується у металургії для добування тугоплавких металів (титану, вольфраму, молібдену, ванадію, цирконію).

6. Взаємодія з солями. Металічний алюміній легко вступає в реакції з розчинами солей: $2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 = 3\text{Cu} + 2\text{AlCl}_3$.

7. Взаємодія з лугами. На відміну від багатьох металів на алюміній дуже сильно діють розчини лугів, тому в алюмінієвому посуді не можна зберігати луги та лужні розчини. $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$

Застосування алюмінію

Алюміній знаходить найширше застосування. У вигляді чистого металу використовується для виготовлення електричних проводів, фольги для кондитерської і харчової промисловості (як обгортковий матеріал), різної хімічної апаратури. Алюмінієм вкривають сталеві та чавунні вироби, щоб захистити їх від корозії. Його сплави з різними металами дуже міцні й легкі. Вироби із них по міцності рівні сталевим, але в три рази легші від них. Сплави використовують у авіа-, авто-, корабле- і приладобудуванні, в ракетній техніці і в будівництві, для оздоблення фасадів будинків, станцій метрополітену, гофрованими листами алюмінієвих сплавів покривають дахи, будують різні складські приміщення. Широко використовується в транспорті. З нього будують цистерни для транспортування нафтопродуктів, виготовляють вагони. Широко застосовується «срібна» фарба на основі алюмінієвого порошку. Щоб захистити від сонячних променів цистерни для перевезення, їх покривають алюмінієвою фарбою.

У побуті використовують алюмінієвий посуд, столові набори. Сполуки алюмінію, які в невеликій кількості можуть утворюватися від дії на алюміній слабких органічних кислот неотруйні.

У побічній підгрупі VIII групи періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва розташовано 9 елементів у трьох горизонтальних угрупованнях, так звані тріади. Ці родини істотно відрізняються між собою. Елементи Ферум, Кобальт і Нікол утворюють тріаду Феруму. Атоми елементів тріади Ферум мають на зовнішньому енергетичному рівні по 2 електрони, які вони віддають у хімічних реакціях.

Ферум – один з найпоширеніших елементів і займає друге місце після алюмінію. У земній корі його міститься 4,65% (за масою). Однак лише ¼ запасів цього металу знаходиться у вигляді покладів придатних для видобування. Незначна кількість заліза у вільному стані зустрічається в

метеоритах, дуже рідко зустрічається в земній корі самородне залізо земного походження.

Основні рудні мінерали Феруму – Fe_3O_4 – магнітний залізняк (магнетит), Fe_2O_3 – червоний залізняк (гематит), $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – бурий залізняк (лимоніт), FeCO_3 – шпатовий залізняк (сидерит), FeS_2 – пірит.

Солі Феруму (наприклад, гідроген карбонат $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$) входять до складу мінеральної води. Ферум має велике значення в біології живих організмів. Організм дорослої людини містить біля 3 г цього елемента, 75% якого входить до складу гемоглобіну крові, входить до складу ферментів, кісткового мозку, селезінки та бере участь в утворенні хлорофілу в рослинах.

Фізичні властивості заліза

Хімічний елемент Ферум утворює просту речовину залізо. Чисте залізо – блискучий метал із сіруватим відтінком. Воно досить тверде і важке, пластичне, легко кується, прокатується в лист і витягується в дріт, намагнічується і розмагнічується, плавиться при температурі 1539°C . Домішки можуть дуже змінювати фізичні властивості. Електропровідність його значно нижча ніж в алюмінію.

Хімічні властивості заліза та його сполук

За хімічними властивостями залізо – метал середньої активності. Чисте залізо на повітрі стійке. На практиці використовують залізо з домішками. У звичайних умовах його поверхня вкривається окисдною плівкою, але її захисні властивості невисокі. Тому залізо, особливо з домішками, у вологій атмосфері іржавіє, вкриваючись жовто-бурою плівкою, яка складається переважно з ферум(III) гідроксиду. Плівка іржі рихла, пориста і не захищає метал від руйнування, тому вироби із заліза у вологому місці можуть повністю перетворитись на іржу: $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

При взаємодії заліза із сильними окисниками (Cl_2 , $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$, HNO_3) утворюються сполуки тривалентного Феруму, а з іншими – двовалентного (рис. 11).

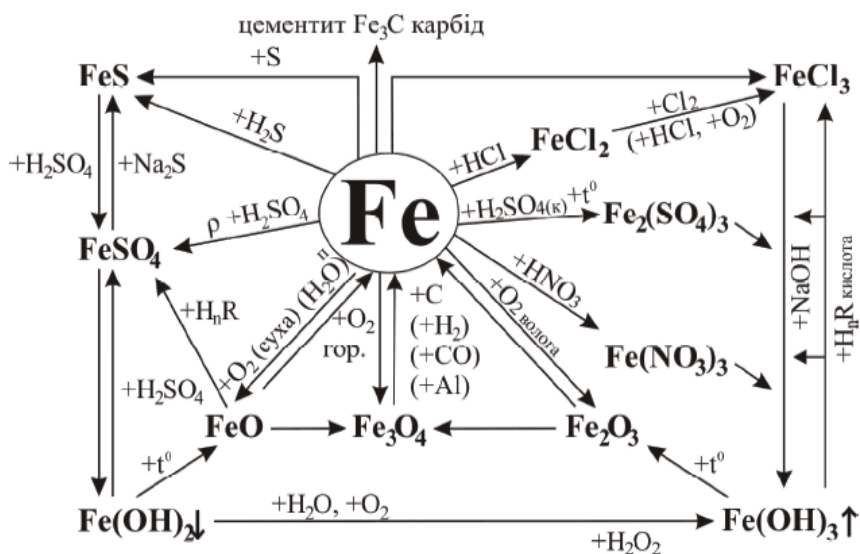


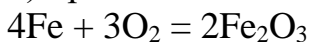
Рис. 11

1. Взаємодія з киснем

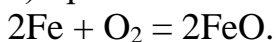
а) Нагріте до високої температури воно горить в кисні і на повітрі, перетворюючись на залізну окалину:



б) при окисненні в присутності парів води утворюється Fe_2O_3 :



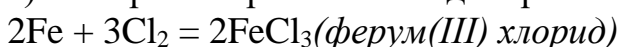
в) при повільному окисненні в сухому повітрі утворюється FeO :



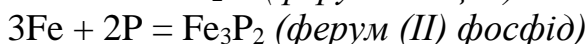
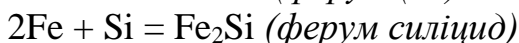
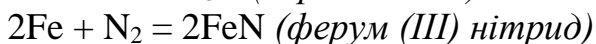
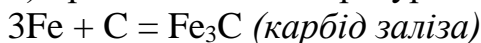
2. Взаємодія з неметалами

Залізо безпосередньо реагує з більшістю неметалів (галогенами, сіркою, азотом, фосфором, вуглецем та ін.). Багато з цих процесів екзотермічні, проте для початку реакції залізо треба дуже нагріти.

