

Тема: Основні закони хімії.

План

1. Вступ
2. Закон збереження маси речовини
3. Закон сталості складу речовини
4. Газові закони. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро
5. Закон Бойля–Маріотта
6. Закон Гей-Люссака
7. Об'єднаний газовий закон Бойля — Маріотта і Гей–Люссака
8. Рівняння Менделєєва–Клапейрона
9. Закон осмотичного тиску Вант – Гоффа
10. Рівняння Вант – Гоффа
11. Закон Генрі
12. Закон Енштейна
13. Закон еквівалентів
14. Закон еквівалентності маси й енергії
15. Закон Кюри
16. Закон зміщення Содді–Фаянса
17. Закон Кюри–Вейса
18. Періодичний закон Д.І. Менделєєва
19. Закон Рауля
20. Закони Фарадея. Перший закон Фарадея. Другий закон Фарадея
21. Закони термохімії. Перший закон термохімії (А. Л. Лавуазьє і П.С. Лаплас).
Другий закон термохімії (Г.І. Гессом 1840 р.)
22. Закон Мозлі
23. Закон розбавлення Оствальда
24. Використана література

Вступ

Розділ хімії, в якому вивчаються кількісні (масові та об'ємні) співвідношення між речовинами, що реагують, та між хімічними елементами в сполуках, називаються стехіометрією.

Розрахунки за хімічними формулами ті рівняннями, а також виведення формул речовини називаються стехіометричними розрахунками.

Кількості речовини, які відповідають рівнянню реакцій або формулі, а також коефіцієнти при формулах речовини називаються стехіометричними.

В основі стехіометрії лежать фундаментальні закони хімії:

- Закон збереження маси та енергії;
- Закон постійності складу речовини;
- Закон еквівалентів;
- Закон об'ємних співвідношень;
- Закон Авогадро.

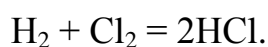
Ці закони підтверджують атомно-молекулярне вчення – основу нової хімії. У розвитку хімії велику роль відіграло атомно-молекулярне вчення, яке відрізнялося від попередніх теорій своєю логікою. Основи атомно-молекулярного вчення вперше були викладені М.В. Ломоносовим (1741 р.) у праці „Елементи математичної хімії”. В основі цього вчення лежить принцип дискретності речовини: будь-яка речовина складається з окремих, дуже малих частинок. Відмінність між речовинами зумовлена відмінністю між їхніми частинками: частинки однієї речовини однакові, частинки різних речовин – різні.

Після утвердження атомно-молекулярного вчення теоретична хімія змогла встановити відмінність між атомними, молекулярними та молярними масами еквівалентів, забезпечити можливість використання єдиних хімічних формул.

Закон збереження маси речовини

Закон збереження маси речовини вперше сформулював у 1748 р. М. В. Ломоносов. Пізніше (у 1756 р.) він експериментально обґрунтував цей закон. Сучасне формулювання закону таке: маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції. Незалежно від

Ломоносова цей закон сформулював у 1789 р. французький хімік А. Лавуазьє. Він також одержав експериментальні докази закону, вивчивши багатореакцій окиснення металів. Закон збереження маси речовини можна пояснити з погляду атомно-молекулярного вчення так: під час хімічних реакцій атоми не зникають і не можуть виникнути з нічого; загальна кількість атомів залишається сталою до і після реакції. Наприклад, під час взаємодії двохатомних молекул водню і хлору має утворитися стільки молекул хлороводню, щоб кількість атомів гідрогену і хлору залишилася такою, що дорівнює двом, тобто дві молекули:



І оскільки атоми мають сталу масу, не змінюється і маса речовин до і після реакції. Нова хімія бере початок з праць М. В. Ломоносова – відкриття закону збереження маси речовини, розвитку і застосування в хімії атомно-молекулярного вчення, сучасна хімія – з відкриття періодичного закону і періодичної системи елементів Д. І. Менделєєвим. Закон збереження маси речовини М. В. Ломоносов пов'язував із законом збереження енергії (кількості руху). Він розглядав ці закони в єдності як загальний закон природи і сформулював його (1748 р.) так: «Усі переміни в природі, які трапляються, такого суть стану, що скільки чого в одного тіла віднімається, стільки додається до іншого». Отже, закон збереження маси речовини і закон збереження енергії — це два боки одного закону природи – закону вічності матерії та її руху. Сучасна наука підтвердила погляди М. В. Ломоносова. Взаємозв'язок маси і енергії (його розглядають у фізиці) виражається рівнянням Ейнштейна:

$$E = mc^2,$$

де E – енергія; m – маса; c – швидкість світла у вакуумі.

