МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

навчальної дисципліни «Неорганічна хімія»
обов'язкових компонент освітньої-професійної програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти бакалавр з авіаційного транспорту

Технології робіт та технологічне обладнання аеропортів

за темою 1 – Основні поняття і закони хімії.

Харків 2022

ЗАТВЕРДЖЕНО
Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 26.09.2022 № 9

СХВАЛЕНО
Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 19.09.2022 № 2

ПОГОДЖЕНО
Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 23.09.2022 № 9

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 14.09.2022 № 3

Розробник:
1. канд. хім. наук, доцент, спеціаліст вищої категорії, викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, Козловська Т. Ф.

Рецензенти:
1. канд. хім. наук, доцент, завідувач кафедри екології та біотехнологій Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського, професор Новохатько О. В.
2. канд. техн. наук, доцент, викладач циклової комісії природничих дисциплін Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, викладач-методист, спеціаліст вищої категорії Долударєва Я. С.

План лекції:

1. Основи змісту атомно-молекулярного вчення.
2. Класифікація речовин. Алотропія.
3. Хімічні реакції. Класифікація хімічних реакцій.
4. Основні закони хімії. Газові закони.
5. Відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону та періодичної системи хімічних елементів. Періодичність властивостей хімічних елементів.
6. Квантові числа як характеристика стану електрона в атомі.

Рекомендована література:

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібн. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с.
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія: Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В.М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с.
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с.

Додаткова

1. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с.
2. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КПІ», 2013. 332 с.
3. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Клюєва; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
5. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Інформаційні ресурси в Інтернеті

1. Віртуальна читальня освітніх матеріалів для студентів, вчителів, учнів та батьків. URL : https://subject.com.ua/

Текст лекції

1. Основи змісту атомно-молекулярного вчення. Хімічні елементи.

Хімія належить до числа природничих наук, що вивчають навколишній світ з усім багатством його форм і різноманіттям явищ, які відбуваються в ньому. При всіх різноманітних переходах одних форм руху в інші дотримується основний закон природи – закон вічності матерії і її руху. Окремі форми руху матерії вивчаються різними науками: фізикою, хімією, біологією і іншими. Повсюдно можна спостерігати, що речовини піддаються різним змінам. Явища, при яких з одних речовин утворюються інші, нові речовини, називаються хімічними. Вивченням таких явищ займається хімія. Хімія – це наука про перетворення речовин. Вона вивчає склад і будову речовин, залежність властивостей речовин від їх складу і будови, умови і шляхи перетворення одних речовин в інші.

Кожний вид матерії, що володіє за даних умов певними фізичними властивостями, наприклад вода, залізо, сіра, вапно і т.п., в хімії називають речовиною. Для встановлення властивостей речовини необхідно мати його можливо більш чистим.

Речовини в чистому вигляді в природі не зустрічаються. Природні речовини є сумішами, що складаються іноді з дуже великого числа різних речовин. Речовини, що випускаються хімічною промисловістю – також містять якусь кількість домішок.

Чисті речовини завжди однорідні, суміші ж можуть бути однорідними або неоднорідними.

Однорідними називають суміші, в яких не можна знайти частинок цих речовин унаслідок малої їх величини. Такими сумішами є суміші газів, багато рідин, деякі сплави. Прикладами неоднорідних сумішей можуть служити різні гірські породи, грунт, каламутна вода, запорошене повітря і т.п. Хімічні зміни завжди супроводжуються змінами фізичними. Тому хімія тісно пов'язана і з біологією, оскільки біологічні процеси супроводжуються безперервними хімічними перетвореннями. Проте хімічні явища не зводяться до фізичних процесів, а біологічні – до хімічних і фізичних: кожна форма руху матерії має свої особливості.

У сучасному житті, особливо у виробничій діяльності людини, хімія грає виключно важливу роль. Немає майже жодної галузі виробництва, не зв'язаної із застосуванням хімії. Природа дає лише початкову сировину. Піддаючи природні матеріали хімічній переробці, одержують різноманітні речовини, необхідні для сільського господарства, для промисловості, для домашнього побуту і т.п. Для хімічної переробки природної сировини необхідно знати загальні закони перетворення речовин, а ці знання дає хімія.

Уявлення про те, що речовина складається з окремих, дуже малих частинок, – атомна гіпотеза – виникло ще в Стародавній Греції. Проте створення наукове обґрунтованого атомно-молекулярного вчення стало можливим значно пізніше – в XVIII–XIX століттях, корду фізика стала

базуватися на точному експерименті. В хімію кількісні методи дослідження були введені М.В. Ломоносовим в другій половині XVIII століття.

