**Лекція 1.**

**Тема: Закон як форма наукових знань. Закон збереження маси речовин**

Закон збереження маси речовин був сформульований у вигляді загальної концепції російським ученим М. В. Ломоносовим у 1748 році і підтверджений експериментально ним самим у 1756 році, а також незалежно від нього А. Лавуазьє в 1789 році. Досліди зі спалювання речовин, які проводилися до Ломоносова, приводили до висновків, що маса речовин у процесі реакції не зберігається. Ломоносов провів простий дослід, який довів, що горіння металу є реакцією приєднання, а зростання маси металу відбувається за рахунок приєднання частини повітря. Він прожарював метали у запаяній скляній посудині та виявив, що маса посудини не змінюється, хоча хімічна реакція відбулась. Після того, як посудину було відкрито, туди потрапило повітря, і маса посудини збільшилась. Отже, при вимірюванні мас усіх учасників реакції з’ясовується, що маса речовин при хімічній реакції зберігається. Сучасне формулювання ***закону збереження маси*** таке: маса речовин, які вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися внаслідок реакції.

Закон є формою наукових знань. Дослідники на підставі виявлених закономірностей формулюють закон – їх словесний або математичний вираз. Закон збереження маси мав велике значення для подальшого розвитку хімічної науки. Він підтвердив, що атоми є неподільними та під час хімічних реакцій не змінюються. Молекули під час реакцій обмінюються атомами, але загальне число атомів кожного виду не змінюється, тому загальна маса речовин у процесі реакції зберігається.

Давайте повернемося до реакції між метаном і киснем. У цій реакції метан і кисень — реагенти, а діоксид вуглецю і вода — продукти.

 СН4 + 2О2 = СО2 + 2Н2О

Вийдуть модельки однієї молекули метану і двох молекул кисню. Ми можемо розібрати ці модельки на окремі атоми і тут же зібрати з них модельки продуктів. Для цього нам не потрібно ніяких інших деталей — тільки ті атоми, які ми взяли з однієї «молекули» метану і двох «молекул» кисню.

Зрозуміло, маса всіх пластилінових «атомів» при цьому не змінилася, хоча перед нами тепер лежать вже зовсім інші «молекули» — діоксиду вуглецю і води.

Цей простий досвід ілюструє один з найважливіших законів природи — закон збереження є. Нові речовини не виходять з нічого і не можуть звернутися на ніщо. Маса (вага) реагентів завжди в точності дорівнює масі (вазі) продуктів хімічної реакції. Цей фундаментальний закон вперше відкрив російський вчений М.В. Ломоносов. Трохи пізніше французький хімік А. Лавуазьє прийшов до тих же висновків і незалежно від Ломоносова сформулював той же закон.

Коли ми розбирали пластилінові модельки реагентів СН4 і О2, щоб зібрати модельки продуктів СО2 і Н2О, нам не треба було що-небудь змінювати в атомах. Хіба що зовсім небагато: до атома вуглецю в молекулі СО2 атоми кисню прикріплюються не так, як до цього прикріплялися атоми водню.

Значить, зміни торкнулися тільки «зовнішньої поверхні» атома. Там, як ми знаємо, в сьогоденні атомі знаходиться валентна електронна оболонка. Точно так само в хімічних реакціях зміни стосуються лише зовнішніх електронів, а вся внутрішня «начинка» атома, що знаходиться під його валентної оболонкою, залишається незмінною.
Незмінним залишається ядро атома і його найважливіша характеристика — заряд ядра Z (він же — порядковий номер елемента в Періодичної таблиці). Розбираючи й збираючи модельки, ми тільки по-різному складаємо одні й ті ж атоми, тобто міняємо склад молекул.

Прості досліди з моделями ілюструють не тільки закон збереження маси, але й визначення хімічної реакції,

Виходячи з існуючої традиції тяглості у лекційному матеріалі, який існував у Києво- З точки зору атомно-молекулярного вчення закон збереження маси речовин пояснюється тим, що під час хімічних реакцій загальна кількість атомів окремих елементів залишається незмінною, бо при хімічних перетвореннях речовин атоми не зникають безслідно і не утворюються з нічого, а тільки перегруповуються з молекул одних речовин у молекули інших речовин. Цей закон є основним для хімії і всього природознавства. Йому підлягають всі хімічні перетворення, що відбуваються в природі і техніці. На ньому ґрунтуються також усі розрахунки в хімії.

**Закон об’ємних відношень Гей-Люссака**

Гази реагують між собою у певних об’ємних відношеннях. У 1808 р. Ж. Л. Гей-Люссак установив таку закономірність:
*Об’єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного і до газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа*.
Відкритий ученим закон відомий у хімії як **закон об’ємних відношен**ь. Для його дотримання необхідно, щоб об’єми газів, що беруть участь у реакції, вимірювалися за однакових температур і тиску.
Відношення об’ємів газів, що вступають у хімічну реакцію, відповідають коефіцієнтам рівняння,

 : .
У даному випадку 3 об’єми водню реагують з 1 об’ємом азоту внаслідок чого утворюються 2 об’єми аміаку, тобто витримується співвідношення .
Задача. Який об’єм водню необхідний для реакції з 2 м3 азоту?
Розв’язання
Із рівняння реакції видно, що об’єм водню повинний бути в 3 рази більшим від об’єму азоту:
об’єм водню м3.

**Основні закони хімії**

Одним з основних законів хімії є **закон збереження маси речовини**. Цей закон був відкритий Ломоносовим у 1748 р. і доповнений французьким ученим А. Лавуазьє у 1789 р. Сучасне формулювання закону збереження маси таке: маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворюються внаслідок реакції.

Наступним кроком у розвитку хімії стало встановлення **закону про сталість складу речовини**, сформульованого французьким ученим Жозефом Прустом у 1808 році. Закон сталості складу речовини стверджує, що кожна хімічно чиста речовина має сталий склад, незалежно від умов і способів її добування.

**Закон об’ємних відношень газів**. Цей закон у 1808 році сформулював французький учений Жозеф Луї Гей-Люссак. Сьогодні цей закон відомий як хімічний закон Гей-Люссака. Він звучить так: об’єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного і до об’ємів добутих газоподібних продуктів як невеликі цілі числа: .

Виявлену Гей-Люссаком закономірність пояснює закон, відкритий у 1811 р. італійським ученим Амедео Авогадро.

**Закон Авоґадро.** Для пояснення простих співвідношень між об’ємами газів, що реагують, використовують ***закон Авоґадро: В однакових об’ємах різних газів за однакових умов (температура і тиск) міститься однакове число молекул.*Із закону Авоґадро випливають два наслідк**и:
1) Один моль будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об’єм.
За нормальних умов (н. у.), тобто при температурі 273 К і тиску 101,3 кПа (1 атм), 1 моль будь-якого газу займає об’єм, що дорівнює 22,4 л. Цей об’єм називають **молярним об’ємом газу** й позначають як л/моль. Молярний об’єм можна розрахувати за формулою
 .
2) При постійному тиску й температурі густина газу визначається тільки його молярною масою.
Це дозволяє ввести поняття **відносної густини** першого газу за другим:
 ,
де *D* — відносна густина, що показує, у скільки разів перший газ важчий за другий за однакових умов.
Найчастіше використовують відносну густину газу за воднем. Тоді:
 ; .
Можна розрахувати відносну густину за будь-яким газом. ﻿