Закон збереження маси речовини дає матеріальну основу для складання рівнянь хімічних реакцій. Спираючись на нього, можна побити розрахунки за хімічними рівняннями.

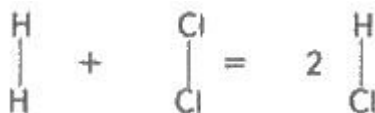
Закон сталості складу речовини

До основних законів хімії належить закон сталості складу: кожна чиста речовина незалежно від способу її добування завжди має сталий якісний і кількісний склад. Атомно-молекулярне вчення дає змогу пояснити закон сталості складу. Оскільки атоми мають сталу масу, то й масовий склад речовини в цілому сталий. Закон сталості складу вперше сформулював французький учений-хімік Ж. Пруст у 1808 р. Він писав: “Від одного полюса Землі до іншого сполуки мають однаковий склад і однакові властивості. Жодної різниці немає між оксидом феруму з Південної півкулі і Північної. Малахіт із Сибіру має той самий склад, що й малахіт з Іспанії. У всьому світі є лише одна кіновар”. У цьому формулюванні закону, як і в наведеному вище, підкреслюється сталість складу сполуки незалежно від способу її добування і місцезнаходження.

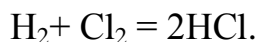
Газові закони.

Закон об’ємних відношень. Закон Авогадро.

Оскільки гази є найпростішим об’єктом для дослідження, то їх властивості й реакції між газуватими речовинами вивчено найповніше. Французький учений Ж. Л. Гей-Люссак встановив закон об’ємних відношень: об’єми газів, що вступають у реакцію за однакових умов (температура і тиск), відносяться між собою як прості цілі числа. Наприклад, 1 л хлору сполучається з 1 л водню, утворюючи 2 л хлороводню; 2 л оксиду сульфуру(IV) сполучаються з 1 л кисню, утворюючи 2 л оксиду сульфуру(VI). Цей закон дав змогу італійському вченому А. Авогадро припустити, що молекули простих газів (водню, кисню, азоту, хлору та інших) складаються з двох однакових атомів. Під час сполучення водню з хлором їх молекули розпадаються на атоми, а останні утворюють молекули хлороводню. Але оскільки з однієї молекули водню і однієї молекули хлору утворюються дві молекули хлороводню, то й об’єм останнього має дорівнювати сумі об’ємів вихідних газів, тобто



або



Вивчення властивостей газів дало змогу А. Авогадро висунути гіпотезу, яка згодом була підтверджена дослідними даними, а тому названа законом Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температура і тиск) міститься однакова кількість молекул. Із закону Авогадро випливає два важливі наслідки:

- за однакових умов 1 моль будь-якого газу займає однаковий об'єм.

Цей об'єм можна обчислити, якщо відома маса 1 л газу. За нормальних умов, тобто за температури 273 К (0°C) і тиску 101 325 Па (1 атм), маса 1 л водню дорівнює 0,09 г, молярна маса його дорівнює $1,008 \cdot 2 = 2,016$ г/моль.

Тоді об'єм, що його займає 1 моль водню, дорівнює:

$$\frac{2,016 \text{ г/моль}}{0,09 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}.$$

За цих самих умов маса 1 л кисню дорівнює 1,429 г; молярна маса — 32 г/моль.

Тоді об'єм дорівнює:

$$\frac{32 \text{ г/моль}}{1,429 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}.$$

Це означає, що за нормальних умов 1 моль різних газів займає об'єм, що дорівнює 22,4 л. Цей об'єм називається молярним об'ємом газу. Молярний об'єм газу — це відношення об'єму речовини до кількості цієї речовини:

$$V_m = \frac{V}{n},$$

Точне значення $(22,41383 \pm 0,00070)$ л/моль де V_m — молярний об'єм газу (позначення одиниці м /моль або л/моль); V — об'єм речовини системи; n — кількість речовини системи.

- чим більша маса молекул газу, тим більша маса одного й того самого об'єму газу.

З цього випливає, що відношення мас однакових об'ємів газів дорівнює відношенню їх молярних мас:

$$m_1 : m_2 = M_1 : M_2,$$

де m_1 — мас певного об'єму першого газу; m_2 — маса такого самого об'єму другого газу; M_1, M_2 — молярні маси відповідно першого і другого газів.

