

Тема: Явище періодичної зміни властивостей елементів та їхніх сполук на основі уявлень про електронну будова атомів.

Вивчення нового матеріалу

Пошуки основ для класифікації хімічних елементів почалися доволі давно. На момент відкриття періодичного закону Д. І. Менделєєвим (1834-1907) і створення першого варіанта періодичної системи — 1 березня 1869 р. — було відомо більше 60 властивостей елементів, з урахуванням яких було створено безліч класифікацій. При створенні своєї Д. І. Менделєєв (як і його попередники) долав певні труднощі:

- було відкрито не всі хімічні елементи (лише 63);
- для багатьох елементів значення атомних мас були визначені неправильно;
- деякі хімічні елементи та їхні сполуки були недостатньо вивчені.

Менделєєв, порівнюючи між собою несхожі природні групи елементів, виявив періодичну зміну властивостей елементів залежно від зміни значень їхніх атомних мас.

У процесі складання таблиці Д. І. Менделєєву довелося залишати місця (незаповнені клітинки) для невідкритих на той момент елементів; деяким з них він дав назви та описав властивості: екабор (тепер Скандій), екаалюміній (Галій), екасиліцій (Германій). Окрім цього, він був змушений перевіряти значення атомних мас низки елементів і в ході проведення експериментів уточнив атомні маси 15 елементів.

У процесі розвитку науки, зокрема ядерної фізики, зазнало певних змін вчення про будову атома, що розкрило фізичний зміст періодичного закону. Було з'ясовано, що основною характеристикою елемента є не його атомна маса, а заряд ядра (і, відповідно, електронної оболонки). Отже, періодична система є класифікацією хімічних елементів за електронною структурою їхніх атомів. У зв'язку з цим виникла необхідність змінити формулювання періодичного закону, який сьогодні звучить так: властивості хімічних елементів, а тому й властивості утворених ними простих і складних речовин, перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.

Графічним зображенням періодичного закону є періодична таблиця хімічних елементів. Оскільки знання людства про речовину постійно зростають, робота над удосконаленням періодичної системи не припиняється (зараз відомо більше 400 варіантів таблиці). Найпоширенішими є короткий і довгий варіанти періодичної таблиці.

Короткий варіант¹ використовують і досі, оскільки він компактніший, зручніший і несе більше інформації. Кожний елемент розміщено в певній комірці періодичної системи, у якій подані такі дані:

символ елемента	атомна маса	порядковий номер елемента
N	14.007	7
Азот		5
Нітроген		2
проста речовина		електронна формула
назва елемента		

Основними складовими періодичної системи є періоди і групи.

Період — це горизонтальний фрагмент таблиці хімічних елементів, що починається лужним металічним елементом (крім першого) і закінчується інертним елементом. Кожний варіант періодичної таблиці має сім періодів. У довгому варіанті період займає один горизонтальний рядок системи, а в короткому — один або два сусідні горизонтальні ряди (парний і непарний).

Періоди нумерують арабськими цифрами.

Перший (у ньому 2 елементи), другий і третій періоди (містять по 8 елементів) називають малими, а четвертий, п'ятий (по 18 елементів), шостий (32 елементи) і сьомий (у ньому поки що 29 елементів) — великими.

В елементів першого періоду (Гідрогену Н і Гелію He) електрони заповнюють єдиний (перший) енергетичний рівень. В елементів другого періоду (від Літію Li до Неону Ne) електрони заповнюють два енергетичні рівні (перший і другий). В елементів третього періоду (від Натрію Na до Аргону Ar) електрони заповнюють три енергетичні рівні, четвертого (від Калію К до Криптоні Kr) — чотири і т. д. Таким чином кількість електронних шарів атома дорівнює номеру періоду. І навпаки, номер періоду, в якому розміщений елемент, вказує на кількість енергетичних рівнів у його атомі. Отже, можна сформулювати осучаснене його визначення: період — це послідовність елементів, атоми яких мають однакову кількість енергетичних рівнів.