а) З хлором і сіркою взаємодіє при слабкому нагріванні:

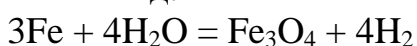


б) при високій температурі з іншими неметалами:



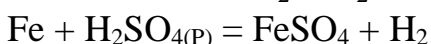
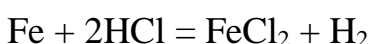
3. Взаємодія з водою

У розпеченому стані залізо реагує з водяною парою, утворюючи змішаний оксид:



4. Взаємодія з кислотами

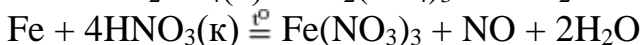
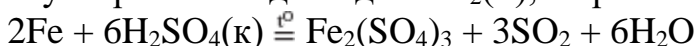
а) Під час взаємодії з хлоридною та розведеною сульфатною кислотами воно витісняє водень з утворенням солей, ступінь окислення Феруму в яких +2:



б) залізо за звичайної температури не взаємодіє із концентрованою сульфатною та нітратною кислотами тому, що на поверхні утворюється нерозчинна плівка з його сполук. Тому ці кислоти можна зберігати в залізних посудинах. Розбавлена нітратна кислота на холоді розчиняє залізо:

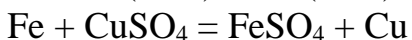
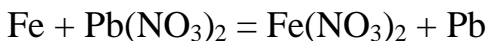


в) при нагріванні з концентрованими сульфатною і нітратною кислотами утворюються солі Fe^{3+} і в залежності від концентрації кислоти можуть утворитися відповідно $\text{SO}_2(\text{S})$, нітроген оксиди або вільний азот:



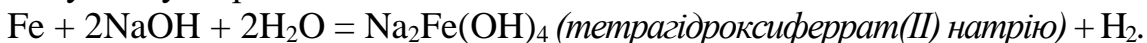
5. Взаємодія з солями

Із розчинів солей залізо легко витісняє всі метали, що стоять у ряду напруг правіше від нього, утворюючи сполуки Феруму із ступенем окиснення +2:



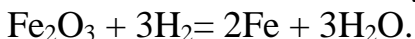
6. Взаємодія з лугами

У подрібненому стані залізо взаємодіє з концентрованими розчинами гарячих лугів з утворенням комплексних солей:



Добування заліза

Чисте залізо можна добути відновленням ферум(III) оксиду воднем:



Залізо використовують для сучасної техніки, а саме сплави, чавун і сталь.

Залізо використовують як каталізатор при виробництві амоніаку та в органічному синтезі, як матеріал для осердя електромагнітів та якорів електромашин, для пластин акумуляторів.

Застосування заліза в людській цивілізації поклало початок залізному віку. Бронза давала засоби праці і зброю, але не змогла замінити кам'яне знаряддя. За допомогою заліза будують будинки, мости, машини. Воно дало реміснику знаряддя такої твердості і гостроти, яким не міг протистояти жоден камінь.

ЛЕКЦІЯ № 11

Основи. Властивості, застосування гідроксидів Натрію і Кальцію

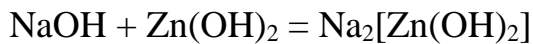
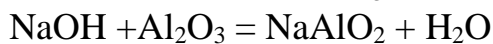
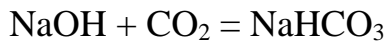
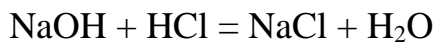
Основи – це складні речовини, до складу яких входять атоми металів та зв'язані з ними гідроксильні групи. Загальна формула $\text{Met}(\text{OH})_n$, де *Met* – метал, *n* – валентність металу. Основи поділяють на розчинні у воді (луги) та нерозчинні у воді.

Розчинні у воді основи (луги): LiOH – гідроксид літію; NaOH – гідроксид натрію; KOH – гідроксид калію; Ba(OH)₂ – гідроксид барію. Нерозчинні у воді основи: Cu(OH)₂ – гідроксид купруму; Mg(OH)₂ – гідроксид магнію; Zn(OH)₂ – гідроксид цинку; Al(OH)₃ – гідроксид алюмінію.

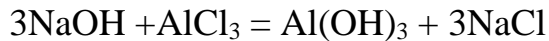
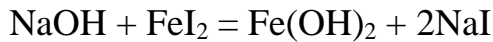
Натрію гідроксид NaOH – біла тверда речовина. Залишений на повітрі їдкий натрій незабаром розпливається, так як притягує вологу з повітря. Речовина добре розчиняється у воді, при цьому виділяється велика кількість теплоти.

У розчинах NaOH добре дисоціює: $\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Проявляючи сильні лужні властивості, гідроксид натрію легко взаємодіє з кислотами, кислотними та амфотерними оксидами і гідроксидами:



При взаємодії з солями, що є похідними слабких основ, утворюються відповідні гідроксиди:



Гідроксид натрію NaOH застосовується в багатьох галузях промисловості та у побуті:

✓ в целюлозно-паперовій промисловості для делігніфікації (сульфатний процес) целюлози, у виробництві паперу, картону, штучних волокон, деревно-волоконних плит;

✓ для омилення жирів при виробництві мила, шампуню та інших миючих засобів. Останнім часом продукти на основі гідроксиду натрію (з додаванням гідроксиду калію, нагріті до 50-60 °С, застосовуються в сфері промислової мийки для очищення виробів з нержавіючої сталі від жиру та інших масляних речовин, а також залишків механічної обробки;

✓ в хімічних галузях промисловості – для нейтралізації кислот і кислотних оксидів, як реагент або каталізатор в хімічних реакціях, в хімічному аналізі для титрування, для травлення алюмінію та у виробництві чистих металів, в нафтопереробці – для виробництва масел;

✓ для виготовлення біодизельного палива, яке отримують з рослинних олій і використовують для заміни звичайного дизельного палива. Для отримання біодизелю до дев'яти масових одиниць рослинної олії додають одну масову одиницю спирту (тобто дотримується пропорція 9:1), а також лужний каталізатор (NaOH). Отриманий ефір (головним чином лінолевої кислоти) відрізняється чудовою займистістю, що забезпечується високим цетановим числом. Якщо для мінерального дизпалива характерний показник в 50-52%, то метиловий ефір відповідно 56-58% цетана. Сировиною для виробництва біодизеля можуть бути різні рослинні олії: ріпакова, соєва та інші, крім тих, у складі яких високий вміст пальмітинової кислоти (пальмова олія). При її виробництві в процесі етерифікації також утворюється гліцерин що використовується в харчовій, косметичній та паперовій промисловості, або переробляється в епіхлоргідрин за методом Сольве;

✓ як агент для розчинення засмічень каналізаційних труб, у вигляді сухих гранул, або у складі гелів. Гідроксид натрію дезагрегує засмічення і сприяє легкому просуванню його далі по трубі;

✓ в цивільній обороні для дегазації та нейтралізації отруйних речовин, у тому числі зарину, в ребрізерах (ізолюючих дихальних апаратах (ІДА), для очищення повітря, що видихається, від вуглекислого газу;

✓ для мийки прес-форм автопокришок;

✓ в харчовій промисловості – для миття та очищення фруктів та овочів від шкірки, у виробництві шоколаду і какао, напоїв, морозива, фарбуванні карамелі, для розм'якшення маслин і надання їм чорного забарвлення, при виробництві хлібобулочних виробів. Зареєстровано як харчову добавку Е 524;

✓ у косметології для видалення ороговілих ділянок шкіри: бородавок, папілом.

Кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (гашене вапно) – сіруватий малорозчинний у воді порошок. При змішуванні надлишку гашеного вапна з водою утворюється суспензія – так зване “вапняне молоко”. Після фільтрування вапняного молока отримують прозорий розчин кальцій гідроксиду, який називають вапняною водою.

Кальцій гідроксид є лугом, тому фенолфталеїн у його розчині набуває малинового забарвлення. Кальцій гідроксид вступає в реакції нейтралізації, наприклад, з хлоридною кислотою: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Маючи основні властивості, кальцій гідроксид реагує з кислотними оксидами. При пропусканні карбон (IV) оксиду через вапняну воду утворюється осад кальцій карбонату: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$. Ця реакція є якісною для виявлення вуглекислого газу.

Гашене вапно входить до складу багатьох будівельних сумішей. Після змішування з водою та піском під дією вуглекислого газу такий будівельний розчин поступово твердне. Гашене вапно використовують також під час виробництва скла, для вапнування кислих ґрунтів, для пом'якшення води. Вапняне молоко використовують у виробництві цукру, при виготовленні сумішей для побілки дерев і боротьби з хворобами рослин. Вапняну воду використовують у лабораторній практиці для виявлення вуглекислого газу

ЛЕКЦІЯ № 12

Солі. Жорсткість води та способи її усунення. Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

З усіх класів неорганічних сполук солі найчастіше трапляються в природі, особливо важкорозчинні ZnS , CaCO_3 , CaF_2 , SrSO_4 , BaSO_4 , CdS , $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2$, $\text{Na}_2\text{B}_2\text{O}_7$ тощо. Вони утворюють багато мінералів. Наприклад, кальцій карбонат CaCO_3 утворює мінерал кальцит, який зустрічається в природі у вигляді багатокілометрових товщ осадових порід – вапняків, а також мармуру, крейди.