Відношення мас певного об'єму одного газу до маси такого самого об'єму іншого газу (взятого за однакових умов) називається густиною першого газу за другим (позначається літерою D):

$$\frac{M_1}{M_2} = D,$$

звідки $M_1 = M_2 D$.

У 1860 р. на Міжнародному з'їзді хіміків у м. Карлсруе вчення Авогадро дістало загальне визнання. З'їзд дав сильний поштовх розвитку атомно-молекулярного вчення, який став особливо бурхливим після відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону хімічних елементів. На основі закону Авогадро визначають молярні маси газуватих речовин, здійснюють різні розрахунки — обчислення об'єму, маси, густини газів за нормальних умов, молярної маси газуватих речовин, а також відносної густини газів.

Закон Бойля — Маріотта

За сталої температури об'єм даної кількості газу обернено пропорційний тиску, під яким він перебуває. Звідси:

$$pV = \text{const},$$

де p — тиск; V — об'єм газу.

Закон Гей-Люссака

За сталої температури об'єм газу прямо пропорційний температурі, тобто

$$V/T = \text{const},$$

де T — температура в кельвінах (K).

Об'єднаний газовий закон Бойля — Маріотта і Гей-Люссака

$$pV/T = \text{const}.$$

Якщо здійснюється перехід від нормальних умов (або до нормальних умов), то цю формулу записують так:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0},$$

де p_0 , V_0 , T_0 — відповідно тиск, об'єм і температура газу за нормальних умов ($p_0 = 101\,325$ Па, $T_0 = 273$ К).

Рівняння Менделєєва — Клапейрона:

$$pV = nRT,$$

або

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

де n — кількість речовини газу, моль; m — маса, г; M — молярна маса газу, г/моль; R — універсальна газова стала. $R = 8,31$ Дж/(моль · К) .

Ці значення використовують, якщо тиск виміряний у паскалях, а об'єм — у метрах кубічних, або відповідно в кілопаскалях і літрах. Під час розв'язування задач використовуються округлені значення відносних атомних і молярних мас, окрім окремих випадків, які зазначаються.

Закон осмотичного тиску Вант – Гоффа

Осмотичний тиск розчину прямо пропорційний його концентрації та температурі. Молярність розчину c — це відношення числа молів розчиненої речовини до об'єму розчину V :

$$c = \nu/V, \nu = m/M$$

Рівняння Вант – Гоффа:

$$c = m/MV.$$

Осмотичний тиск розчину дорівнює такому газовому тиску, який мала б розчинена речовина в тому разі, коли б була проведена в газовий стан і займала б такий самий об'єм, як і розчин.

Закон Генрі

Маса газу, що розчиняється за сталої температури в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна парціальному тиску газу:

$$c = kp,$$

де, c - масова концентрація газу в насиченому розчині; p - парціальний тиск; k - коефіцієнти пропорційності (константа Генрі). Зрозуміло, що об'ємгазу, який розчиняється за сталої температури в певному об'ємі рідини, не залежить від його парціального тиску. Цей наслідок, що впливає з закону Генрі, пояснюється сіввідношенням між тиском і об'ємом газу згідно з законом Бойля-Маріотта.

Закон Енштейна

$$E=mc^2$$

Закон еквівалентів

Хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини реагують між собою у кількостях, пропорційним їхнім еквівалентам:

$$E_a = \frac{E_b q}{m - q}$$

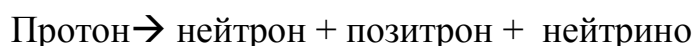
Закон еквівалентності маси й енергії

Змінні маси на величину Δm відповідає цілком певна зміна енергії.

Закон зміщення Содді – Фаянса

Якщо ядро атома радіоактивного елемента випускає одну α - частинку, утворюється ядро атома нового елемента з протонним числом на дві одиниці меншим, а при випусканні β - частинок – ядро нового атома з протонним числом на одиницю більшим, ніж у вихідного.

Ядра атомів деяких нестабільних ізотопів можуть випускати частинки, що мають позитивний заряд $+1$ і масу, близьку до маси електрона. Ця частинка називається позитроном. Отже, можливе перетворення протона на нейтрон згідно зі схемою:



Перетворення протона на нейтрон спостерігається лише в тому разі, коли нестабільність ядра викликана надлишковим вмістом у ньому протонів. Тоді один із протонів перетворюється на нейтрон, а позитрон і нейтрино, що виникають при цьому, вилітають за межі ядра.

