

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

**навчальної дисципліни «Хімія»
вибірковий компонент
освітньої програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти**

**272 Авіаційний транспорт
(Технічне обслуговування та ремонт повітряних суден і авіадвигунів)**

за темою - Хімічний зв'язок і будова твердого тіла і рідини.

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 30.08.2023 № 7

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Протокол від 28.08.2023 № 1

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 29.08.2023 № 7

Розглянуто на засіданні циклової комісії авіаційного транспорту , протокол
від 28.08.2023 № 1

Розробник:

*Викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки,
спеціаліст вищої категорії, к. х. н., доцент Козловська Т. Ф.*

Рецензенти:

- 1. Викладач циклової комісії аеронавігації Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного університету внутрішніх справ, спеціаліст
вищої категорії, викладач-методист, кандидат технічних наук, старший
науковий співробітник Тягній В. Г.;*
- 2. Завідувач кафедри технологій аеропортів Національного авіаційного
університету, доктор технічних наук, професор Тамаргазін О. А.*

План лекції:

1. Хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок. Іонний, металічний та водневий зв'язки. Способи утворення зв'язків.
2. Молекулярна взаємодія.
3. Кристалічний стан речовини. Внутрішня будова кристалів. Реальні кристали.
4. Аморфний стан речовини. Рідини.

Література:

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с. URL: <http://elartu.tntu.edu.ua/handle/lib/28898> (дата звернення: 25.07.2023)
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с. URL: https://caravela.com.ua/index.php?route=product/product&product_id=174 (дата звернення: 16.11.2023)
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія : Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с. URL: <https://er.nau.edu.ua/handle/NAU/16542> (дата звернення: 25.11.2023)

Додаткова

8. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с. URL: <https://ru.scribd.com/document/655105683/%D0%9D%D0%B5%D0%BE%D1%80%D0%B3%D0%B0%D0%BD%D1%96%D1%87%D0%BD%D0%B0-%D1%85%D1%96%D0%BC%D1%96%D1%8F-%D0%9F%D1%96%D0%B4%D1%80%D1%83%D1%87%D0%BD%D0%B8%D0%BA> (дата звернення: 12.11.2023)
9. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КП», 2013. 332 с.

10. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
11. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключєва; за заг. ред. Є. Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
12. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Текст лекції

1. Хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок. Іонний, металічний та водневий зв'язки. Способи утворення зв'язків.

При взаємодії атомів між ними виникає хімічний зв'язок, що приводить до утворення стійкої багатоатомної системи – молекули, молекулярного іона, кристала. Чим міцніше хімічний зв'язок, тим більше енергії потрібно затрачувати для її розриву; тому енергія розриву зв'язку служить мірою її міцності. Вона завжди позитивна. Умовою утворення хімічного зв'язку є зменшення потенційної енергії системи взаємодіючих атомів. Хімічний зв'язок виникає завдяки взаємодії електричних полів, створюваних електронами і ядрами атомів, що беруть участь в утворенні молекули або кристала. Пізнання характеру цієї взаємодії виявилось можливим на основі уявлень про будову атома і про корпускулярно-хвильові властивості електрона.

Розрізняють три типи хімічного зв'язку:

- *металевий;*
- *ковалентний або атомний в нейтральних молекулах;*
- *іонний.*

Хімічний зв'язок характеризується завдовжки (міжатомною відстанню), валентними кутами, які утворені лініями, що сполучають центри атомів у напрямі дії зв'язку і енергією зв'язку.

Довжина зв'язку d – ця відстань між центрами атомів, створюючих даний зв'язок. Меж'ядерна відстань пов'язана із зміною атомних радіусів елементів в порядку їх розташування в періодичній системі.

При незмінному валентному поляганні між'ядерна відстань для даного типу зв'язків практично постійна в різних з'єднаннях. Валентні кути залежать від геометричної конфігурації молекул.

Міра міцності хімічного зв'язку – кількість енергії, затрачуваної на її розрив.

Хімічний зв'язок здійснюється за рахунок зсуву електронів від одного атома до іншого. Електрони переміщаються до атома того елементу, який має велику електронегативність.

Електронегативність – це величина, що характеризує прагнення до приєднання електронів при утворенні хімічного зв'язку, залежна від складу молекули і є наближеним поняттям.

Між атомами, що мають різну електронегативність, виникає іонний зв'язок.

Зв'язок, утворений електронами, що належать обом атомам, називається **ковалентним**.

Великим досягненням в розвитку уявлень про будову молекул з'явилася

теорія хімічної будови А.М. Бутлерова, висунута в 1861 р.

