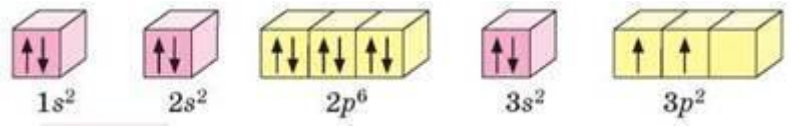
ТЕМА: Електронні і графічні електронні формули атомів s-, p-, d- елементів. Принцип «мінімальної енергії».

електронна формула атома *— це запис розподілу електронів в електронній оболонці атома, де коефіцієнтами позначають енергетичні рівні (1, 2, ... 7), символами — підрівні (s, p, d, f), верхніми індексами — кількість електронів на підрівнях. Наприклад, електронна формула атома Силіцію* $_{14}Si$ *така:* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.

ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ доповнюють інформацію про будову електронної оболонки атома відомостями про кількість енергетичних комірок (кожну комірку позначають квадратиком) та заповнення їх електронами. Два спарені електрони однієї комірки позначають двома протилежно спрямованими стрілками ↑↓, неспарений електрон — однією ↑. Протилежно спрямовані стрілочки вказують на те, що спарені електрони обертаються навколо своєї осі в протилежних напрямках.

Графічна електронна формула атома *— відображення розподілу електронів за енергетичними комірками.*

Приклад графічної електронної формули наведено на малюнку 1.



Мал. 1. Графічна електронна формула атома Силіцію

ЩО СЛІД ПАМ'ЯТАТИ ПІД ЧАС СКЛАДАННЯ ЕЛЕКТРОННИХ І ГРАФІЧНИХ ЕЛЕКТРОННИХ ФОРМУЛ. Складати електронні та графічні електронні формули атомів допоможе вам наведена нижче інформація, частину якої вам достатньо буде лише пригадати з курсу хімії 8 класу.

У межах одного рівня кількість підрівнів визначається кількістю наявних форм орбіталей.

На першому енергетичному рівні перебувають електрони лише зі сферичною формою орбіталей, тобто s-електрони, вони утворюють s-шдрівень. Отже, на першому енергетичному рівні існує один підрівень.

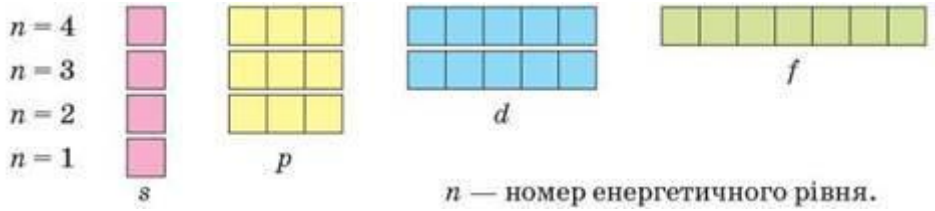
На другому енергетичному рівні розміщені електрони зі сферичною та гантелеподібною формами орбіталей, тобто s- та p-електрони. Відповідно до цього другий рівень включає два підрівні — s-підрівень та p-підрівень. (Назви підрівнів повторюють назви орбіталей.)

На третьому енергетичному рівні є три підрівні: s-, p-, d-. Тобто, з'являється d-підрівень. Його заповнення d-електронами відбувається в атомів хімічних елементів з протонними числами 21-30 (атоми хімічних елементів четвертого періоду).

Четвертий підрівень називається — f-підрівнем і з'являється він на четвертому енергетичному рівні у хімічного елемента Церію (протонне число 58).

Оскільки s-підрівень містить лише одну s-орбіталь, то на ньому можливе перебування не більше двох s-електронів. p-Підрівень містить три p-орбіталі, тому на ньому може перебувати максимально шість p-електронів. На d-підрівні налічується п'ять орбіталей, тож максимальне число d-електронів на ньому — десять. Щоб заповнити сім орбіталей f-підрівня, знадобиться чотирнадцять f-електронів.

На малюнку 2 наведено графічні зображення орбіталей перших чотирьох енергетичних рівнів.



Мал. 2. Структура перших чотирьох енергетичних рівнів

Те, що на підрівні вдвічі більше електронів, ніж орбіталей, пояснюється існуванням спарених електронів.