У печерах з карбонатних солей утворюються сталактити, які звисають зі стелі, і сталагміти, що ростуть їм назустріч із підлоги (рис. 12).



Рис. 12

Природний різновид кальциту – ісландський шпат (рис. 13) має таку властивість: промінь світла, що проходить крізь його кристал, роздвоюється, і можна неозброєним оком побачити два зображення предмета. Завдяки цій властивості його використовують в оптичних та оптоелектропних системах.



Рис. 13

Кухонна сіль натрій хлорид NaCl утворює мінерал галіт (рис. 14), його кубічні кристали легко розколюються на паралелепіпеди. Чудові ажурні кристали галіту можна знайти в деяких солоних озерах, що висихають.

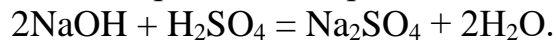


Рис. 14

З розчинних солей треба відзначити NaCl, MgCl₂, KCl, NaNO₃, KNO₃.

Солі входять до складу рослин, організмів тварин і людини: вони містяться в клітинному соці, є складовою різних тканин – кісткової, нервової, м'язової та ін. В організмі людини міститься близько 5,5 % солей. Живі організми потребують постійного надходження солей, що містяться в питній та морській воді, а також у ґрунтових водах.

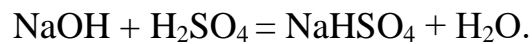
Залежно від складу розрізняють такі типи солей: середні, кислі, основні, подвійні і комплексні. Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії основи і кислоти, тобто реакції нейтралізації. Наприклад:



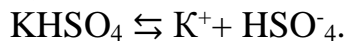
Рівняння дисоціації середньої солі Na₂SO₄ можна записати так:



Якщо основи взято менше, ніж потрібно для повної нейтралізації сульфатної кислоти, то під час випарювання випадатимуть кристали **кислої солі**:



Дисоціацію кислої солі можна виразити рівнянням



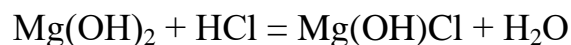
Аніон кислої солі піддається повторній дисоціації як слабкий електроліт:



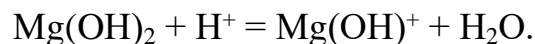
Кислі солі утворюються багатоосновними кислотами. Одноосновні кислоти кислих солей не утворюють.

Основні солі можна уявити як продукт неповного заміщення гідроксогруп основи кислотними залишками.

Наприклад:



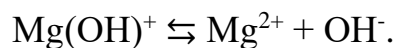
або в іонній формі:



Дисоціацію основної солі можна виразити рівнянням:



Катіон основної солі незначною мірою піддається подальшій дисоціації:



Отже, основні солі утворюються багатокислотними (двох- і більше) основами. Однокислотні основи основних солей не утворюють.

Нестача певних солей у ґрунті призводить до пригнічення рослин. Тому багато солей використовують як мінеральні добрива для сільськогосподарських культур. Наприклад, із природної солі кальцій ортофосфату Ca₃(PO₃)₄ видобувають у величезних кількостях фосфорні добрива. Також дуже багато видобувають калій хлориду KCl, який застосовують насамперед як калійне добриво.

У промисловості солі використовують для добування багатьох металів, мінеральних добрив, скла, миючих речовин тощо.

Багато солей одержують і в промислових умовах. Це перш за все натрій карбонат Na_2CO_3 , або кальцинована сода, – необхідний компонент виробництва скла та паперу, мила, каустичної соди NaOH , добування пігментів, деяких фарб.

Натрій хлорид NaCl використовують для добування Cl_2 , Na_2CO_3 , NaOH , Na , як харчовий продукт і консервувальний засіб.

Кальцій ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_4$ застосовують у виробництві фосфору, фосфорних кислот і мінеральних добрив, а також як проясшовач цукрових сиропів тощо.

Поняття про жорсткість води та способи її усунення

Природна вода містить розчинені хлориди, нітрати, сульфати, гідрогенкарбонати кальцію та магнію. Вода, що містить йони кальцію та магнію, називається твердою водою. Вода, в якій йони кальцію або магнію відсутні, або знаходяться у малій кількості називається м'якою.

Твердість води зумовлена наявністю йонів кальцію і магнію, називають загальною твердістю води.

Таблиця 7

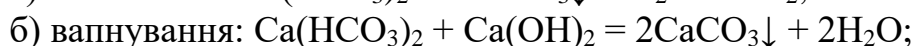
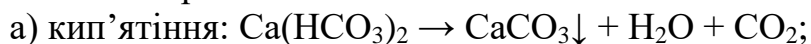
	мг/екв в 1 л Ca^{2+} , Mg^{2+}
Дуже м'яка	0-1,5
М'яка	1,5-3
Середня твердість	3-6
Тверда	6-10
Дуже тверда	>10

Наявність солей робить воду непридатною для промислових і господарських потреб. При утворенні накипу в парових котлах товщиною 1 мм, необхідно затратити на 5% тепла більше для підігріву води. Такі котли мають погану теплопровідність, що спричиняє перегрівання його стінок. У твердій воді мило погано піниться, тому що солі кальцію та магнію утворюють з милом нерозчинні сполуки, погано розварюється м'ясо, овочі, крупи, заварюється чай.

Розрізняють **тимчасову** (карбонатну), **постійну** (некарбонатну) і **загальну** твердість води. Твердість води, обумовлена наявністю гідрогенкарбонатів кальцію і магнію, називають *тимчасовою*, наявність сульфатів і хлоридів кальцію та магнію – *постійною*. Сумарну твердість води називають *загальною*.

Методи усунення твердості води

Тимчасову твердість води усувають кип'ятінням, додаванням вапняної води. Постійну твердість води усувають содовим методом. Під час цих реакцій йони кальцію та магнію виводяться з розчину у вигляді нерозчинених карбонатів:



Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

Хімічні властивості речовин різних класів неорганічних сполук указують на те, що з речовин одного класу можна одержати речовини інших класів. Таким чином, між різними класами неорганічних сполук існує взаємозв'язок, який заведено називати генетичним зв'язком (у перекладі з грецької слово «генетичний» означає «той, що стосується походження, що вивчає розвиток чого-небудь»). Virізняють два ряди генетично зв'язаних речовин: на початку одного розташовані метали, на початку другого – неметали (рис. 15).



Рис. 15

У спрощеному вигляді генетичний зв'язок між оксидами, основами, кислотами та солями на підставі тих властивостей, які ми розглянули раніше, можна подати схемою рис.16.



Рис. 16

Так, для металу, що утворює розчинний у воді оксид, генетичний зв'язок з іншими класами, а також із неметалами можна подати у вигляді схеми рис. 17 і відповідних рівнянь реакцій.



Рис. 17

Для металу, що утворює нерозчинний у воді оксид, ланцюжки перетворень подано на схемі рис. 18.