Основу теорії складають наступні положення:

1. *Атоми в молекулах сполучені один з одним в певній послідовності. Зміна цієї послідовності приводить до утворення нової речовини з новими властивостями.*
2. *З'єднання атомів відбувається відповідно до їх валентності.*
3. *Властивості речовин залежать не тільки від їх складу, але і від хімічної будови, тобто порядку з'єднання атомів в молекулах і характеру їх взаємного впливу.*

Вчення Бутлерова дозволило орієнтуватися у величезній різноманітності речовин, дало можливість визначати будову молекул на основі вивчення їх властивостей, передбачати властивості речовин по їх будові і шляху синтезу різних з'єднань.

Уявлення про механізм утворення хімічного зв'язку вперше було встановлено в 1927 р. В. Гетлером і Ф. Лондоном на прикладі молекули водню.

Розроблена на цій основі теорія хімічного зв'язку одержала назву *методу валентних зв'язків (метод ВЗ)*.

Метод ВЗ дав теоретичне пояснення найважливіших властивостей ковалентного зв'язку, дозволив зрозуміти будову молекул. В його основі лежать наступні положення:

- ковалентний зв'язок утворюється двома електронами з протилежно направленими спінами, причому ця пара належить двом атомам;
- ковалентний зв'язок тим міцніше, ніж більшою мірою перекриваються взаємодіючі електронні хмари.

Для наочного зображення валентних схем валентні електрони позначаються крапками, що розташовуються навкруги хімічного символу атома, наприклад, Н-Н.

З схем видно, що кожна пара електронів, що зв'язують два атоми, відповідає одній межі, що зображає ковалентний зв'язок в структурних формулах.

Число таких загальних електронних пар, що зв'язують атоми, називається ковалентністю елементу в з'єднанні. Так ковалентність N в з'єднанні N_2 рівна 3, H в з'єднанні H_2 – 1.

Якщо двоатомна молекула складається з атомів одного елементу, то кожна електронна хмара, утворена загальною парою електронів і здійснює ковалентний зв'язок, розподіляється в просторі симетрично щодо ядер обох атомів і називається *неполярним ковалентним зв'язком*. Наприклад, Cl-Cl чи H-H. Якщо двоатомна молекула складається з атомів різних елементів, то загальна електронна хмара зміщена у бік одного з атомів, володіючого більшої електронегативністю, такий зв'язок називається *полярним*. H-Cl

Багатоатомні молекули також можуть бути неполярними – при симетричному розподілі зарядів або полярними – при асиметричному розподілі.

Якщо між атомами виник один ковалентний зв'язок, то він називається одинарним, якщо дві – подвійним і три – потрійним.

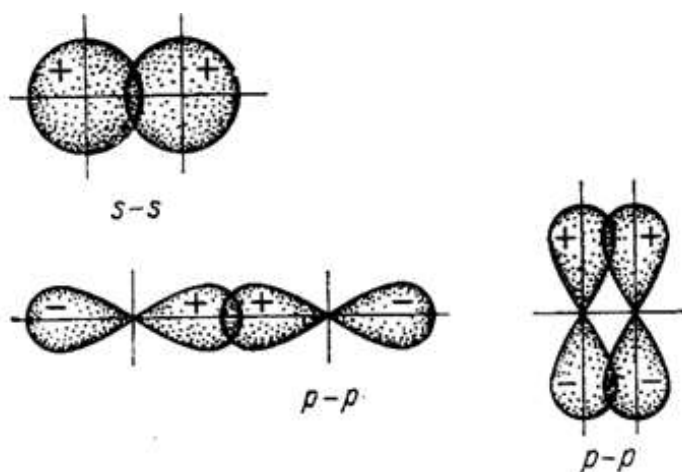
Ковалентний зв'язок утворюється не тільки за рахунок перекриття одноелектронних хмар – це обмінний механізм утворення ковалентного зв'язку, але і можливий інший механізм її освіти – *донорно-акцепторний*.

У цьому випадку хімічний зв'язок виникає за рахунок двохелектронної хмари одного атома і вільної орбіталі іншого. Приклад: механізм утворення іона амоніа NH_4^+ . В молекулі амоніаку атом нітрогену має неподілену пару електронів. У іона гідрогену вільна незаповнена $1s$ -орбіталь. При утворенні іона NH_4^+ двохелектронна хмара азоту стає загальною для атомів нітрогену і гідрогену, тобто перетворюється на молекулярну електронну хмару, а значить, виникає четвертий ковалентний зв'язок.

