Лабораторна робота № 2

**Дослідження різних видів хімічного зв’язку речовин**

Мета роботи: дослідити різні види хімічного зв’язку, набути навички побудови енергетичних діаграм, проаналізувати моделі кристалічних ґраток

**2.1 Короткі теоретичні відомості**

Розрізняють кілька видів хімічного зв’язку:

1. Гомеополярним (ковалентним) називають зв’язкок, що утворюється в речовині шляхом об’єднання атомів у молекулу або кристал за рахунок електронів, які стають загальними для пар атомів.

Гомеополярні зв’язки певним чином орієнтовані в просторі й утворюються тільки між найближчими сусідніми атомами.

Молекули з гомеополярним зв’язком, у яких центри позитивних і негативних зарядів збігаються, називають неполярними. Якщо ж у молекулах центри протилежних за знаком зарядів не збігаються й перебувають на деякій відстані один від одного, то такі молекули називають полярними або дипольними.

Ковалентний зв’язок характеризується високою міцністю, внаслідок чого такі речовини як алмаз, кремній та карбід кремнію характеризуються високою твердістю та високою температурою плавлення.

1. Гетерополярним (іонним) називають зв’язок, що виникає внаслідок переходу валентних електронів від металевого атома до металоїдного і електростатичного притягання різнойменно заряджених іонів.

Цей вид хімічного зв’язку реалізується в іонних кристалах.

Іонні решітки характеризуються високим координаційним числом, яке показує кількість найближчих іонів протилежного знака. Наприклад, для кристалів NaCl координаційне число дорівнює 6, а для кристалів CsCl - 8. Весь монокристал іонної сполуки можна вважати однією гігантською молекулою, у якій кожний іон відчуває сильний вплив з боку всіх сусідніх частинок.

1. Металевий зв’язок існує в системах, побудованих як остов з позитивних іонів, що перебувають у середовищі вільних колективізованих електронів, яке називають електронним газом.

Притягання між позитивно зарядженим остовом й електронами обумовлює цілісність металу. В утворенні колективу вільних електронів беруть участь усі атоми кристала, причому електрони не локалізуються поблизу своїх атомів, а вільно переміщуються усередині всього об’єму решітки, утворюючи «електронний газ».

Не маючи локалізованих зв’язків, металеві кристали (на відміну від іонних) не руйнуються при зміні положень атомів, тобто їм властива пластичність (ковкість) при деформаціях. Завдяки наявності вільних електронів метали мають високі електро- і теплопровідність.

1. Молекулярний зв’язок, або зв’язок Ван-дер-Ваальса, спостерігається в речовинах з ковалентним характером внутрішньо-молекулярної взаємодії. Наявність притягання між молекулами в цьому випадку можливо при погодженому русі валентних електронів у сусідніх молекулах.

Зв’язок Ван-дер-Ваальса є найбільш універсальним, але й найбільш слабким зв’язком, енергія якого приблизно на два порядки нижче енергій іонного або ковалентного зв’язків. Тому молекулярні кристали мають низькі температури

**2.2 Кристалічна структура твердих тіл**

Будову кристала описують моделлю кристалічної ґратки яка складається з безкінечних рядів плоских мікроскопічних вузлуватих ґрат. Кристалічна ґратка – це просторова регулярна структура у вузлах якої на перетині напрямків розміщені однотипні частинки, що формують кристал. Головним структурним елементом кристалічної ґратки є елементарна комірка, яка несе в собі всі елементи симетрії кристалу. Елементарною коміркою кристалічної ґратки називають найменший за об’ємом паралелепіпед у кристалічній ґратці, паралельним переміщенням якого можна створити весь кристал.

Вид ґраток кристалу залежить від геометричних співвідношень між довжинами ребер а, в, с і кутами між ними α, β, γ , а також від типу елементарних чарунок. Типи елементарних комірок: Р – примітивна, атоми розміщаються тільки в кутах паралелепіпеда; F – гранецентрована, атоми розміщаються в кутах й у центрі всіх граней; I - об’ємно-центрована, атоми розміщаються в кутах й у центрі паралелепіпеда; С – базоцентрована, атоми розміщаються в кутах й у центрі 2 протилежних граней. Можливо всього 14 основних типів просторових ґраток. Ці ґратки називають ґратками Браве. Усі просторові ґратки ділять на 7 груп за співвідношенням довжин ребер та величинами кутів між ними. Для позначення основних кристалографічних площин та кристалографічних напрямків у кристалі використовують спеціальні індекси Міллера. Це найменші цілі числа, величини яких обернено пропорційні відрізкам, які відсікає грань на осях координат.

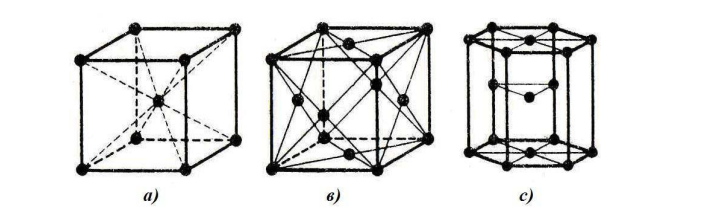


Рисунок 2.1 - Зображення елементарних комірок: а) кубічної об’ємноцентрованої; б) кубічної гранецентрованої; в) гексагональної щільної (щільноупакованої).

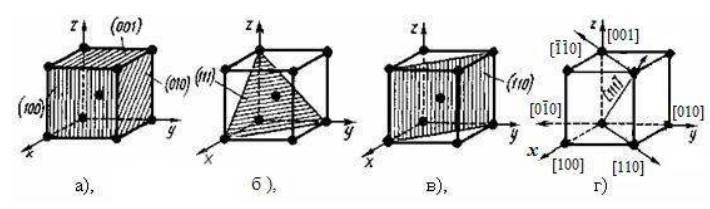


Рисунок 2.2 - Приклади позначення основних кристалографічних площин (а, б, в) та кристалографічних напрямків (г) у кубічному кристалі з допомогою індексів Міллера.

**Порядок виконання роботи**

1. Заповнити таблицю 2.1

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ***Тип*** | ***Структурні одиниці*** | ***Характеристика*** | ***Приклади*** |
| **Іонний** |  |  |  |
| **Ковалентний** |  |  |  |
| **Металічний** |  |  |  |
| **Ван-дерваальсовий (молекулярний)** |  |  |  |

1. Побудувати енергетичну діаграму напівпровідника легованого домішкою

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **№ варіанту** | **Напівпровідник** | **Домішка** |
| 1 | Si | B |
| 2 | Si | N |
| 3 | Si | Al |
| 4 | Si | P |
| 5 | Si | Ga |
| 6 | Ge | As |
| 7 | Ge | In |
| 8 | Ge | Sb |
| 9 | Ge | Ta |
| 10 | Ge | Al |

1. Розташувати решітки згідно з їх типом
2. *Ромбічна примітивна*
3. *Ромбічна базоцентрована*
4. *Ромбічна об’ємноцентрована*
5. *Ромбічна гранецентрована*
6. *Гексагональна примітивна*
7. *Кубічна примітивна*
8. *Кубічна об’ємноцентрована*
9. *Кубічна гранецентрована*