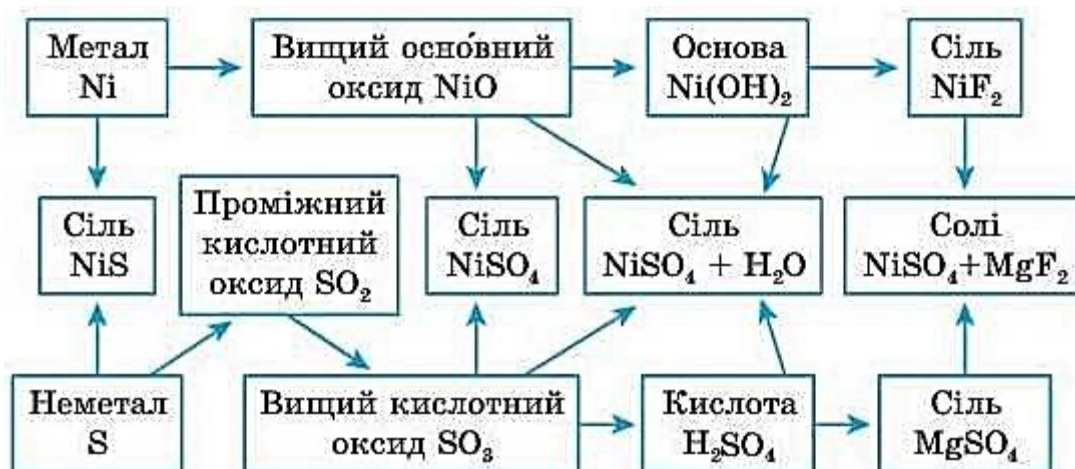
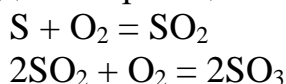


Рис. 18

Переходи від однієї речовини (простой або складної) до іншої, подібні до поданих на схемі, можуть здійснюватися внаслідок перебігу однієї хімічної реакції, а можуть — унаслідок кількох послідовних реакцій.

Наприклад, перехід від фосфору до фосфор(V) оксиду можна здійснити за допомогою однієї реакції: $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$, а перехід від сульфуру до сульфур(VI) оксиду можливий лише за допомогою двох послідовних реакцій:

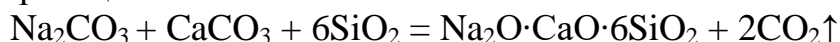


ЛЕКЦІЯ № 13

Сучасні силікатні матеріали. Мінеральні добрива. Поняття про кислотні та лужні ґрунти

Із природних силікатів виготовляють різноманітні матеріали, які називаються силікатними, а промисловість, що їх виробляє, – силікатною. До найважливіших силікатних матеріалів належать скло, кераміка, порцеляна (фарфор), фаянс, цемент, бетон.

Скло. Звичайне (віконне, натрієве) скло – це твердий прозорий матеріал. Його склад визначають за формулою $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2$. Сировина для виробництва скла – сода Na_2CO_3 , вапняк CaCO_3 і кварцовий пісок SiO_2 . Їх очищують, змішують і сплавляють за температури близько 1400°C . Відбувається реакція:



Залежно від складу сировини і вмісту добавок скло набуває певних властивостей. Якщо замість натрій карбонату взяти калій карбонат (поташ), утвориться міцне тугоплавке скло, з якого виготовляють хімічний посуд. У результаті сплавлення силіцій оксиду з поташем та плюмбум(II) оксидом PbO одержують кристаль – важке скло, яке дуже заломлює світло. Кольорове скло виготовляють, додаючи різні речовини. Невелика кількість кобальт (II) оксиду CoO забарвлює його в синій колір, хром(III) оксиду Cr_2O_3 – у зелений, купрум (I) оксиду Cu_2O – у червоний. Унаслідок додавання золота утворюється рубінове скло, яке пропускає тільки червоні промені.

За хімічними властивостями скло – інертний матеріал. Лише фторидна кислота і розплави лугів руйнують його. Скло має особливість у розплавленому стані набувати будь-якої форми, яка зберігається при застиганні. На цьому засновано виробництво різноманітних виробів, наприклад тари, лабораторного посуду, деталей оптичних приладів, побутових речей, художніх виробів.

Особливим видом скла є кварцове скло. Це майже чистий кремній (IV) оксид. На відміну від звичайного кварцове скло нечутливе до різких коливань температури, тому з нього виготовляють, зокрема, вітрове скло для автомобілів, хімічний посуд. Інша його особливість – це здатність пропускати ультрафіолетові промені, тому з нього виробляють кварцові лампи, які використовуються в медицині, косметології.

Добре зарекомендували себе у новітній техніці скловолоконні світловоди, або світлові хвилеводи, основою яких є також кварцове скло. Найперспективніша галузь застосування світловодів – оптичний зв'язок: крізь пучок чи, точніше, в'язку світлових хвилеводів можна передавати і сприймати різноманітну інформацію (рис 19, а).

Силікатна промисловість виробляє термо- та фотохромне скло. Термохромне скло під дією температури, а фотохромне – при освітленні темніють, відповідно пропускна здатність скла зменшується. Таку властивість цим видам скла надають добавки оксидів Церію, Європію, галогенідів Аргентуму, Купруму та інших сполук. Термо- та фотохромне

скло застосовують у літако- та ракетобудуванні (засклення кабін літальних апаратів); у виготовленні вікон, шибки яких регулюють освітлення та температуру повітря у приміщенні залежно від інтенсивності сонячних променів; приладобудуванні (спеціальні фільтри зі змінним світлопропусканням); голографії (як середовище для запису інформації); медицині (спеціальні окуляри для захисту очей від шкідливого короткохвильового випромінювання).

На основі скла виробляють скловолокно (рис. 19, б), з якого виготовляють тканини для пошиття спеціального одягу, наприклад для пожежників, а також склотекстоліти – матеріали конструкційного призначення у літакобудуванні, машинобудуванні, електротехніці й електроніці. Створюють на основі скла такі мікрокристалічні матеріали, як сітали. Вони дуже міцні, хімічно й термічно стійкі, тому застосовуються для виготовлення апаратури хімічних виробництв, деталей машин і механізмів, труб, електроізоляторів тощо. Сучасна силікатна промисловість виробляє спеціальне скло, стійке проти дії радіоактивного випромінювання.

Кераміка (від грец. керамон – глина). Сировиною для виробництва керамічних виробів (цегли, кахлю, порцеляни, фаянсу) є глина та мінеральні добавки. Основна складова глини – мінерал каолін $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

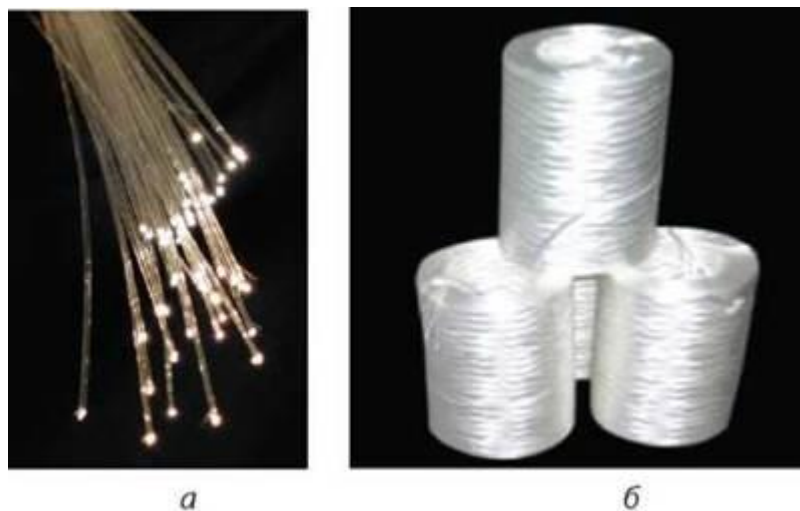
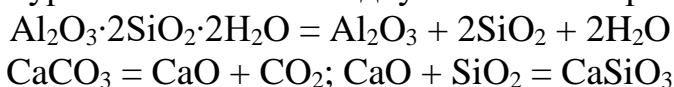


Рис. 19

Сировиною для виробництва цементу є глина, вапняк та інші речовини. Сировина завантажується в піч, що обертається, постійно перемішується і спікається за температури 1400-1600 °С. Відбуваються такі реакції:



Утворену масу охолоджують і розмелюють на порошок. Цемент буває різних сортів: морозотривкий, швидкоотужавільний тощо.

Із суміші цементу, піску й води готують будівельні розчини. Так, цемент, змішаний з водою і наповнювачами (піском, щебенем, гравієм,

шлаком), утворює суміш, при твердненні якої утворюється бетон. Якщо бетоном наповнити металевий каркас, то матимемо залізобетонну конструкцію.

