

## **Курта С.А. Будова речовини. Лекція №1.**

### **Тема1. Вступ. Будова атома. Квантово-механічна теорія. Періодичний закон Д.І. Менделєєва і будова атомів елементів**

**Мета:** навчальної дисципліни Будова речовини. Сформувані чіткі уявлення теорії будови атомів, молекул, твердих, рідких і газоподібних матеріальних тіл речовини. Крім того розглянути сучасні представлення про хімічний зв'язок, та методи досліджень речовин і їх структурної будови.

План:

1. Вступ.
2. Будова атома.
3. Число Авогадро.
4. Маса і розміри атомів.
5. Складові частини атома - електрони і ядро .
6. Досліди Томпсона і Резерфорда по визначенню будови ядра.
7. Атомні спектри.
8. Принцип дії спектрографа, види спектрів.
9. Спектр водню. Серії ліній. Спектри других елементів.

### **Зміст лекції**

#### **ВСТУП**

В наш час проходить часткова перебудова навчальних дисциплін, що пов'язано з науково-технічним прогресом. Уявлення про будову речовини були раніше частиною фізики і хімії. Тепер вони можуть бути виділені в окрему дисципліну зі своїм математичним апаратом і науковою методологією. Це обумовлено у першу чергу виникненням квантової механіки і квантової хімії, що стали одним із основних інструментів пізнання теорії будови речовини.

Відмічені обставини стали необхідністю для глибшого вивчення будови речовини студентами, майбутніми вчителями та інженерами.

Курс “Будова речовини” має на меті ознайомити читачів з сучасною теорією будови атомів, молекул, а також твердих, рідких і газоподібних речовин. Крім того, будуть розглянуті сучасні представлення про хімічний зв'язок, деякі методи досліджень властивостей та будови речовин.

Передбачається, що вивчення даного курсу буде йти паралельно з вивченням курсів неорганічної і органічної хімії. Ці дисципліни добре засвоюються при відповідній теоретичній підготовці, що дає курс “Будова речовини”. Опираючись на самостійну роботу за даним курсом, можна передбачити більш глибокий аналіз, а також підготовку до вивчення таких дисциплін, як: фізична, колоїдна і аналітична хімія.

Теорія будови речовини є, мабуть, найбільш складною галуззю сучасного природознавства; вона використовує практично всі досягнення фізики, хімії та математичний апарат. Очевидно, багато істотних питань не можуть бути повністю розглянуті в навчально-методичному посібнику, призначеному для студентів, знайомих тільки з початками математичного

аналізу. Тому завданням даного посібника є виклад основних законів, понять з використанням там, де це доступно, математичної обробки матеріалу. При використанні математики ми намагалися уникнути громіздких викладень, і разом з тим, де це представлялося можливим, дати ключ до більше глибокого освоєння змісту викладу. Природно, що ряд питань довелося подати в трохи спрощеному вигляді.

## Частина I

### 1.1. Розділ перший

#### Будова атома

**1.1.1. Атоми.** Останньою відомою границею поділу речовини є елементарні частинки – протони, нейтрони та інші. Атомами називають найбільш прості електрично нейтральні системи, які складаються з елементарних частинок. Більш складні системи, молекули – складаються з декількох атомів. Атоми хімічних елементів – це структурні одиниці, які утворюють речовини. Вони є найменшими частинками хімічних елементів, носіями їхніх хімічних властивостей.

Атом складається з позитивного ядра, яке містить протони, нейтрони, та електронів, що рухаються навколо ядра. Атоми бувають стійкі (ті, що існують дуже довго) і нестійкі або радіоактивні, які перетворюються в інші атоми в результаті змін, які відбуваються в ядрі.

Кількість електронів у нейтральних атомах дорівнює позитивному заряду ядра; заряд ядра рівний за величиною і протилежний за знаком сумі зарядів електронів. При видаленні одного чи кількох електронів від атома утворюється позитивний іон, при додаванні електрона – негативний іон.

Число електронів в атомі і відповідний позитивний заряд ядра визначає поведінку атомів у хімічних реакціях.