У малих періодах (перший, другий і третій) зі збільшенням позитивного заряду ядер поступово збільшується кількість електронів у зовнішньому енергетичному рівні, чим і пояснюється зміна властивостей елементів: від металічних до неметалічних. Великі періоди складаються з двох рядів — непарних (верхніх) і парних (нижніх).

У великих періодах (четвертий, п'ятий і шостий) заповнення електронних шарів відбувається складніше, чим і пояснюється складніша зміна властивостей елементів порівняно з елементами малих періодів. У парних рядах великих періодів зі збільшенням зарядів ядер елементів кількість електронів у зовнішньому електронному шарі залишається незмінною (два або один, де є

«провал» електрона). А тому властивості елементів у цих рядах змінюється дуже повільно. У непарних рядах зі зростанням заряду ядра збільшується кількість електронів у зовнішньому електронному шарі (від 1 до 8) і властивості елементів змінюються так, як і в елементів малих періодів.

Група — це вертикальний стовпчик періодичної таблиці, у якому розміщені елементи з однотипною електронною будовою в послідовності збільшення заряду ядра.

Короткий варіант періодичної таблиці містить 8 груп, які прийнято нумерувати римськими цифрами (I—VIII). Кожна група тут розділена на 2 підгрупи: головну (A) і побічну (B). Символи елементів головних підгруп зміщено ліворуч від центру клітинок, а символи елементів побічних підгруп — праворуч. До головних підгруп входять лише s- і p-елементи (які можуть бути як металічними, так і неметалічними). У цих елементів кількість електронів у зовнішньому енергетичному рівні збігається з номером групи:

Номер групи	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Електронна формула зовнішнього електронного шару (n — номер періоду)	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

Отже, номер групи (головної підгрупи) вказує на кількість електронів у зовнішньому енергетичному рівні, а також на значення вищої валентності (за винятком Оксигену, Флуору та більшості інертних елементів).

Побічними називають підгрупи, що складаються з елементів, у яких заповнюється d-підрівень. Їхні атоми містять у зовнішньому рівні по два електрони (або по одному — у разі «провалу»). Побічні підгрупи не містять елементів перших трьох періодів. До їхнього складу входять лише металічні елементи, які називають перехідними: вони розміщені всередині великих періодів (парних рядів).

Усі елементи, залежно від того, який підрівень заповнюється, поділили на чотири електронні родини:

- 1) s-елементи — це елементи, в атомах яких останнім забудовується s-підрівень зовнішнього електронного шару. Перші два елементи кожного періоду — це s-елементи;
- 2) p-елементи — це елементи, в атомах яких останнім забудовується p-підрівень зовнішнього електронного шару. У кожному періоді (крім 1 і 7-го) є шість p-елементів (вони складають головні підгрупи III—VIII груп короткого варіанта періодичної таблиці);
- 3) d-елементи — це елементи, в атомах яких заповнюється d-підрівень другого зовні енергетичного рівня, а в зовнішньому електронному шарі залишається один або два електрони (розміщені у побічних підгрупах усіх груп);
- 4) f-елементи — це елементи, в атомах яких заповнюється f-підрівень третього зовні енергетичного рівня, а в зовнішньому електронному шарі залишається два

електрони. Розрізняють 4f-елементи, лантаноїди (тобто схожі на Лантан), і 5f-елементи, актиноїди (тобто схожі на Актиній). Щоб не збільшувати довжину таблиці, вони винесені за межі її основного поля і розташовані в нижній частині короткого варіанта періодичної таблиці у двох окремих рядах по 14 елементів (довгого — по 15).

Відмінність електронної будови головних і побічних підгруп однієї групи зумовлює і відмінність властивостей елементів у цих підгрупах. Так, наприклад, в елементів VIIA групи (галогенів) у зовнішньому електронному шарі атоми містять сім електронів, а в елементів VIII групи (підгрупи Мангану) — по два. Тому прості речовини, утворені галогенами, належать до типових неметалів, а елементами підгрупи Мангану — до типових металів.