Із залізобетону виготовляють великі панелі, балки, перекриття, труби, шпали тощо. Бетон і залізобетон застосовують на будівництві гідроелектростанцій, гребель, споруд.

Речовини, переважно солі, які містять необхідні для рослин елементи живлення, називаються **мінеральними добривами**. Їх вносять у ґрунт для підвищення його родючості з метою вирощування високих та стійких врожаїв.

Макро- та мікродобрива. Основними хімічними елементами, необхідними для життєдіяльності рослин, є (їх десять): С, О, Н, N, P, K, Ca, Mg, Fe, S. Такі елементи мінерального живлення рослин, як N, P, K та деякі інші, необхідні рослинам у великих дозах. Тому їх називають макроелементами, а добрива, що містять їх, – макродобривами, або звичайними добривами.

Проте крім перелічених 10 елементів живим організмам необхідні в дуже невеликих кількостях (мікрокількостях) такі хімічні елементи, як В, Си, Со, Mn, Zn, Мо, I. Вони називаються мікроелементами, а добрива, що містять їх, – мікродобривами. Тепер уже не можна обійтися без мікродобрив – вітамінів полів, оскільки їх застосування відкриває додаткові можливості при виробництві сільськогосподарської продукції.

Класифікація добрив. Мінеральні добрива поділяють на прості (однобічні) і комплексні (складні та змішані).

Прості добрива містять один поживний елемент. Наприклад, натрієва селітра містить нітроген, а хлорид калію – калій і т. д.

Складні добрива в однорідних частинках містять два і більше поживних елементів. Наприклад, калійна селітра містить калій і нітроген, нітрофоска – нітроген, фосфор, калій і т. д.

Змішані добрива – це механічні суміші різних видів добрив – простих, складних або тих і інших. Вони часто називаються тукоsumішами.

Мінеральні добрива часто називають туками, а промисловість, що їх виробляє, – туковою. Нині вона випускає понад 40 видів мінеральних добрив.

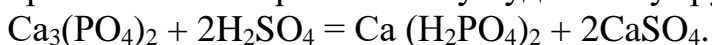
Азотні, фосфорні і калійні добрива. Найбільше значення мають азотні, фосфорні та калійні добрива.

Азотні добрива, як уже зазначалося, містять зв'язаний азот. Це селітри (нітрати натрію, калію, амонію і кальцію), солі амонію, рідкий аміак, аміачна вода, сечовина CO (NH₂)₂ (застосовується і як кормовий засіб для худоби, містить найбільше азоту – 47 %) та ін. Із цих добрив тепер найширше застосовується аміачна селітра, тобто нітрат амонію. Щоб він не злежувався, його випускають у гранульованому (зернистому) вигляді.

Фосфорні добрива – це кальцієві та амонійні солі фосфатної кислоти. Вони становлять половину всіх мінеральних добрив, що виробляються. Найпоширенішими фосфорними добривами є такі.

Фосфоритне борошно, яке добувають при тонкому розмелюванні фосфоритів. Оскільки воно містить малорозчинну сіль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, то засвоюватися рослинами може тільки на кислих ґрунтах – підзолистих і торф'яних. Засвоєнню сприяє м'якість помелу, а також внесення його в ґрунт разом з кислими добривами, наприклад з $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ або гноєм.

Простий суперфосфат, який добувають обробкою апатитів і фосфоритів сульфатною кислотою. Мета обробки — добути розчинну сіль, що добре засвоюється рослинами у будь-якому ґрунті:

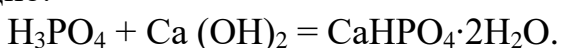


Суміш добутих солей $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ і CaSO_4 звичайно і називається простим суперфосфатом. Його виробляють у дуже великих кількостях як в гранульованому вигляді, так і у вигляді порошку.

Гранульоване добриво має ряд переваг порівняно з порошковим: його легше зберігати (не злежується); зручніше вносити у ґрунт за допомогою тукових сівалок, а головне – на більшості ґрунтів воно дає вищий приріст урожаю. Подвійний суперфосфат — концентроване фосфорне добриво складу $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Порівняно з простим суперфосфатом не містить баласту – CaSO_4 . Добування подвійного суперфосфату здійснюють у дві стадії. Спочатку добувають фосфатну кислоту. Потім водним розчином фосфатної кислоти обробляють апатит або фосфорит. Кількість вихідних продуктів беруть відповідно до рівняння:



Преципітат – концентроване фосфорне добриво складу $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Малорозчинний у воді, але добре розчиняється в органічних кислотах. Утворюється при нейтралізації фосфатної кислоти розчином гідроксиду кальцію:



Кісткове борошно, яке добувають переробкою кісток домашніх тварин, містить $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Амофос – добриво, що містить фосфор і нітроген. Утворюється при нейтралізації фосфатної кислоти аміаком. Звичайно містить солі $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ та $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

Отже, фосфорними добривами є кальцієві та амонійні солі фосфатної кислоти.

Калійні добрива також необхідні для живлення рослин. Нестача калію в ґрунті помітно зменшує врожай та стійкість рослин до несприятливих умов. Тому близько 90 % солей калію, які добувають, використовують як калійні добрива.

Найважливіші калійні добрива:

1) сирі солі, що є розмеленими природними солями, переважно мінерали сильвініт $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ і каїніт $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$;

2) концентровані добрива, які добувають в результаті переробки природних калійних солей, це – KCl і K_2SO_4 ;

3) деревна та торф'яна зола, що містить поташ K_2CO_3 .

Велику увагу приділяють виробництву змішаних добрив, що містять мікроелементи.

Реакція ґрунтового розчину зумовлюється наявністю і співвідношенням в ньому водневих (H^+) і гідроксильних (OH^-) іонів. Величину активної реакції виражають в одиницях рН – десятковий логарифм концентрації H^+ -іонів з від'ємним знаком. Отже, $pH = \lg H^+$.

Кислотність ґрунту.

Збільшення концентрації іонів H^+ (доливання кислоти) зумовлює кислу реакцію розчину H^+ 10^{-7} . Збільшення концентрації основ підвищує концентрацію іонів OH^- . Розчин набуває лужної реакції OH^- 10^{-7} .

В нейтральних розчинах, в яких $H^+ = OH^- = 10^{-7}$, величина рН = 7, в кислих – менша 7, в лужних – більша 7. РН ґрунтових розчинів коливається в межах від 3 до 9. Залежно від стану іонів H^+ розрізняють актуальну і потенційну кислотність.

Актуальна кислотність зумовлена наявністю в ґрунтовому розчині вільних іонів H^+ . Її величину (рН) визначають у водних витяжках.

Потенціальна кислотність зумовлена наявністю в ґрунтово-вбирному комплексі (ГВК) увібраних іонів H^+ і Al^{3+} , які знаходяться в твердій фазі ґрунту. Іони алюмінію підкислюють розчин внаслідок гідролізу солей алюмінію.

Кисла реакція ґрунтів несприятлива для більшості культурних рослин і корисних мікроорганізмів. Вона негативно впливає на процес формування родючості ґрунтів. Кислі ґрунти мають погані фізичні властивості. Через відсутність основ органічна речовина в цих ґрунтах не закріплюється, вони бідні на поживні елементи, не містять хлоридів, сульфатів, карбонатів, їх ґрунтова маса погано оструктурена. Отже, ступінь кислотності ґрунтів є важливим показником під час оцінки генетичної і виробничої якості ґрунту.

Лужність ґрунтів

Лужна реакція ґрунтових розчинів може бути зумовлена різними сполуками: карбонатами, гідрокарбонатами хлоридами і сульфатами лужних і лужноземельних металів, гуматами натрію, силікатами та іншими сполуками. Основну роль при цьому відіграють гідролітично лужні солі слабких кислот, а саме: карбонати натрію і калію, карбонати кальцію і магнію.

Розрізняють актуальну (активну) і потенціальну лужність.

Актуальна лужність зумовлена наявністю в ґрунтовому розчині гідролітично лужних солей, під час дисоціації яких утворюється значна кількість гідроксильних іонів. Лужність ґрунту визначають титруванням водної витяжки в присутності різних індикаторів і виражають в міліграм-еквівалентах на 100г ґрунту.