Хімічний елемент – це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра. Заряд ядра визначає позицію елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва. Порядковий номер елемента в періодичній системі дорівнює заряду ядра атома елемента [1].

**1.1.2. Число Авогадро.** Число атомів у одному грамі будь-якого елемента називається *числом Авогадро* ( $N_0$ ). Точні виміри доводять, що

$$N_0 = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ г} - \text{атом}^{-1} \quad (1)$$

Грам-атом та грам молекула визначає кількість елемента або речовини в гармах, що чисельно дорівнює його атомній масі або молекулярній масі. Таке ж число ( $N_0$ ) молекул в грам-молекулі будь-якої індивідуальної речовини. Величина атомної маси, яка виражається відношенням маси атома елемента до  $1/12$  маси атома  $C^{12}$ , разом з *числом Авогадро* є однією з найбільш важливих в хімії і фізиці *універсальних сталих*; вона не залежить від природи речовини та її агрегатного стану.

Число Авогадро розраховують багатьма способами, яких відомо близько 60. Розглянемо два з них – найбільш точний і найбільш наочний.

1. Під час розпаду деяких радіоактивних елементів випромінюються  $\alpha$  – частинки ядра атомів гелію. Кількість гелію, який виділяється при випромінюванні, невелика, але її можна визначити за допомогою мікрометодів.

$\alpha$  – частинка, з якої утворюється атом гелію, володіє енергією, достатньою для того, щоб викликати ефект, який спостерігається наочно. Оскільки кожна  $\alpha$  – частинка перетворюється в атом гелію, то можна розрахувати скільки атомів гелію одержується із 1 г радіоактивного елементу, а знаючи об'єм утвореного гелію, легко знайти число атомів, які містяться в 22,4 л гелію. Молекула гелію одноатомна, і кількість атомів в грам – молекулярному об'ємі цього газу дорівнює числу молекул – числу Авогадро.

2. Число Авогадро може бути знайдене за допомогою величини заряду електрона – фундаментальної константи, знання якої необхідне для теорії будови речовини. Точне визначення заряду електрона було вперше здійснено в 1909 – 1914 р. Міллікеном.

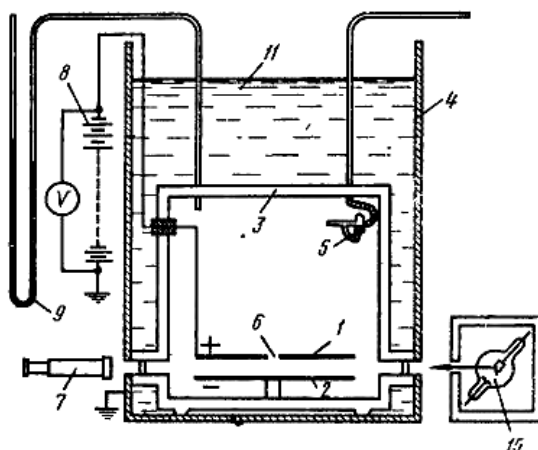


Рис. 1. Схематичне зображення установки Міллікена для вимірювання заряду електрона.

- 1,2 – пластини конденсатора;
- 3 – металева камера;
- 4 – термостат;
- 5 – розпилювач масла;
- 6 – отвір в пластині;
- 7 – оглядова трубка;
- 8 – батарея акумуляторів;
- 9 – манометр;
- 10 – рентгенівська трубка;
- 11 – термостатуюча рідина.

Схема установки Міллікена зображена на рис. 1. Основною її частиною є електричний конденсатор, який складається з латунних пластин 1 і 2 і розміщений в металічній камері 3, що знаходиться в термостаті 4. При допомозі розпилювача 5 в камері утворюється туман із малих крапель масла. Через отвір 6 у верхній частині краплі можуть попадати в конденсатор. За

рухом крапель між пластинами конденсатора можна спостерігати в оглядову трубку 7. Освітлення рентгенівськими променями викликає іонізацію. Вільні електрони, які утворюються, попадають на краплі масла, і ті одержують електричний заряд  $e_k$ . Змінюючи напругу на пластинках конденсатора, можна підібрати таке її значення, при якому сила електричного поля зрівноважує силу тяжіння зарядженої краплі, і вона залишиться нерухомою. Тоді:

$$mg = e_k E, \quad (1.1)$$

де  $m$  – маса краплі;

$g$  – прискорення сили тяжіння;

$E$  – напруженість електричного поля.