Закон Кюрі

Намагнічуваність газоподібних парамагнітних речовин прямо пропорційна напруженості магнітного поля й обернено пропорційна абсолютній температурі

$$\sigma = \frac{N_A^2 \mu^2 H}{3RT}, \text{ або } \chi = \frac{N_A^2 \mu^2}{3RT}$$

N_A - число Авогадро, μ - магнітний момент однієї молекули, T - абсолютна температура, R - універсальна газова стала, σ - намагнічованість речовини, χ – парамагнітна сприйнятливості речовини (тобто намагніченість при $H=1$)

Закон Кюрі – Вейса

$$\chi = \frac{N_A^2 \mu^2}{3R(T+\Delta)},$$

де Δ - константа Вейса.

Атоми і молекули таких речовин характеризуються власним магнітним моментом і сильною взаємодією частинок між собою. За законом Кюрі та Кюрі – Вейса можна обчислити магнітний момент атома або молекули, дослідивши їх парамагнітну сприйнятливості при декількох температурах.

Періодичний закон Д.І. Менделєєва

1. Всі види речовин складаються з хімічних елементів – різних типів атомів;
2. Хімічні елементи можна розмістити в ряд, у якому кожний елемент характеризується тільки йому властивим протонним числом, і в якому всі елементи перебувають у тісному взаємозв'язку і взаємозалежності;
3. Знаючи місце хімічного елемента у природному ряду, можна описати його властивості, визначити валентність, атомну масу, передбачити синтез нових сполук, до складу яких входять ті чи інші елементи;
4. Із збільшенням протонних чисел хімічних елементів їхні властивості змінюються періодично. Через певне число номерів (не зважаючи на одне й те саме) повторюються валентності елементів, загальні формули їхніх хімічних сполук тощо.
5. Подібні елементи, крім періодично віддалених, можуть розміщуватися поряд. Знаючи послідовність розподілу елементів і характер подібності між ними, можна передбачити існування нових елементів, прогнозувати їхні властивості;

6. Періодичний закон конкретизовано виражений у вигляді періодичної системи елементів.
7. Властивості елементів, а також утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини зарядів атомів елементів.

Закон Рауля

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює модульній частці розчиненої речовини

$$\frac{p_0 - p_1}{p_0} = N_2$$

Закони Фарадея

Перший закон Фарадея

Масаречовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин електроліту.

Другий закон Фарадея

Однакові кількості електрики, що проходять крізь розчини різних електролітів, під час електролізу виділяється еквівалентні кількості речовини.

За другим законом Фарадея роблять різні обчислення для електрохімічних виробництв, а також безпосередньо визначають еквіваленти різних елементів.

Вивчення електролізу дало змогу порівнювати сполуки за стійкістю. Стійкі сполуки важче піддаються електролізу, ніж сполуки зі слабкими зв'язками між атомами. Досить зручно зіставляти міцність зв'язку між складовими частинами електролітів за напругою їх розкладання.

Закони термохімії

Перший закон термохімії (А. Л. Лавуазьє і П.С. Лаплас)

Теплота розкладання даної сполуки чисельно дорівнює теплоті її утворення, але має протилежний знак.

З цього закону випливає, що чим більше теплоти виділяється під час утворення тієї чи іншої сполуки, тим більше теплоти слід затратити на її розкладання.

Другий закон термохімії (Г.І. Гессом 1840 р.)

Тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового та кінцевого станів вихідних речовин та продуктів реакції і не залежить від проміжних стадій процесу.

Закон Гесса справедливий лише за умови сталого тиску або об'єму.

Закон Мозлі

Корінь квадратний із обернених значень довжин (тобто частот певних ліній спектра) однакової серії характеристичного рентгенівського спектра перебуває в лінійній залежності від протонного числа.

$$\sqrt{1/\lambda} = a(Z-b),$$

λ -довжина хвилі власного випромінювання елемента; a, b – константи, що залежать від лінії та серії спектра; Z - протонне число елемента.

Закон Мозлі дає змогу визначити точні значення протонних чисел маловивчених і ще не відкритих елементів і тим самим сприяє розвитку періодичного закону.

Закон розбавлення Оствальда

Якщо загальна концентрація електроліту становить c , а ступінь дисоціації a , то концентрація недисоційованих молекул дорівнюватиме $c-ac$, а концентрація катіонів та аніонів, що утворилися під час дисоціації, - ac .

$$K_d = \frac{a^2 c}{1-a}$$