Потенціальна лужність проявляється у ґрунтах, які містять увібраний натрій.

Висока лужність несприятлива для росту і розвитку більшості сільськогосподарських рослин. Лужні ґрунти мають низьку родючість, несприятливі фізичні властивості і хімічний склад. Вони, як правило, тверді, зцементовані, безструктурні, у вологому стані в'язкі, липкі, водонепроникні. Меліорація лужних ґрунтів проводиться внесенням гіпсу (гіпсування) та інших солей (кальцієва селітра сульфат заліза), піритні недогарки). При цьому відбувається заміщення обмінного натрію на кальцій.

Буферність ґрунту і фактори, які її обумовлюють.

Властивість ґрунту протидіяти змінам активної реакції (рН) після введення в нього кислот або лугів чи кислих або лужних солей називають *буферністю*. Різні ґрунти мають різну буферність, наприклад, піщані – мають значно меншу буферність, ніж глинисті та суглинкові, або ґрунти, багаті на органічні речовини. Встановлено, що від наявності певної кількості карбонатів кальцію та інших мінералів у ґрунті залежить протидія зміні реакції в бік кислого інтервалу. На буферність ґрунту впливає також вміст в ньому органічної речовини, зокрема білків. Білкові речовини, як відомо, є амфотерними електролітами, тобто мають одночасно і позитивний, і негативний заряд. При внесенні в ґрунт кислот чи лугів білкові речовини будуть протидіяти зміні рН. Буферність ґрунтів має певне значення в підвищенні їх родючості. Відомо, що сільськогосподарські культурні рослини здебільшого можуть нормально розвиватися тільки в середовищі, яке є близьким до нейтрального. В ґрунті завдяки біохімічному розкладу органічних решток і внесенню мінеральних добрив реакція постійно змінюється, але внаслідок буферності великих змін не спостерігається. Мала буферність спостерігається також в піщаних та бідних на гумус ґрунтах. Для підвищення її потрібно вносити органічні добрива, а також висівати рослини, що збагачують ґрунт органічною масою і кальцієм.

ЛЕКЦІЯ № 14

Якісні реакції на деякі йони. Біологічне значення металічних і неметалічних елементів. Хімія і прогрес людства

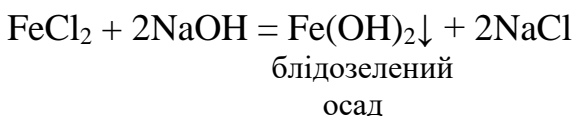
Якісна реакція – це реакція, за допомогою якої можна визначати певні йони.

З чималого різноманіття хімічних і фізичних процесів, у яких може взяти участь елемент, для виявлення тих чи інших іонів використовують лише ті, які супроводжуються *аналітичним ефектом*, який дозволяє одержати інформацію про наявність відповідного елементу. Найбільш поширеними аналітичними ефектами є: утворення осаду, виділення газоподібних речовин, утворення кристалів, зміна кольору розчину, проба на забарвлення полум'я у присутності відповідних солей та ін.

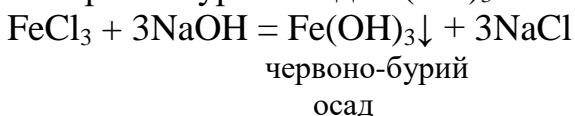
1. Виявлення катіонів Феруму (II) Fe^{2+} та Феруму (III) Fe^{3+} .

Реагентом, за допомогою якого в розчині можна виявити катіони Fe^{2+} та Fe^{3+} є розчин луку. Для прикладу розглянемо реакцію утворення $\text{Fe}(\text{OH})_2$ та $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Для цього до розчинної солі Феруму (II) та Феруму (III) додамо NaOH (див. таблицю розчинності, додаток А).

В результаті утвориться блідозелений осад $\text{Fe}(\text{OH})_2$:

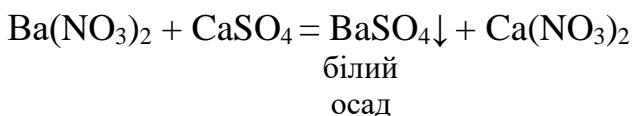


та червонобурий осад $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



2. Виявлення катіонів Барію Ba^{2+} .

Реагентом, за допомогою якого в розчині можна виявити катіони Ba^{2+} є гіпсова вода CaSO_4 . Для якісного визначення іонів Ba^{2+} , до розчинної солі Барію потрібно додати розчин CaSO_4 . В результаті реакції відбувається утворення білого нерозчинного осаду BaSO_4 :



3. Виявлення катіонів амонію NH_4^+ .

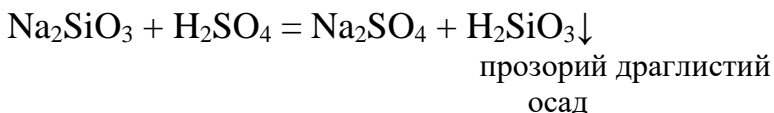
Реагентом, за допомогою якого в розчині можна виявити катіони Ba^{2+} є розчин калію гідроксид KOH або натрію гідроксид NaOH . Для виявлення катіонів NH_4^+ , до розчинної солі, яка утворена катіоном NH_4^+ , потрібно додати, наприклад, розчин KOH .

При цьому відчувається специфічний запах амоніаку, який утворюється під час реакції:



4. Виявлення силікат-аніонів SiO_3^{2-} .

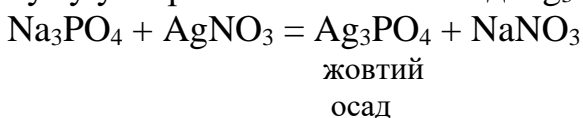
Реагентом, за допомогою якого в розчині можна виявити силікат-аніони SiO_3^{2-} є розчин кислоти. При цьому утворюється гель силікатної кислоти H_2SiO_3 :



5. Виявлення ортофосфат-аніонів PO_4^{3-} .

Реагентом, за допомогою якого в розчині можна виявити ортофосфат-аніони PO_4^{3-} є солі Аргентуму.

При взаємодії розчинної солі, що містить аніони PO_4^{3-} , з сіллю Аргентуму утворюється жовтий осад Ag_3PO_4 :



Близько 90 хімічних елементів існують у біосфері, інші добуті штучно за допомогою ядерних реакцій. Організм людини вміщує близько 70 елементів. Тільки 8 елементів – Оксиген, Силіцій, Алюміній, Ферум, Кальцій, Натрій, Калій та Магній складають за масою 99 % земної кори, причому половина припадає на Оксиген, а чверть – на Силіцій.

З хімічних елементів, які зустрічаються у природі значних кількостях (таких близько 50), приблизно половину складають *біогенні елементи*. Вони постійно входять до складу організмів і виконують життєво необхідні біологічні функції (O, C, N, P). До елементів-органогенів належать: Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген, Фосфор, Сульфур, Галогени та деякі метали. Інші – другорядні елементи, які не мають певної цінності для живої клітини.

Біогенні елементи поділяються на *макро-* та *мікроелементи*. Макроелементи використовуються організмами у великих кількостях: O, H, C, N, Fe, P, K, Ca, S, Mg, Na, Cl та ін. Вони приймають участь у побудові органічних сполук та неорганічних речовин живих організмів, входять до складу білків, нуклеїнових кислот, вуглеводів. Їх вміст змінюється від 60 до 0,001 % маси тіла. Вміст мікроелементів знаходиться в межах 0,00001-0,001 % маси тіла. Мікроелементи входять до складу ферментів, гормонів, вітамінів та інших біологічно активних сполук, в основному як комплексоутворювачі або активатори обміну речовин. До даної групи належать Mn, B, Co, Cu, I, Zn, V, Br, Al. Щоденна потреба в макроелементах приблизно дорівнює 100 мг/добу, тоді як в мікроелементах не перевищує кількох міліграмів.