Для плоского конденсатора:

$$E = V/d, \quad (1.2)$$

де  $V$  – прикладена до пластин напруга;

$d$  – відстань між пластинами.

З формул (1.1) і (1.2) випливає, що:

$$e_k = mgd/V, \quad (1.3)$$

звідси, знаючи масу краплі, можна знайти величину  $e_k$ .

Міллікен довів, що заряд краплі завжди буде кратним деякій величині  $e$ , а заряд менший  $e$  не спостерігається. Це можна пояснити тим, що крапля може захоплювати 1, 2 і т.д. електрони (або іони), але ніколи не приєднує частинку електрона, бо електрон неподільний. Звідси, найменший заряд краплі – це заряд електрона.

Згідно закону Фарадея, для виділення одного грам-еквівалента речовини при електролізі необхідно пропустити через розчин один фарадей електрики, рівний 96485 Кл. Частково така кількість електрики необхідна для того, щоб із соляної кислоти виділити 1,008 г гідрогену і 35,453 г хлору. Оскільки при електролізі розчину HCl виникає ряд іонів  $H^+$  і  $Cl^-$ , кожний з яких має заряд, рівний за величиною заряду електрона. Отже, відношення фарадея електрики до величини заряду електрона показує, скільки атомів міститься в 35,453 г хлору або в 1,008 г гідрогену. Тобто, є число Авогадро, відповідно

$$N = F/e \quad (1.4)$$

Звідси:

$$N_o = 96485 / (1,602 \cdot 10^{-19}) = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ г} - \text{атом}^{-1} \quad (1.5)$$

Оскільки число Авогадро дуже велике, тому можна стверджувати:

1. Навіть дуже малі кількості речовин, які ледь розрізняються у оптичному мікроскопі, містять величезне число атомів. Тому речовина під мікроскопом здається суцільною.

2. Будь-яка, навіть найчистіша проста речовина з одного з елементів, завжди містить домішки (деяку кількість атомів інших елементів) [1].

**1.1.3. Маса і розміри атомів.** Знаючи число Авогадро, можна знайти масу будь-якого атома в грамах і оцінити розміри атомів. Маса атома  $m$  визначається діленням грам-атомної ваги ( $A$ ) елементу на число Авогадро:

$$m = A / N_o \quad (1.6)$$

Тому для атома гідрогену, вага дорівнює наприклад:

$$m_H = 1,008/6,023 \cdot 10^{23} = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ г} \quad (1.7)$$

Якщо ми розділимо об'єм, який займає грам-атом простої речовини в твердому стані, на число Авогадро, то знайдемо об'єм, який припадає на 1 атом. При цьому можна розглядати атом як кулю. Оскільки в твердих тілах атоми знаходяться досить близько один від одного, то таке наближення не дає дуже великої похибки. Діаметр атома можна знайти, якщо добути кубічний корінь із об'єму, що припадає на 1 атом.

Для точного розрахунку розмірів атомів необхідно знати їх розміщення в кристалах твердих речовин. Ці дані дає метод рентгеноструктурного аналізу. Проведені цим методом дослідження показали, що у більшості металів розміщення атомів таке ж, як при найгустішому упакуванні куль. При найгустішому упакуванні об'єм куль складає 74% від об'єму всього займаного простору. За цими даними можна легко знайти точне значення радіуса атома міді ( $R_{Cu}$ ) в кристалі. Зробимо розрахунок:

Об'єм атома  $V_{Cu} = 1,182 \cdot 10^{-23} \cdot 0,74 = 0,872 \cdot 10^{-23} \text{ см}^3$ , звідси

$$R_{Cu} = \sqrt[3]{\frac{3}{4} \cdot \frac{V_{Cu}}{\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 0,872 \cdot 10^{-23}}{4 \cdot 3,14}} = 1,28 \cdot 10^{-8} \text{ см} \quad (1.8)$$

Потрібно відмітити, що чіткої границі між атомом і простором, який його оточує немає, тому визначений розмір атома можна вказати тільки умовно. Радіусом атома вважається половина відстані між ядрами сусідніх атомів.

