

Електронні та графічні формули атомів s-p-d елементів

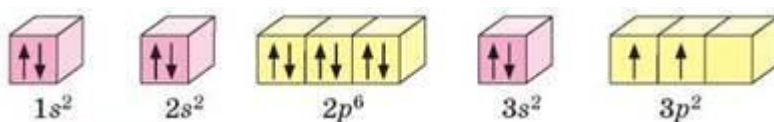
- Електронна оболонка атома складається з електронів. Їх кількість, як і кількість протонів, визначається протонним числом (порядковим, атомним номером) хімічного елемента.
- Електрон має двоїсту природу. Він наділений властивостями мікрочастинки й хвилі. Через це неможливо простежити всі етапи його руху в атомі, можна лише передбачити ймовірність його перебування в тій чи іншій точці атомного простору.
- Об'єм простору навколо ядра, у якому ймовірність перебування електрона становить 90 і більше відсотків, називають орбіталлю.
- s-Електрони — це електрони зі сферичною формою орбіталі.
- p-Електрони — це електрони з формою орбіталі, схожою на гантель чи об'ємну вісімку.
- Відповідно до форми електронних орбіталей розрізняють s-, p-, d-, f-електрони.
- Електрони з приблизно однаковою величиною енергії утворюють один енергетичний рівень.
- У межах одного енергетичного рівня електрони з однаковою формою електронної орбіталі утворюють енергетичний підрівень.
- Валентні електрони — електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків.
- Енергетичні рівні, заповнені максимально можливою для них кількістю електронів, називають завершеними. Енергетичні рівні з меншою за максимальну кількість електронів — незавершеними.

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 ${}_{14}\text{Si}$ 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 $\uparrow\downarrow$, неспарений електрон — однією $\uparrow$. Протилежно спрямовані стрілочка 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-підрівень. Отже, на першому енергетичному рівні існує один підрівень.

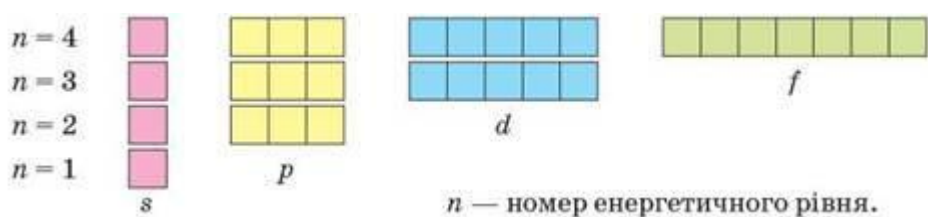
На другому енергетичному рівні розміщені електрони зі сферичною та гантелеподібною формами орбіталей, тобто s- та p-електрони. Відповідно до цього другий рівень включає два підрівні – s-підрівень та p-підрівень. (Назви підрівнів повторюють назви орбіталей.)

На третьому енергетичному рівні є три підрівні: s-, p-, d-. Тобто, з'являється d-підрівень. Його заповнення d-елекtrонами 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.

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

Попрацюйте групами

Завдання 1. Ознайомтеся з інформацією таблиці 2.

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 (2)	8 (2 + 6)	18 (2 + 6 + 10)	32 (2 + 6 + 10 + 14)
Загальна кількість енергетичних комірок				

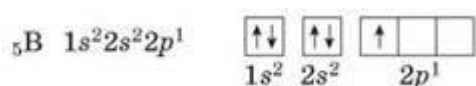
ПРИНЦИП «МІНІМАЛЬНОЇ ЕНЕРГІЇ», АБО ПРАВИЛО МІНІМУМУ ЕНЕРГІЇ. За сучасною теорією будови атома заповнення електронних оболонок атомів хімічних елементів підлягає таким загальним правилам.

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 заповнюються електронами s-підрівні обох енергетичних рівнів, і тільки один електрон розміститься на р-підрівні. Тож електронна й графічна електронна формули атома Бору будуть такими:



СКЛАДАННЯ ЕЛЕКТРОННИХ І ГРАФІЧНИХ ЕЛЕКТРОННИХ ФОРМУЛ АТОМІВ. В основній школі вам неодноразово доводилося складати електронні формули атомів. Застосуйте набуті знання й інформацію цього параграфа та виконайте завдання рубрики «Попрацюйте групами».

Пам'ятайте, що складаючи електронні й графічні електронні формули, спершу на кожному енергетичному підрівні в кожній енергетичній комірці позначають по одному електрону ↑. Якщо вільних комірок не залишається, то позначають по два ↓↑.

ПОНЯТТЯ ПРО s-, p-, d-ЕЛЕМЕНТИ. За послідовним заповненням електронами електронних оболонок атомів хімічні елементи поділяють на s-, p-, d-, f-елементи. Таблиця 3 ознайомлює вас із класифікаційними характеристиками перших трьох.

Таблиця 3

Класифікаційні характеристики s-, p-, d-елементів

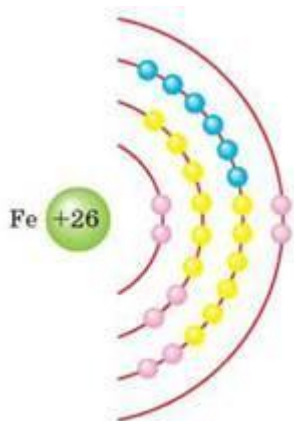
Назва групи елементів	Підрівні, що заповнюються електронами	Приклади
s-елементи	s-підрівень	Гідроген, Натрій, Магній
p-елементи	p-підрівень	Бор, Алюміній, Хлор
d-елементи	d-підрівень	Ферум, Купрум, Цинк

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 р-підрівень зовнішнього енергетичного рівня, тобто р-елементів, серед уже відкритих є тридцять два. Місця ще чотирьох позначено в періодичній системі номерами 113, 115, 117 і 118. Як і s-елементи, р-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.

ОСОБЛИВОСТІ БУДОВИ АТОМІВ d-ЕЛЕМЕНТІВ. Особливістю електронної будови їхніх атомів є те, що на зовнішньому енергетичному рівні в них здебільшого два електрони, а це властиво металічним елементам. І справді, усі хімічні елементи побічних підгруп

утворюють прості речовини — метали. Так, у четвертому періоді після Кальцію розташовані десять хімічних елементів, атоми яких мають однакову з ним будову зовнішнього (він у них четвертий) енергетичного рівня: $4s^2$ (виняток становлять Купрум, Хром). Електрони, що з'являються в атомах цих елементів, розміщуються на d-підрівні передостаннього, тобто третього енергетичного рівня. Для прикладу розглянемо електронну будову атома Феруму. Двадцять шість його електронів розміщені на чотирьох енергетичних рівнях (мал. 3).



Мал. 3. Схема будови електронної оболонки атома Феруму

Складемо електронну формулу атома Феруму: ${}_{26}\text{Fe } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.