Поняття «елемент» введено в хімію Р. Бойлем для позначення «найпростіших тіл», з яких складені складні тіла і які не можуть бути хімічно розкладені. Подальший розвиток поняття «хімічний елемент» одержаний в працях М.В. Ломоносова. В своїй книзі в 1714 році «Елементи математичної хімії» він висуває низку положень, серед яких вводиться поняття «корпускул». Отже, М.В. Ломоносов заклав основи атомно-молекулярного вчення. Він чітко розрізняв два ступені в будові речовини: елементи (атоми) і корпускули (молекули).

Значним внеском у розвиток атомно-молекулярного вчення є дослідження французького хіміка Лавуазьє. Він розробив кисневу теорію горіння. Лавуазьє дійшов важливого висновку: «При хімічних реакціях не тільки зберігається загальна маса речовини, але і маса кожного з елементів». (Він не допускав зміни хімічних елементів).

2. Класифікація речовин. Алотропія.

У основі атомно-молекулярного вчення лежить принцип дискретності (переривчастої будови) речовини: всяка речовина не є чимось суцільним, а складається з окремих дуже малих частинок.

Атомно-молекулярне вчення в хімії повністю восторжествувало, коли в 1860 році в Карлсрує на I Міжнародному з'їзді хіміків були прийняті такі основні поняття.

Молекула – це якнайменша частинка речовини, що володіє його хімічними властивостями. Хімічні властивості молекул визначаються її складом і хімічною будовою.

Атом – якнайменша частинка елементу в молекулах простих і складних речовин. Сучасне визначення **атома** – це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого атомного ядра і негативно заряджених електронів.

Хімічний елемент – певний вид атомів з однаковим (+) зарядом ядра. Кожний окремий атом є хімічним елементом. Поєднання атомів не буде елементом: поєднання одних і тих же атомів – це **проста речовина**, поєднання атомів різних елементів – ця **складна речовина** або суміш простих.

Алотропія – здатність хімічних елементів утворювати декілька простих речовин, різних по будові і властивостям.

Алотропія (ві др.-грец. ἄλλος «інший» + τρόπος «оберт, властивість») — існування двох і більше простих речовин одного й того ж самого хімічного елемента, різних за будовою і властивостям – так званих **алотропних** (або алотропічних) модифікацій чи форм.

Алотропія (від грец. «*tropos*» – ознака) — це процес, при якому один хімічний елемент може трансформуватися в дві або більше простих речовин. Алотропія викликана різноманітним набором молекул у простій речовині або різним місцезнаходженням частинок у кристалічній решітці цієї речовини.

У 1841 році явище алотропії стало відомо науці завдяки вченому Йенсу Якобу Берцелиусу, пізніше ретельні і довгі дослідження цього явища були пророблені А. Шреттером. У 1860 році, незабаром після того, як був відкритий закон Авогадро, за яким у речовинах одного обсягу, де встановлені рівні температури і тиск, існує рівна кількість молекул, вчені зрозуміли, що елементи мають можливість перебувати у формі молекул з безліччю атомів.

Алотропні модіфікації.

Карбон.

На сьогодні налічується більше чотирьохсот алотропних модифікацій простих речовин. Наприклад, алмаз і графіт – це алотропні модифікації Карбону, хоча ці речовини зовні абсолютно несхожі. У графіту структура гексагональна шарувата, а у алмазу виглядає як правильно поєднана один з одним сітка тетраедричних утворень. Приклади одних з найпоширеніших прикладів алотропії речовин: карбон може утворити безліч алотропних модифікацій – алмаз, графіт, карбін і т.д. (рис. 1).