Розглянемо деякі основні властивості окремих хімічних елементів та їх дію на живі організми.

Карбон (C). Основний складовий елемент рослинного та тваринного світу.

Оксиген (O). Найпоширеніший елемент на планеті. Необхідний елемент для процесів дихання.

Фосфор (P). Забезпечує організм енергією. Необхідний елемент для побудови кісткової тканини.

Кальцій (Ca). Сприяє розвитку та укріпленню кісткової тканини.

Купрум (Cu). Незмінний фактор нормального використання організмом Феруму. З продуктів харчування багато Купруму в молоці, маргарині, медові, а найбільше – у горіхах та овочах.

Йод (I). Нестача йоду в атмосфері, воді та ґрунтах приводить до захворювань щитовидної залози.

Силіцій (Si). Його сполуки складають 75 % (за масою) земної кори.

Цинк (Zn). З екологічної точки зору важливо підтримувати вміст цинку в довкіллі на належному рівні, від 13 до 350 мг на 1 кг ґрунту.

Магній (Mg). Приймає участь у фотосинтезі, як компонент хлорофілу.

Флуор (F). Досить поширений елемент. Різниця між позитивною і шкідливою дозою фтору дуже незначна і в цьому полягає велика небезпека фторування води.

Ферум (Fe). Залізо є одним з найбільш важливих мікроелементів для підтримки комфортної життєдіяльності організму і протікання в ньому різних хімічних процесів. Fe бере участь в утворенні червоних кров'яних тілець, входить в структуру гемоглобіну і бере участь в транспортуванні кисню від легенів по всій кровоносній системі до органів і тканин. Добова потреба дорослої людини у Fe близько 5-10 мг.

Калій (K). Калій є одним з основних учасників водно-сольового обміну, бере участь у регулюванні кислотно-лужного балансу поряд з іншими мінералами, бере участь у роботі м'язів, судин, залоз і внутрішніх органів.

Натрій (Na) в людському організмі потрібен для того, щоб підтримувати в його клітинах необхідний водно-сольовий баланс, а також нормалізувати функції нирок і нервово-м'язову діяльність.

Хімія і прогрес людства. Сьогодні, як ніколи раніше, зростає роль хімічних знань у житті суспільства. Хімічні процеси привели до створення життя, хімічні реакції протікають у нашому організмі, навколо нас. Сучасне хімічне виробництво оточило людину новими, зручними матеріалами. Розробка й одержання нових матеріалів та вдосконалення існуючих – це одна з головних задач сучасної хімії.

Особливе значення серед нових матеріалів посідають композити. Це матеріали, які складаються з пластмасової основи (матриці) і наповнювача. За багатьма своїми властивостями – міцністю, в'язкістю, тощо композити набагато перевищують традиційні матеріали, завдяки чому потреби суспільства в них постійно зростають. На створення композитів витрачають все більше зусиль, оскільки головними споживачами композитів поки що є автомобільна та космічна промисловість.

З розвитком медицини постала проблема щодо частини органів і тканин в організмі людини. Матеріали, які можна використовувати для виготовлення різних імплантатів постачають із хімічних лабораторій. Металеві протези прості у виготовленні, дуже міцні й хімічно інертні. Вони відносно дешеві, тому на них найчастіше падає вибір. Головний недолік металів – вони піддаються корозії, через яку знижується їхня механічна міцність і організм отруюють іони металів.

Після того як з'ясувалося, що металеві й полімерні біоімплантанти мають істотні недоліки, почали з тією самою метою використовувати керамічні матеріали. Кераміка — це гарний кандидат у біоматеріали: вона міцна, не піддається корозії, не вступає в хімічні реакції. Крім того, кераміка не стирається, що важливо для штучних суглобів, має відносно низьку щільність, а також характеризується біосумісністю і навіть деякою біоактивністю.

Нові перспективні матеріали використовуються і в стоматологічній практиці. Це фотополімери, металокераміка та інше.

У створенні нових матеріалів використовуються природні барвники – органічні сполуки, які виробляються живими організмами.

До другої половини ХІХ ст. природні барвники – єдині речовини для фарбування текстильних і парфумерних виробів, шкіри, паперу, харчових продуктів, тощо. З розвитком промисловості органічного синтезу, природні барвники не витримали конкуренції з барвниками синтетичними і в основному втратили колишнє практичне значення. Зараз їх застосовують, переважно, тільки в харчовій і парфумерній промисловості, при дослідженні методами оптичної й електронної мікроскопії, в цитології та гістохімії, в аналітичній хімії.

З розвитком науки і техніки все більше нових корисних копалин використовують у промисловості. За останні п'ять років корисних копалин було добуто більше, ніж за всю історію людства. Тепер у світі щорічно добувається і переробляється 100 млрд. т гірських порід. Велика кількість сировинних джерел швидко виснажується, в результаті чого і виникає сировинна проблема. Уже зараз багато країн зазнають браку окремих видів сировинних ресурсів. В Україні, наприклад, гостро не вистачає такої сировини, як нафта та природний газ.

Хіміки пропонують методи раціонального використання сировини, її комплексної переробки, ліквідації відходів, багато з яких завдають шкоди довкіллю та та здоров'ю людини. Розробка нових способів комплексного використання сировини й відходів має велике значення.

Необхідним є впровадження безвідходних технологій, тобто таких виробничих процесів, при яких відходи одного виробництва стають сировиною для іншого. Промислові та побутові відходи отруюють водойми, заражають ґрунт і повітря, захаращують території. Проте вони є невичерпним джерелом сировини. Тому завдання хіміків полягає в знешкодженні відходів. Включаючи вторинну сировину в активний оборот, можна домогтися економії природної сировини, енергії, робочого часу, а також підвищити якість і знизити собівартість продукту.

Завдяки великим досягненням в хімії виготовляються нові матеріали жаротривкі, надміцні, які використовуються в ядерних реакторах, в конструкціях космічних кораблів, супутниках.

Розробка нових способів комплексного використання сировини має величезне значення. Важливим для промисловості та сільського господарства, транспорту є тверде, рідке, газувате паливо. Забезпеченість енергією є найважливішою умовою соціально-економічного розвитку будь-якої країни.

Нові хімічні методи, що допомагають розв'язанню енергетичної проблеми: перетворення вугілля шляхом змішування з нафтою та дії на суміш водню під тиском; вилучення в'язкої нафти за допомогою води та поверхнево-активних речовин; перетворення світлової енергії Сонця на електричну.

Особливо прискореними темпами зменшуються запаси нафти і природного газу, а вони обмежені й не відновлювані – це породжує

енергетичну проблему. У різних країнах її розв'язують по різному і великий внесок у це робить хімія.

Хіміки вже сьогодні дбають про паливо майбутнього, бо природні запаси нафти, кам'яного вугілля, природного газу вичерпні. Розробляється проблема добування синтетичного газу метану з кам'яного вугілля.

Екологічно чисте пальне – водень може використовуватись усіма видами транспорту.

У повсякденному житті людині постійно доводиться мати справу з різноманітними хімічними речовинами. Для того, щоб розумно їх використовувати, необхідно знати їх властивості й небезпеку, яку вони можуть спричинити.

Хімія має велике значення і для виробництва продуктів харчування, зокрема виробництво цукру, оцту, маргарину, патоки, консервантів та інших. Розвиток промисловості мінеральних добрив та засобів захисту рослин різко підвищив продуктивність сільського господарства. Продукти, які отримані з технічних сільськогосподарських культур, – це жири, тканини, барвники з часом замінилися штучними речовинами та матеріалами.

Хімічна діяльність людини може завдавати шкоду довкіллю. У результаті промислового виробництва навколишнє середовище забруднюється пилом, шкідливими речовинами.

Велика роль хімії в розвитку матеріального виробництва зумовлена її практичними успіхами, які значною мірою залежать від результатів теоретичних досліджень. Без розробки теоретичних питань, без розвитку теорії було б неможливо поставити хімічні процеси на наукову основу.