Заряд іона гідрогену стає загальним, а двохелектронна хмара (неподілена пара електронів), що належить нітрогену, стає загальним з гідрогеном.

Атом, що надає неподілену пару, називають донором, а атом приймаючий її акцептором. Таким чином, механізм утворення ковалентного зв'язку за рахунок двохелектронної хмари одного атома (донора) і вільної орбіталі іншого атома (акцептора) називається донорно-акцепторним.

Зв'язок, утворений електронними хмарами, що мають максимальну густину на лінії, що сполучає центри атомів, називається σ -зв'язком.



Під насиченістю ковалентного зв'язку мається на увазі неможливість приєднання інших атомів до атома, біля якого використані всі валентні електрони для утворення електронних пар.

Спрямованість ковалентного зв'язку обумовлена тим, що перекриття

валентних електронних хмар можливе тільки при їх певній взаємній орієнтації. Область перекриття розташовується в певному напрямі по відношенню до взаємодіючих атомів, так виникає σ або π -св'язь.

Дуже часто електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, знаходяться в різних поляганнях, наприклад один в s – інший в p – орбіталях. Здавалося б і орбіталі. З трьох орбіталей утворюються три sp^2 – гібридні орбітали, розташовані в одній площині під кутом 120° один до одного.

sp^3 – гібридизація, характерна для 4-х валентних електронів, один з яких знаходиться на s - орбіталі, три на p – орбіталі. Чотири гібридні орбітали розташовані під кутом $109,5^\circ$ один до одного і направлені до вершин тетраедра, в центрі якого знаходиться чотиривалентний атом.

Іонний зв'язок здійснюється в результаті взаємного електростатичного тяжіння протилежно заряджених іонів. До типових з'єднань з іонним типом зв'язку відносять галогеніди лужних металів: NaF, CsF, KCl і ін.

На відміну від ковалентного зв'язку, іонний зв'язок не володіє спрямованістю. Це пояснюється тим, що електричне поле іона володіє сферичною симетрією, тобто убиває з відстанню по одному закону в будь-якому напрямі. Тому взаємодія між іонами здійснюється однаково незалежно від напрямку.

Іонний зв'язок також не володіє тим, що насичається, тому до даного іона може приєднуватися різне число іонів протилежного знаку.

Іонні молекули схильні до утворення асоціацій, тобто до з'єднання один з одним. Це особливо наочно виявляється при пониженні температури і при переході в рідке і особливо тверде полягання.

У іонних з'єднаннях не відбувається повного розділення $(-)$ і $(+)$ зарядів, тобто повного переходу електрона від одного атома до іншого. Неповне розділення зарядів в іонних з'єднаннях пояснюється взаємною *поляризацією* іонів, тобто впливом їх один на одного, яке приводить до деформації електронних оболонок іонів. Причиною поляризації служить дія електричного поля. Проте під дією одного і того ж електричного поля різні іони деформуються різною мірою, тобто поляризуємість різних іонів неоднакова: чим слабкий зв'язані зовнішні електрони з ядром, тим легше поляризується іон, тим сильніше він деформується в електричне поле. Так біля іонів лужних металів поляризуємість зростає в ряду: $Li^+ \rightarrow Na^+ \rightarrow K^+ \rightarrow Rb^+ \rightarrow Cs^+$. зв'язки в молекулі по міцності повинні бути нерівноцінними. Проте, досвід показує, що вони рівноцінні. Це явище пояснюється уявленням про гібридизацію атомних орбіталей, введене Л. Полінгом.

Гібридизацію валентних орбіталей розглянемо на прикладі освіти $BeCl_2$.

Перехід атомів Be в збуджене полягання супроводжується роз'єднанням

спарених електронів, тобто розпадом $2s^2$ хмари на одноелектронні. Схематично це можна представити: $1s^2 2s^2 \rightarrow 1s^2 2s^1 2p^1$.

У збудженому стані берилій приєднує два атоми Cl_2 . Обидва зв'язки $Cl - Be - Cl$ міцні і розташовані під кутом $180^\circ C$.

Даний вид гібридизації є sp -гібридизацією. В ній беруть участь один s - і один p – електрони.

Хімічний зв'язок, утворюваний з участю електронів гібридних орбіталей, міцніше за зв'язок з участю електронів негібридних орбіталей, оскільки відбувається більше перекриття електронних хмар.

Відомі також sp^2 – гібридизація, яка характерна для трьох валентних електронів, один з яких знаходиться на s – орбіталі і два - на p – орбіталі.