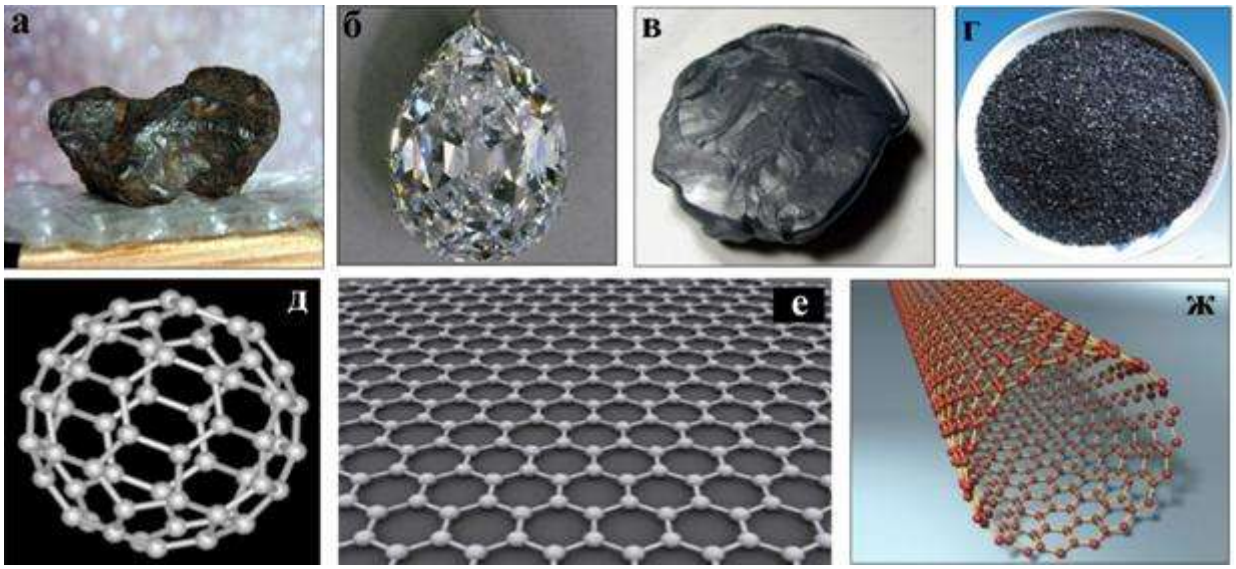


Рисунок 1 – Алотропні форми Карбону: а) лонсдейліт; б) алмаз; в) графіт; г) аморфний Карбон; д) С60 (фулерен); е) графен; ж) одношарова нанотрубка

Різноманітність складних речовин спостерігається через їх різний кількісний складу. Його можна визначити за набором електронів, що знаходяться на електронному рівні атома і кількісний вміст протонів і нейтронів в ядрі. Але було виявлено, що хімічні елементи можуть утворювати різні варіації, у яких у ядер один і той же заряд, але при цьому у них різні маси. Такі різновиди атомів мають назву ізотопів. Явища алотропії і ізотопії є підтвердженнями різноманіття неорганічних речовин.

Алмаз – найтвердіший мінерал, кубічна поліморфна (алотропна) модифікація Карбону (С), стійка при високому тиску. При атмосферному тиску і кімнатній температурі метастабільний, але може існувати необмежено довго, не перетворюючись на стабільний в цих умовах графіт. У вакуумі або в інертному газі при підвищених температурах поступово переходить у графіт.

Алмаз може бути безбарвним водянопрозорим або забарвленим у різні відтінки жовтого, коричневого, червоного, блакитного, зеленого, чорного, сірого кольорів. Розміри кристалів варіюють від мікроскопічних до дуже великих, маса найбільшого алмазу «Куллінан», знайденого 1905 року у Південній Африці 3106 карат (0,621кг) (рис. 2).



507-каратний алмаз Cullinan Heritage



Неограненний алмаз



Розсип алмазів

Рисунок 2 – Різновиди алмазів

Силіцій.

Кремній утворює дві алотропні модифікації – аморфний і кристалічний Силіцій.

Кристалічний Силіцій – речовина темно-сірого кольору з металевим блиском, має кубічну структуру алмазу, але значно поступається йому за твердістю, досить крихкий. Температура плавлення 1415 °С, температура кипіння 2680 °С, щільність 2,33 г/см^3. Має напівпровідникові властивості, його опір знижується при підвищенні температури.

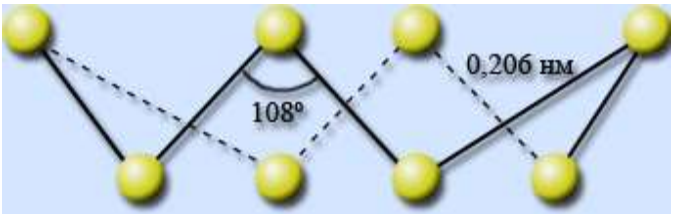
Аморфний Силіцій – порошок бурого кольору на основі сильно разупорядоченої алмазоподібної структури. Має більшу реакційну здатність, ніж кристалічний Силіцій.

Сульфур.

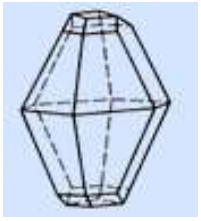
Існування алотропних модифікацій Сульфуру пов'язано з її здатністю утворювати стійкі гомоланцюги –S–S–. Стійкість ланцюгів пояснюється тим, що зв'язки –S–S– виявляються міцнішими, ніж зв'язок у молекулі S_2. Гомоланцюги Сульфуру мають зигзагоподібну форму, оскільки в їх утворенні беруть участь електрони взаємно перпендикулярних *p*-орбіталей.

Існує три алотропних модифікації Сульфуру: ромбічна, моноклінна і пластична. Ромбична і моноклінна модифікації побудовані з циклічних молекул S_8, розміщених у вузлах ромбічної і моноклінної решіток. Молекула S_8 має форму корони (рис. 3), довжини всіх зв'язків –S–S– дорівнюють 0,206 нм і кути близькі до тетраедричних – 108 °.