Під поняттям «**зелена хімія**» мають на увазі такий дизайн хімічних продуктів і процесів, в широкому сенсі, завдяки якому зменшують або припиняють використання або утворення небезпечних речовин.

Бурхливий розвиток хімічної науки та промисловості ставить людство перед низкою проблем: виснаження невідновлюваних ресурсів, проблеми безпеки та захворювання населення, пов'язані із хімічним виробництвом та токсичністю деяких його продуктів. Техногенні катастрофи ХХ, щорічні витрати на запобігання забруднення довкілля у розмірі 10 млрд. доларів надали потужний імпульс для розробки інноваційного підходу до рішення екологічних проблем за допомогою хімії.

Зараз в історії хімії відкривається нова сторінка, пов'язана із розвитком нового інтегративного наукового напрямку – «зеленої», або «екологічно раціональної хімії». Зазвичай основна увага зосереджена на процесі виробництва та кінцевому продукті, а споживач відсутній у цій схемі. У «зеленій хімії» створений образ «ідеального споживача» – він користується мінімальною кількістю товарів, розуміє необхідність збереження довкілля.

Метою «зеленої хімії» стає розвиток технологій, які є результатом більш ефективних хімічних реакцій. «Зелена хімія» робить акцент на запобіганні забруднень на самих початкових стадіях планування та здійснення хімічних

процесів та охоплює всі типи та аспекти хімічних процесів, які мінімізують ризик негативного впливу на довкілля та здоров'я людини. Існує розуміння «зеленої хімії» як мистецтва, що дозволяє отримати необхідну речовину найбільш безпечним шляхом.

«Зелена хімія» припускає вдумливий відбір вихідних матеріалів і схем процесів, який взагалі виключає використання шкідливих речовин, відмову від використання токсичних та небезпечних хімічних речовин, орієнтація на промислові процеси, які не забруднюють довкілля та відповідальність науковця та виробника за продукти, що виробляються.

12 принципів «зеленої хімії»:

1. Запобігання утворення відходів. Такий дизайн хімічного синтезу, який забезпечує запобігання утворення відходів. Не залишати ніяких відходів для утилізації й поховання.

2. Максимальне укрупнення складових частин. Проектування синтезу так, щоб кінцевий продукт містив максимальне співвідношення вихідних матеріалів. З мінімальною кількістю відходів або без них.

3. Розробка менш небезпечних хімічних синтезів. З використанням і генеруванням речовин з мінімальною токсичністю або нетоксичними для людей або навколишнього середовища.

4. Дизайн безпечних хімічних речовин і продуктів. Дизайн хімічних продуктів, які повною мірою ефективні, але мають малу токсичність або взагалі не токсичні.

5. Використовуйте безпечні розчинники та умови реакції. Не використовуйте розчинники або інші допоміжні хімічні речовини. Якщо ви повинні використовувати ці хімічні речовини, використовуйте найбільш безпечні з них.

6. Підвищення енергоефективності. Запустіть хімічні реакції при кімнатній температурі і тиску, коли це можливо.

7. Використовуйте відновлювальну сировину. Використовуйте такі вихідні матеріали або сировину, які є поновлюваними, а не ті, що виснажуються. Джерелом відновлюваної сировини часто є сільськогосподарські продукти або відходи інших процесів; джерела невідновлюваної сировини - частіше це джерела викопного палива (нафта, природний газ, вугілля) чи гірничих розробок.

8. Уникайте хімічних похідних. Уникайте використання блокуючих або захисних груп або яких-небудь тимчасових модифікацій, якщо це можливо. Похідні використовують додаткові реагенти і утворюють відходи.

9. Використовуйте каталізатори, але не стехіометричні реагенти. Мінімізуйте відходи за допомогою каталітичних реакцій. Каталізатори ефективні в малих кількостях і можуть здійснювати одну реакцію безліч разів. Вони краще стехіометричних реагентів, які використовуються з надлишком, і здійснюють реакцію тільки один раз.

10. Дизайн хімікатів и продуктів погіршується після використання. Дизайн хімічних продуктів повинен бути таким, щоб вони руйнувалися до

нешкідливих речовин після використання, і не накопичувалися в навколишньому середовищі.

11. *Аналіз в режимі реального часу, щоб запобігти забрудненню.* Включити в процес моніторинг у реальному часі і контроль під час синтезу, щоб мінімізувати або усунути утворення побічних продуктів.

12. *Зведення до мінімуму можливості нещасних випадків.* Такий дизайн хімічних речовин і їх фізичних форм (твердих, рідких або газу), щоб мінімізувати потенціал для хімічних аварій, включаючи вибухи, пожежі і викиди в навколишнє середовище.

СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Попель П. П., Крикля Л. С. Хімія. 10 клас: підручник для загальноосвітніх навчальних закладів (рівень стандарту) / П. П. Попель, Л. С. Крикля. – К. : Видавничий центр «Академія», 2013. – 206 с.
2. Хімія : підруч. для 10 кл. загальноосвіт. навч. закл. (профільн. рівень) / Буринська Н.М., Депутат В.М., Сударева Г.Ф., Чайченко Н.Н.; кер. авт. кол. Буринська Н.М. – К. : Педагогічна думка, 2010. – 352 с.
3. Ярошенко О. Г. Хімія : Підручн. для 10 кл. загальноосвіт. навч. закл. (рівень стандарту, академічний рівень) / О. Г. Ярошенко. – К. : Грамота, 2010. – 224 с.
4. Зеленєва О. Г. Хімія. 8-11 кл.: Довідник школяра і студента. – Донецьк : ТОВ ВКФ «БАО», 2010. – 560 с.
5. Мітрясова О. П. Хімічна екологія / О. П. Мітрясова. – Херсон: ОЛДІ-ПЛЮС, 2016. – 316 с.
6. <http://sc46.pp.ua/6598-2>.
7. <https://subject.com.ua/textbook/chemistry/10klas>.
8. http://newhimblog.blogspot.com/p/blog-page_65.html
9. <http://www.npblog.com.ua/index.php/ekologiya/kystotni-doshchi.html>
10. www.chemistry.in.ua/grade-10.

ДОДАТОК А

Йони	ОН ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р
Li ⁺	р	м	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р
Na ⁺ K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg ²⁺	м	н	р	р	р	р	н	р	р	н	н	н	р
Ca ²⁺	м	н	р	р	р	м	н	м	р	н	н	н	р
Sr ²⁺	м	н	р	р	р	р	н	м	р	н	н	н	р
Ba ²⁺	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Al ³⁺	н	м	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	р
Cr ³⁺	н	н	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	р
Zn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ni ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	н	р	р	р	-	-	р	р	н	н	н	р
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	-	-	р	м	н	н	н	р	р	н	н	-	р
Cu ²⁺	н	н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ag ⁺	-	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	р	н	-	р	-	н	-	-	р
Pb ²⁺	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н	р

р – розчинна речовинна; н – практично не розчинна речовина;
м – малорозчинна речовинна; - – речовини не існують або розкладаються водою

УДК 546	<p>Хімія: курс лекцій для здобувачів I курсу освітньо-професійного ступеня фаховий молодший бакалавр спеціальностей 274 Автомобільний транспорт, 022 Дизайн, 073 Менеджмент, 076 Підприємництво та торгівля, 123 Комп'ютерна інженерія, 126 Інформаційні системи та технології, 141 Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 275.03 Транспортні технології (на автомобільному транспорті) денної форми навчання / уклад. Ірина ДАНИЛЮК, Олена РОМАШКО. – Луцьк: ТФК ЛНТУ, 2024. – 75 с.</p>
------------	---

Комп'ютерний набір

Ірина ДАНИЛЮК

Редактор

Ірина ДАНИЛЮК

Підп. до друку 2024 р.
 Формат 60x84/16. Папір офс.
 Гарнітура Таймс. Ум. друк. арк. 3,1.
 Тираж 50 прим.

Відокремлений структурний підрозділ
 «Технічний фаховий коледж
 Луцького національного технічного університету»
 43000 м. Луцьк, вул. Конякіна, 5