Довгий варіант періодичної таблиці містить 18 груп, які пронумеровані арабськими цифрами:

5.1. Основні закономірності Зміни властивостей елементів

Від розміщення елементів у періодичній системі залежить характер і властивості простих речовин.

У межах окремих періодів зі збільшенням заряду ядер:

- зменшується атомний радіус, тому що зростає сила притягання електронів до ядра;
- послаблюються металічні властивості елементів і посилюються неметалічні;
- енергія іонізації для елементів одного періоду зростає зліва направо;
- збільшується максимальний позитивний ступінь окиснення елемента (за винятком Оксигену і Флуору, в яких немає ступенів окиснення +6 і +7 відповідно);
- послаблюються основні властивості оксидів і гідроксидів елементів, одночасно підвищуються їхні кислотні властивості.

У головних підгрупах зі збільшенням заряду ядер:

- електронегативність зменшується;
- зростає атомний радіус і кількість електронних шарів;
- посилюються металічні властивості елементів і послаблюються неметалічні;
- енергія іонізації спадає внаслідок збільшення відстані між електронами зовнішнього енергетичного шару і ядра;
- посилюються основні властивості оксидів та гідроксидів.

Урахувавши зміну властивостей елементів у періодах і головних підгрупах, неважко дійти висновку, що найтипівіші металічні елементи мають перебувати в лівій нижній частині періодичної таблиці (Францій, Цезій, Радій), а найтипівіші неметалічні елементи — у правій верхній (Флуор, Хлор, Оксиген).

Електронна конфігурація атомів пояснює періодичні зміни таких характеристик атома, як радіус, електронегативність, валентність і ступінь окиснення, що визначають хімічні властивості елементів та їхніх сполук.

- У межах одного періоду кількість енергетичних рівнів в атомів елементів не змінюється, але збільшується заряд ядра атома. Унаслідок цього від початку до кінця періоду **радіуси атомів незначно зменшуються**. Тому в елементів одного малого періоду й у парних рядах великих періодів **металічні властивості елементів плавно змінюються на неметалічні**.
- В атомів елементів кожного наступного періоду **формується новий енергетичний рівень**, що спричиняє різке збільшення радіуса атома й, відповідно, зміну властивостей елементів та їхніх сполук.
- **Електронегативність елемента** характеризується здатністю атома притягувати електрони під час утворення хімічних зв'язків. Зі зростанням заряду ядра атома електронегативність **у періодах зростає, а в підгрупах спадає**. Найбільшу електронегативність проявляє Флуор.
- **Валентність і ступінь окиснення** — поняття неоднозначні. **Валентність** визначається здатністю атомів елементів утворювати хімічні зв'язки, а **ступінь окиснення** — це умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складається тільки з йонів. Максимальна валентність атомів більшості елементів та їхні ступені окиснення відповідають **номеру групи, у якій міститься елемент у періодичній системі**. Мінімальний ступінь окиснення (негативний) обчислюють за формулою **8 мінус номер групи, у якій міститься елемент**.
- Визначаючи ступінь окиснення в бінарних і складніших сполуках, необхідно пам'ятати правило: **усередині однієї молекули сполуки сума позитивних зарядів дорівнює сумі негативних**.
- Відкриття періодичного закону спричинило справжню революцію в хімічній науці. На основі наукових прогнозів було відкрито нові хімічні елементи. Так, у 2016 р. в періодичну систему внесено чотири елементи й вони повністю завершили 7 період.

Домашнє завдання:

1. Опрацюйте конспект;
2. Перегляньте відео за посиланням:

<https://www.youtube.com/watch?v=z-5jpemg7P4>

https://www.youtube.com/watch?v=1mHKk8m_pFY