У ромбічного Сульфуру найменший елементарний об'єм має форму прямокутного паралелепіпеда, а в разі моноклінного Сульфуру елементарний об’єм виглядає як скошений паралелепіпед.



Моноклинная сера



Кристалл ромбической серы



Кристалл моноклинной серы

Рисунок 3 – Алотропні модифікації Сульфуру

Пластична модифікація утворена спіральними ланцюгами з атомів Сульфуру з лівої і правої осями обертання. Ці ланцюжки скручені і витягнуті в одному напрямку.

Фосфор.

Фосфор утворює кілька алотропних видозмін. Явище алотропних модифікацій у фосфору викликано утворенням різних кристалічних форм. Білий фосфор (Р4) має молекулярну кристалічну решітку, червоний і чорний – атомну. При тривалому нагріванні білий фосфор перетворюється на червоний.

Білий фосфор – сильна отрута, навіть в малих дозах діє смертельно. У твердому стані виходить при швидкому охолодженні парів фосфору. У чистому вигляді абсолютно безбарвний, прозорий, за зовнішнім виглядом схожий на віск: на холоді крихкий, при температурі вище 15 °С – м'який, легко ріжеться ножем; у воді не розчиняється, але добре розчиняється в сірковуглеці – CS_2 і в органічних розчинниках; легко плавиться, леткий. Білий фосфор швидко окислюється на повітрі, при цьому світиться в темряві – перетворення хімічної енергії в світлову; самозаймається на повітрі, при слабкому нагріванні, незначному терті. З киснем реагує без підпалювання, навіть під водою, утворюючи спочатку P_2O_3, потім – P_2O_5.

При тривалому нагріванні білий фосфор перетворюється в червоний. Білий фосфор застосовується для виготовлення боєприпасів артилерійських снарядів, авіабомб, призначених для освіти димових завіс. Широкого застосування не має.

Червоний фосфор – порошок червоно-бурого кольору, неотруйний, нелеткий, не розчиняється у воді і в багатьох органічних розчинниках і сірковуглеці; не світиться в темряві. Тільки при нагріванні до 260 °С запалюється.

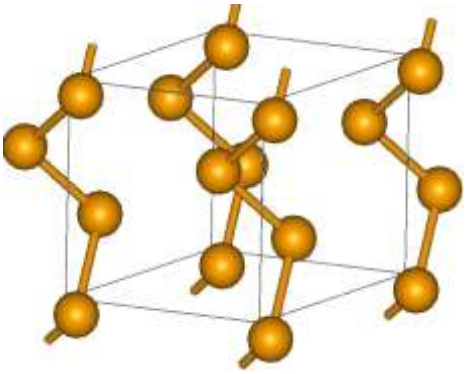
При сильному нагріванні, без доступу повітря, не плавлячись (минаючи рідкий стан) випаровується – сублімується. При охолодженні перетворюється на білий фосфор. Йде на виготовлення сірників: червоний фосфор у суміші із сульфідом сурми, залізним суриком, з домішкою кварцу і клею наносять на поверхню сірникової коробки. Головка сірників складається, в основному, з бертолетової солі, меленого скла, сірки і клею. При терті головки об коробку червоний фосфор спалахує, підпалює склад головки, а від нього загоряється

дерево. Також червоний фосфор застосовується в приготуванні фармацевтичних препаратів.

Чорний фосфор утворюється при сильному нагріванні і при високому тиску білого фосфору. Чорний фосфор важче інших модифікацій. Застосовується дуже рідко – як напівпровідник у складі фосфату галію і індію в металургії.

Селен.

Селен – крихкий блискучий на зламі неметал чорного кольору (стійка алотропна форма, нестійка форма – киноварно-червона). Належить до халькогенамів. Входить до складу активних центрів деяких білків у формі амінокислоти селеноцистеїну. В організмі людини міститься 10–14 мг селену, більша його частина сконцентрована в печінці, нирках, селезінці, серці, яєчках і насіннєвих канатиках у чоловіків. Селен входить до складу білків м'язової тканини, білків міокарда.



Кристалічна структура селену



Чорний, склоподібний аморфний і червоний аморфний селен

Рисунок 4 – Алотропні модифікації селену

Існує дві модифікації селену:

1. Кристалічна (моноклінний селен a- і b-форм, гексагональний селен g-форми).

2. Аморфна (порошкоподібна, колоїдна та склоподібна форми селену).

Модифікація аморфний червоного кольору селен - це одна з нестійких модифікацій елемента. Порошкоподібна і колоїдна форми селену виходять шляхом відновлення речовини з розчину селеністої кислоти H_2SeO_3.

Чорний склоподібний селен можна отримати шляхом нагрівання елемента будь-якої модифікації до температури 220 ^oC зі швидким охолодженням. Гексагональний селен має сірий колір. Цю модифікацію, найбільш стійку термодинамічно, можна отримати також шляхом нагрівання до температури плавлення з подальшим охолодженням до температури 180–210 °C.