Поляризація іонів робить помітний вплив на властивості утворюваних ними з'єднань – це позначається на дисоціації солей у водних розчинах.

Металічний зв'язок. Атоми більшості металів на зовнішньому електричному рівні містять невелику кількість електронів. Елементи метали утворюють прості речовини – метали. В звичних умовах – це кристалічні речовини. При зближенні атомів в результаті утворення кристалічних ґрат валентні орбітали сусідніх атомів перекриваються, завдяки чому електрони вільно переміщаються з однієї орбітали в іншу, здійснюючи зв'язок між всіма атомами кристала металу. Такий тип хімічного зв'язку називається металевим.

Металевий зв'язок утворюють елементи, атоми яких на зовнішньому рівні мають мало валентних електронів в порівнянні із загальним числом зовнішніх електрично близьких орбіталей, а валентні електрони через велику енергію іонізації слабо утримуються в атомі. Хімічний зв'язок в металевих кристалах сильно делокалізована, тобто електрони, що здійснюють зв'язок обобществлені і переміщаються по всьому об'єму металу, в цілому електронейтрального.

Цей зв'язок характерний для металів в твердому і рідкому поляганні. В пароподібному поляганні атоми металів зв'язані між собою ковалентний зв'язком.

Водневий зв'язок – це своєрідний хімічний зв'язок. Він може бути міжмолекулярним і внутрішньомолекулярним. Міжмолекулярний водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входять водень і сильно електрично негативний елемент. Оскільки в такій молекулі загальна електрична пара сильно зміщена від водню до атома електронегативного елементу (+) заряд водню сконцентрований в малому об'ємі, то протон взаємодіє з неподіленою електронною парою іншого атома або іона. В результаті утворюється другий, більш слабкий зв'язок, що одержав назву

водневої. Для неї характерні спрямованість в просторі і насиченість. Водневий зв'язок робить вплив на властивості багатьох речовин. Завдяки ній фтороводень в звичних умовах існує в рідкому поляганні (нижче $19,5^{\circ}\text{C}$). Наявністю водневого зв'язку пояснюється більш висока температура кипіння води (100°C) в порівнянні з водневими з'єднаннями елементів підгрупи кисню. У разі води треба затрачувати додаткову енергію на руйнування водневих зв'язків. Особливо поширені водневі зв'язки в молекулах білків, нуклеїнових кислот і інших біологічно важливих з'єднаннях.

2. Молекулярна взаємодія.

Залежно від зовнішніх умов речовина може знаходитися в різних агрегатних станах – в твердому, рідкому або газовому. Виникнення того або іншого агрегатного стану залежить від природи і характеру взаємодії частинок твірних речовини (іони, атоми, молекули).

Кожне агрегатний стан відрізняється від іншого характером руху частинок щодо один одного, залежним, у свою чергу, від типу взаємодії їх між собою.

Природа сил тяжіння частинок у всіх станах електрична, тобто прямо або побічно пов'язана з участю електронів. Перехід з одного стану в інший відноситься до явищ хімічним.

3. Кристалічний стан речовини. Внутрішня будова кристалів. Реальні кристали.

За ступенем поширеності середовище твердих тіл є кристалічний стан, що характеризується строго певною орієнтацією частинок один щодо одного. Це визначає і зовнішню форму речовини у вигляді кристала. В ідеальних випадках кристал обмежений плоскими гранями, що сходяться в точкових вершинах і прямолінійних стегах. Відповідно до геометричної форми кристалів розрізняють їх наступні системи: кубічна, тетрагон, орторомбічна.

Частинки в кристалах скоюють лише теплові коливання біля положення рівноваги (вузла кристалічних ґраток). Характерною особливістю кристалічних крапок, витікаючою з їх будови, є анізотропія. Вона виявляється в тому, що механічні, електричні і інші властивості кристалів залежать від напрямку в кристалі. Відповідно до природи частинок, що утворюють кристалічні ґрати можуть бути іонними, атомними (ковалентними або металевими) і молекулярними. Іонні ґрати складаються з іонів протилежного знаку, що чергують у вузлах. Іони можуть бути простими (приклад кристали NaCl) і складними (NH_4NO_3). Вони пов'язані один з одним силами електростатичного тяжіння. У атомних ґратах атоми зв'язані за рахунок ковалентного або металевих зв'язку. Наприклад, алмаз, кремній і деякі неорганічні з'єднання. Для них характерні висока твердість,

тугоплавкість.