Наявність неспарених електронів і вільних енергетичних комірок має значення для утворення хімічних зв'язків.

Узагальнену інформацію про максимальну кількість електронів та енергетичних комірок на підрівнях наведено в таблиці 1.

Таблиця 1

Максимальна кількість електронів та енергетичних комірок на підрівнях

Умовне позначення підрівнів	s	p	d	f
Максимально можлива кількість електронів на підрівні	2	6	10	14
Максимально можлива кількість енергетичних комірок	1	3	5	7

Таблиця 2

Будова енергетичних рівнів

Енергетичний рівень	1	2	3	4
Можливі види орбіталей у межах рівня	s-	s-, p-	s-, p-, d-	s-, p-, d-, f-
Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні	2	8	18	32

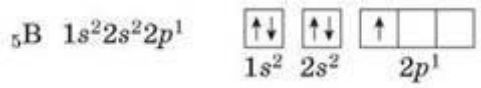
	(2)	(2 + 6)	(2 + 6 + 10)	(2 + 6 + 10 + 14)
Загальна кількість енергетичних комірок				

ПРИНЦИП «МІНІМАЛЬНОЇ ЕНЕРГІЇ», АБО ПРАВИЛО МІНІМУМУ ЕНЕРГІЇ. За сучасною теорією будови атома заповнення електронних оболонок атомів хімічних елементів підлягає таким загальним правилам.

Спочатку в атома електронами заповнюється перший енергетичний рівень, потім другий, і тільки після остаточного заповнення другого енергетичного рівня розпочинається заповнення третього рівня.

У межах одного енергетичного рівня першим заповнюється s-підрівень, після чого розпочинається заповнення p-підрівня.

Зазначені правила — наслідок дії принципу «мінімальної енергії». Цей принцип полягає в тому, що електрон в електронній оболонці атома за можливості займає енергетично найбільш вигідну орбіталь. З двох орбіталей енергетично вигіднішою для конкретного електрона є орбіталь з мінімальною енергією. Наприклад, атом Бору має п'ять електронів. Елемент розташований у другому періоді, тож його електронна оболонка має два енергетичні рівні. Перший рівень складається з одного підрівня — s-підрівня, а от другий рівень окрім s-підрівня має ще й p-підрівень. Сумарно обидва рівні налічують п'ять енергетичних комірок. Здавалося б, є можливість кожному з п'яти електронів розміститись в окремій комірці. Але це не так. Згідно з принципом «мінімальної енергії» повністю заповняться електронами s-підрівні обох енергетичних рівнів, і тільки один електрон розміститься на p-підрівні. Тож електронна й графічна електронна формули атома Бору будуть такими:



Таблиця 3

Класифікаційні характеристики s-, p-, d-елементів

Назва групи елементів	Підрівні, що заповнюються електронами
s-елементи	s-підрівень
p-елементи	p-підрівень
d-елементи	d-підрівень

Як бачимо з таблиці 3, в s-елементів на зовнішньому енергетичному рівні електрони розташовані лише на s-підрівні. Усього s-елементів у періодичній системі чотирнадцять. Це Гідроген, Гелій, лужні та лужноземельні хімічні елементи. Усі вони розташовані в головних підгрупах (групах А) періодичної системи. Елементів, у атомах яких електронами послідовно заповнюється p-підрівень зовнішнього енергетичного рівня, тобто p-елементів, серед уже відкритих є тридцять два. Місця

ще чотирьох позначено в періодичній системі номерами 113, 115, 117 і 118. Як і s-елементи, p-елементи розташовані в головних підгрупах (групах А) періодичної системи. У побічних підгрупах (групах Б) періодичної системи розташовані елементи, у атомах яких є електрони на s-підрівні зовнішнього енергетичного рівня, а послідовне заповнення електронами відбувається на d-підрівні передостаннього енергетичного рівня. Вони належать до d-елементів, їх відомо сорок. Згідно з програмою ви будете вивчати один з них — Ферум. Лантаноїди й актиноїди належать до f-елементів.

Зверніться до розташованої на форзаці кольорової періодичної системи, і ви побачите, що клітинки кожної з розглянутих груп елементів зафарбовані однаковим кольором.