Відносною атомною масою елементу називають відношення середньої маси атома природного ізотопічного складу елементу до 1/12 маси атома вуглецю ^{12}C (а.е.м. $^{12}C = 1{,}661 \cdot 10^{-27}$ кг). Введено поняття 1961 року.

Відносною молекулярною масою речовини називається величина, рівна відношенню середньої маси молекул природного ізотопічного складу речовини до ½ маси атома Карбону ^{12}C.

Наприклад: маса атома водню складає $1{,}674 \cdot 10^{-27}$ кг. Атомна маса Гідрогену

$$A\,(H) = 1{,}674 \cdot 10^{-27} / 1{,}661 \cdot 10^{-27} = 1{,}0079.$$

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів і ін.), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу ^{12}C.

Число Авогадро – число структурних одиниць (молекул, атомів, іонів і ін.), що містяться в 1 молі будь-якої речовини. Воно дорівнює:

$$N_A = 0{,}012 / 1{,}993 \cdot 10^{-26} = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}$$

Молярна маса – відношення маси *m* речовини до кількості його молів *n*.

$$M = m/n\ (\text{г/моль, кг/моль})$$

Молярна маса речовини, виражається в г/моль, має те ж числове значення, що і його відносна молекулярна (атомна) маса. Молярна маса газу дорівнює його густині відносно іншого газу, помноженої густини на молярну масу іншого газу:

$$M_1 = D \cdot M_2$$

Молярна маса будь-якої газоподібної речовини може бути визначена за його відносною густиною: за повітрям: $M = 29 \cdot D$, за воднем: $M = 2 \cdot D$.

Масу атома знаходять поділом маси моля речовини (молярної маси) А на число Авогадро:

$$m = A/N_A.$$

Моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л. Для обчислення молярних мас газів доцільно використовувати рівняння полягання ідеального газу Менделєєва – Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

де *p* – тиск газу, Па; *V* – об'єм газу, $м^3$; *m* – маса газу, кг; *M* – молярна маса газу, кг/моль; *R* – універсальна газова стала 8,314 Дж/(моль·К), (кПа $м^3$/(моль·К); *T* – абсолютна температура, К.

Правило Дюлонга-Пті. Добуток питомої теплоємності на атомну масу для більшості елементів приблизно рівний 26 Дж/(моль·К), або 6,3 кал/г-атом·град.

$$A \cdot c \approx 26.$$

Валентність елементу – це здатність його атомів з'єднуватися з іншими атомами в певних співвідношеннях. Елементи позначають хімічними знаками. Склад складних речовин зображується у вигляді формул: H_2SO_4 Явища, при яких одні речовини перетворюються на інші, відмінні від початкових складом і

властивостями, і при цьому не відбувається зміни складу ядер атомів, називаються **хімічними.**

3. Хімічні реакції. Класифікація хімічних реакцій.

Хімічна реакція, або хімічне перетворення, – це процес, під час якого з одних речовин утворюються інші речовини, відмінні за хімічним складом і будовою.

Хімічні реакції класифікуються за такими ознаками – рис. 5.