Вузли молекулярних ґрат утворені молекулами. Такі ґрати мають наприклад, твердий водень, кисень, азот, галогени, а також багато органічних сполук.

Ґрати різних речовин розрізняються між собою не тільки за природою частинок твірних їх, але і по взаємному розташуванню частинок в просторі. Кожні ґрати можна охарактеризувати її елементарним осередком – якнайменшою частиною кристала, що має всі особливості структури даних ґрат. Число найближчих частинок для тієї або іншої частинки в кристалі називається **координаційним числом**.

Відмінності в типі хімічного зв'язку і структурі кристалів визначають істотну відмінність фізичних і хімічних властивостей іонних, атомно-ковалентних, атомно-металевих і молекулярних з'єднань. Так, речовини з атомно-ковалентними ґратами характеризуються високою твердістю, з атомно-металевою – пластичністю.

Дані структури характерні для ідеальних кристалів. В реальних кристалах спостерігаються дефекти структури. Число дефектів і їх тип роблять вплив на деякі властивості кристалічних речовин. Дефекти можуть бути різні по своїй природі – точкові, лінійні і поверхневі.

Загальний підхід до розгляду іонних, ковалентних і металевих кристалів дає дана теорія кристалів. Вона розглядає тверде тіло як єдиний колектив взаємодіючих речовин і є методом молекулярних орбіталей для системи з 10^{23} атомами. Зона, яку займають електрони, що здійснюють хімічний зв'язок називається **валентною**. Вільна зона, розташована енергетично вище за валентну називається **зоною провідності**. Між зонами може бути розрив, іменований забороненою зоною.

Відповідно до характеру розташування і заповнення зон речовини є діелектричними, напівпровідниками і провідниками.

4. Аморфний стан речовини. Рідини.

У рідкому стан сили взаємодії між частинками достатньо міцні, щоб перешкоджати безладному переміщенню частинок, але все таки недостатні для припинення переміщення щодо один одного. Подібно твердому тілу рідина володіє певною структурою. Безперервне переміщення частинок визначає сильно виражену самодифузію рідини і її текучість.

По структурі рідина займає проміжне положення між твердим тілом і газом. Звідси для рідини характерно, з одного боку, наявність певного об'єму, а з іншого – відсутність певної форми.

Здатність рідин легко змінювати свою форму говорить про відсутність в них жорстких сил міжмолекулярної взаємодії. В той же час низька

стисливість рідин, обумовлююча здатність зберігати постійний при даній температурі об'єм, указує на присутність хоча і не жорстких, але все таки значних сил взаємодії між частинками.

Для рідин кінетична і потенційна енергія частинок приблизно однакова, тобто частинки пов'язані один з одним, але не жорстко. Тому рідини текучі, але мають постійний до даній температурі об'єм.

Структура і фізичні властивості рідини залежать від хімічної індивідуальності частинок твірних її, а також від характеру і інтенсивності сил, діючих між ними.

Характерною особливістю газового стану є те, що молекули (атоми) газу не утримуються разом, а вільно рухаються в об'ємі, що значно перевищує об'єм самих частинок.

Сили міжмолекулярної взаємодії виявляються, коли молекули підходять один до одного на достатньо близьку відстань. Слабка міжмолекулярна взаємодія обумовлює малу густину газів і їх основні характерні властивості. Унаслідок слабкої міжмолекулярної взаємодії при малому тиску і високих температурах всі типові гази поведуться приблизно однаково. Але вже при звичних температурах і тиску починають виявлятися індивідуальності газів.

Рівняння Ван-дер-Ваальса

$$(p + a/V^2) (V - b) = RT,$$

де p – тиск;

V – молярний об'єм;

a і b – постійні для даного газу.

Вплив сил тяжіння між молекулами газу враховує числа a/V^2 , а власний об'єм частинок – постійна b .

Істотні зміни зазнає речовина при нагріванні до температур порядку тисяч і мільйонів градусів. В цих умовах воно переходить в іонізований газ – плазму. Плазма є сумішшю безперервно атомів, електронів, позитивних іонів і навіть атомних ядер, що переміщаються. Плазма з температурою від 10-100 тис. градусів називається холодною, з температурою порядку мільйона градусів – гарячою. В останньому випадку нейтральні атоми в плазмі існувати не можуть, і вона складається з суміші електронів, іонів і атомних ядер. Плазма в цілому електронейтральна, але володіє електронною і іонною провідністю.

У земних умовах плазмове стан реалізується в блискавках і північному сяйві, електрична дуга і деякі ін. Колосальним згустком плазми є сонце.