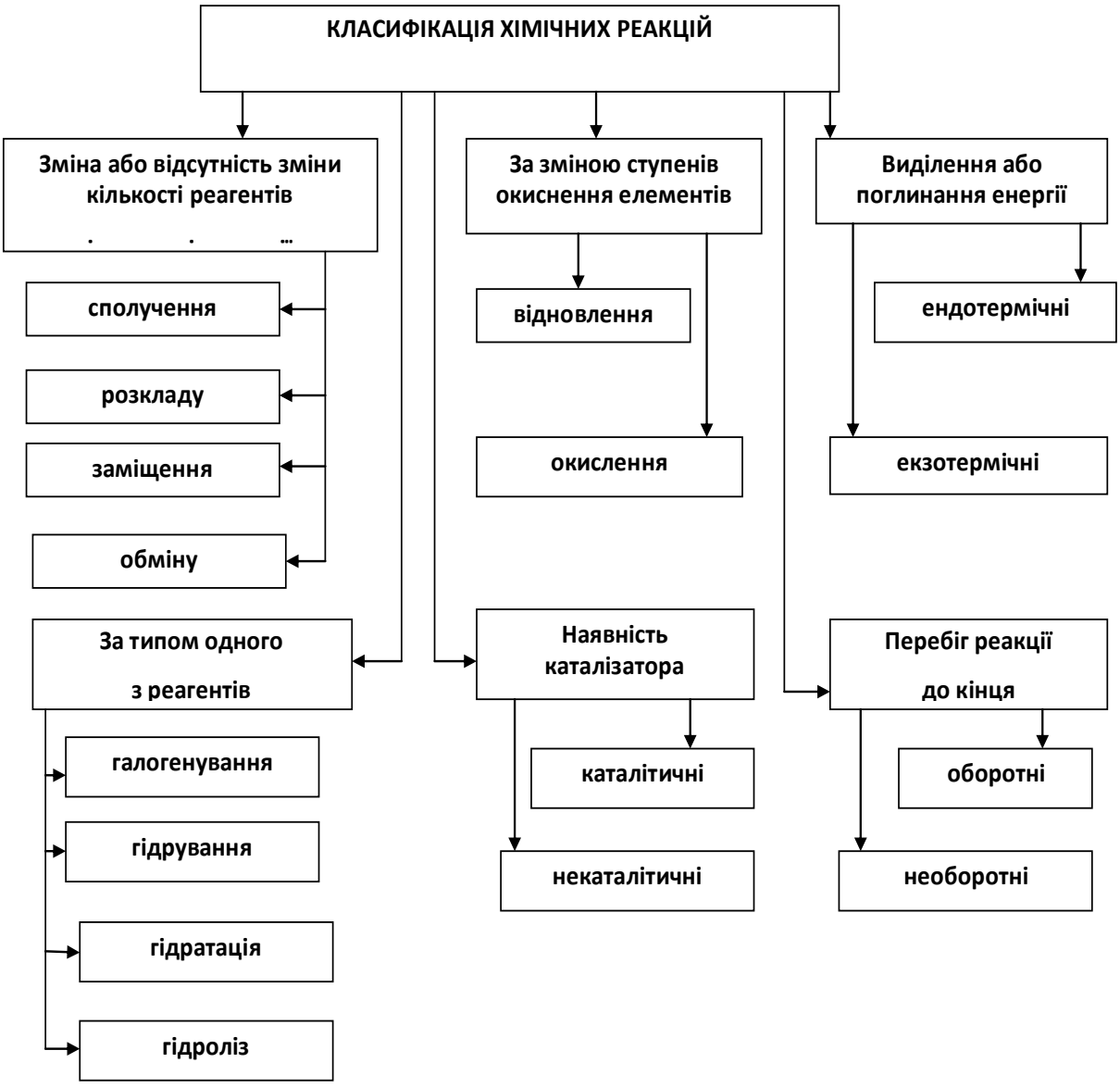


Рисунок 5 – Класифікація хімічних реакцій

1) зміна або відсутність зміни кількості реагентів і продуктів реакції. За цією ознакою реакції поділяються на **реакції сполучення, розкладу, заміщення, обміну**.

Реакція сполучення – це реакція, під час якої з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина.

Наприклад,

$$Fe + S \rightarrow FeS.$$

Реакція розкладу – це реакція, під час якої з однієї речовини утворюється дві або кілька нових речовин.

Наприклад,

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2.$$

Реакція заміщення – це реакція між простою і складною речовинами, у процесі якої атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині, внаслідок чого утворюються нова проста і нова складна речовини.

Наприклад,

$$Fe + CuCl_2 \rightarrow Cu + FeCl_2.$$

Реакція обміну – це реакція, у процесі якої дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами.

Наприклад,

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O.$$

2) Другою ознакою класифікації хімічних реакцій є зміна або відсутність **зміни ступенів окиснення елементів**, що входять до складу речовин, які реагують. За цією ознакою реакції поділяються на окисно-відновні та такі, які відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів. Наприклад,

$$Zn + S \rightarrow ZnS.$$

Це окисно-відновна реакція, під час якої Цинк віддає два електрона і набуває ступінь окиснення +2:

$$Zn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{+2},$$

а Сульфур приймає 2 електрона і набуває ступінь окиснення –2:

$$S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}.$$

Процес віддавання електронів речовинами називається ***окисненням***, а процес приєднання електронів – ***відновленням***.

3) Третьою ознакою класифікації хімічних реакцій є **виділення або поглинання енергії** в процесі реакції. За цією ознакою реакції поділяються на ***екзотермічні*** (супроводжується виділенням теплоти) та ***ендотермічні*** (супроводжуються поглинанням тепла).

4) Четвертою ознакою класифікації хімічних реакцій є **тип одного з реагентів**. За цією ознакою реакції поділяються на ***реакції галогенування*** (взаємодія з хлором, бромом), ***гідрування*** (приєднання молекул водню), ***гідратації*** (приєднання молекул води), ***гідролізу, нітрування.***

5) П’ятою ознакою класифікації хімічних реакцій є **наявність каталізатора**. За цією ознакою реакції поділяються на ***каталітичні*** (які відбуваються тільки за наявності каталізатора) і ***некаталітичні*** (які відбуваються без каталізатора).

6) Ще однією ознакою класифікації хімічних реакцій є **перебіг реакції до кінця**. За цією ознакою реакції поділяються на ***оборотні*** та ***необоротні.***

Існують також інші класифікації хімічних реакцій. Усе залежить від того, який критерій покладено в їхню основу.

4. Основні закони хімії. Газові закони.

Закон збереження маси речовин. Відкритий Ломоносовим в 1748 році. Застосовується в розрахунках матеріального балансу. Маса речовин до реакції рівна масі речовин, що утворюються в результаті реакції

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

$$2 \cdot 35,5/73 = 2 \cdot 36,5/73$$

Цей закон є окремим випадком закону збереження маси і енергії: $E = m \cdot c^2$ Через величезне значення величини c^2 тим енергіям, які виділяються або поглинаються при хімічних реакціях, відповідають дуже малі маси, що лежать зовні меж можливості вимірювань. Тому при хімічних реакціях можна не брати до уваги ту масу, яка приноситься або несеться з енергією.

Закон постійності складу. Всяка речовина незалежно від способу його отримання має постійний хімічний склад (при однаковому ізотопному складі хімічних елементів) або при утворенні складної речовини елементи з'єднуються один з одним в строго певному порядку. Відкритий Прустом в 1808 році.

Інший учений Бертолле вважав, що склад речовини залежить від способу отримання. Речовини можуть мати змінний склад. Має рацію і Пруст і Бертолле, оскільки закон застосовний тільки для речовин з молекулярною структурою.

Речовини постійного складу – дальтоніди. Наприклад: H_2O, CO_2, CH_4 і ін. Речовини змінного складу – бертоліди. Наприклад, залежно від способу отримання оксид ванадію (II) має склад від VO= 0.9 до VO= 1,3 або VO= 2,5 до VO= 3. З'єднання змінного складу утворюють перехідні d – елементи.

Сучасне формулювання закону постійності складу. Склад з'єднань з молекулярною структурою є постійним незалежно від способу отримання. Склад же з'єднань з немолекулярною структурою (атомними, іонними і металевими гратами) не є постійним і залежить від умов отримання.

Закон кратних відносин Дальтона (1803 р.) Якщо два хімічні елементи утворюють між собою два або декілька хімічних з'єднань, то на одну і ту ж кількість одиниць маси одного елементу доводяться такі ж кількості одиниць маси іншого елементу, які співвідносяться між собою як невеликі цілі числа.
Закон застосовується тільки для речовин з молекулярною структурою.

Закон еквівалентів. **Елементи з'єднуються один з одним в кількостях**

пропорційних їх еквівалентам m1/m2 = m э1/m э2 Якщо одна з речовин знаходиться в газоподібному поляганні, то закон приймає вигляд:

$$m/m_e = V/Vm_e$$

Vmэ – еквівалентний об'єм газоподібної речовини, л або $м^3$

Приклад: $Vm_e (H_2) = 22,4/2 = 11,2$ л

$$Vm_e (O_2) = 22,4/4 = 5,6 \text{ л.}$$

Еквівалент елементу – це така кількість, яка з'єднується з 1 моль атомів водню або заміщає ту ж кількість атомів водню в хімічних реакціях (молі).
Маса одного еквівалента елементу називається еквівалентною масою m_e (г/моль).
m э = A/B Еквівалент алюмінію: E(Al)= 1/3 моль
Еквівалентна маса алюмінію: m э(Al)= 27/3 = 9 г/моль.

Еквівалентом складної речовини називається така його кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню або іншої будь-якої речовини.
Еквівалентна маса з'єднання рівна молярній масі, діленій на Добуток валентності елементу B на число атомів п.
m э кислоти = M кислоты/основность кислоти
m э(H3PO4)= 98/3 = 32,7 г/моль
m э основи = M основи/ кислотність основи m э(Ca(OH)2) = 74/2 = 37 г/моль
m э солі = M соли/ число атомів металу * валентність металу
m э(Al(SO4) 3)= 342/2 * 3 = 57 г/моль

Закон Авогадро. У рівних об'ємах газів за однакових умов (T і p) міститься однакове число молекул. Слідство із закону Авогадро
а) 22,4 л – об'їм 1 моль газу при н.у. (273 К, 101,325 кПа)
б) число Авогадро 6,02 * 1023 моль-1.
R = 0,082 атм * л / моль * К
Молярний об'єм – відношення об'єму речовини до кількості цієї речовини

$$Vm = V /п$$

Закон Бойля – Маріотта. pV = const, при T = const
При T = const об'єм даної кількості газу обернено пропорційний тиску під яким він знаходиться.

$$P2/P1 = V1/ V2$$

Графіки залежності параметрів газу за сталої температури мають назву *ізотерм*.

Графіком оберненої пропорційності, а, відтак, і *графіком ізотерми в координатах p-V є гіпербола* (рис.1, а). На рис.1 б, в наведені ізотерми в координатах *p-T* і *V-T* відповідно.

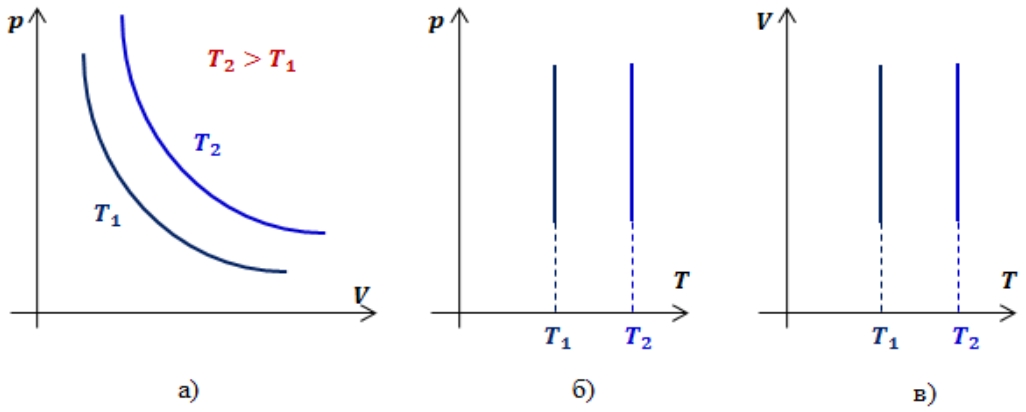


Рисунок 6 – Графіки ізотермічних процесів у різних координата**х**

Закон Гей –Люссака. При p = const зміна об'єму газу пропорційна температурі.

V/T = const, при p = const.

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

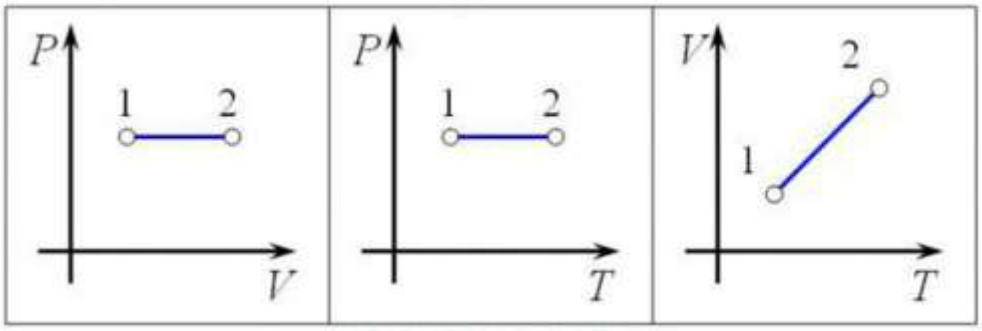


Рисунок 7 – Графіки ізобарного процесу (ізобари)

Закон Шарля (ізохорний процес). V = const

Якщо зміна стану газу проходити при постійному об’ємі, де тиск газу прямо пропорційний абсолютним температурам:

$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

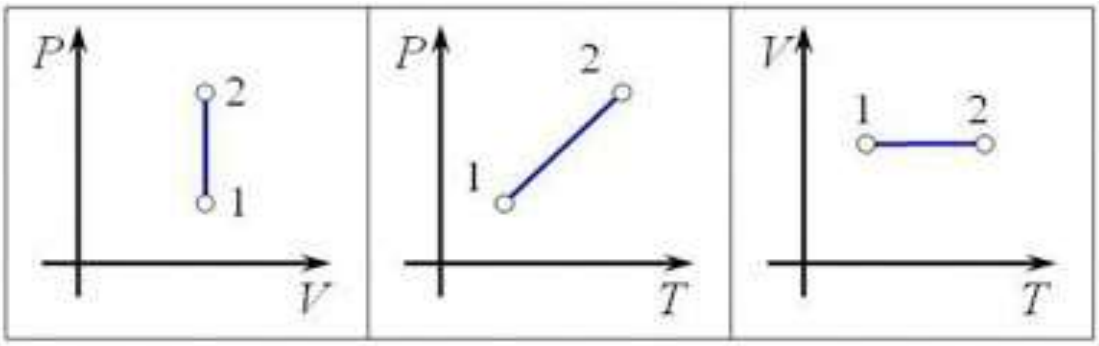


Рисунок 8 – Графіки ізохорного процесу (ізохори)

Закон парціального тиску Дальтона. Тиск суміші газів, що хімічно не взаємодіють один з одним, рівний сумі парціального тиску газів, що становлять суміш:

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \ldots + p_n$$

Парціальний тиск газу – цей тиск, який проводив би кількість газу, що є в суміші, якби воно займало при тій же температурі весь об'єм, займаною сумішшю.

Закон Дальтона, закон простих об'ємних відносин і закон Авогадро – наближені закони. При високому тиску газів спостерігаються великі відхилення від цих законів.