Радіуси всіх атомів мають один і той же порядок величини  $10^{-8} \text{ см}$ . Тому у теорії добре користуватися одиницею вимірювання, яка дорівнює  $10^{-8} \text{ см}$ . Ця одиниця називається *ангстремом* і позначається буквою  $\text{\AA}$ . Відповідно  $R_{Cu} = 1,28 \text{ \AA}$ .

**1.1.4. Складові частини атома – електрони і ядро.** [1]. Відомо, що атоми хімічних елементів складаються з ядра і електронів, що рухаються навколо нього. Властивості електронів були вивчені після того, як у другій половині минулого століття вдалось одержати потоки цих частин. Спочатку було розраховано відношення заряду електрона до його маси  $e/m_e$ . Якщо атом має розмір порядку  $10^{-8} \text{ см}$ , то ядро дуже мале, і радіус атомних ядер знаходиться в межах  $10^{-13}$ -  $10^{-12} \text{ см}$ . Вперше такі вимірювання були проведені у 1897 р. Дж. Томсоном (Англія). За допомогою цих експериментів було знайдено  $e/m_e = 5,273 \cdot 10^{17} \text{ ел.ст.од/г}$ .

Знаючи величину  $e/m_e$  і  $e$ , можна знайти масу електрона. Виявилось, що  $m_e = 0,91095 \cdot 10^{-27} \text{ г}$ .

Для прикладу порівняємо цю величину з масою атома гідрогену.

$$m_e/m_H = (0,9108 \cdot 10^{-27}) / (1,674 \cdot 10^{-24}) = 1/1837 \quad (1.9)$$

Звідси випливає, що маса електрона дуже мала у порівнянні з масою найлегшого атома.

Таким чином, бачимо, що майже вся маса атома зосереджена в ядрі. Ядро і електрони – це заряджені частинки. Вони створюють навколо себе електричне поле, яке заповнює простір всередині атома і за його межами. Поле – це матеріальне утворення (як електрони і ядро).

## 1.2. Розділ другий

### Атомні спектри

Експериментальною основою теорії будови атома служать дані про спектри хімічних елементів. При вимірюванні довжин хвиль точність вимірів становить біля 0,001%. Достатньо точно може бути визначена інтенсивність спектральних ліній.

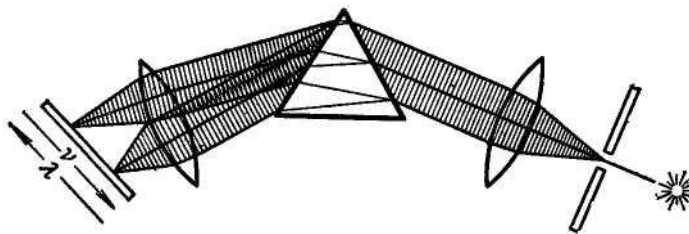


Рис. 2. Схема дії спектрографа.

**1.2.1. Принцип дії спектрографа. Види спектрів.** В спектрографі пучок світла, що проходить через щілину, попадає в прилад. Він розкладає випромінювання на його складові і направляє їх в різні місця фотографічної пластинки, яким відповідають певні довжини хвиль [1].

Для дослідження видимого і ультрафіолетового випромінювання використовують оптичні спектрографи, в яких випромінювання розглядають пропусканням його через призму із скла (для видимого світла) або із кварцу (для ультрафіолетового випромінювання). Схема дії спектрографа зображена на рис. 2.

Спектри, які одержані випромінюванням, називаються *емісійними*. Вони бувають: *неперервними, лінійними і смугастими*. Неперервний спектр має випромінювання розжарених твердих і рідких тіл. Випромінювання газів (його можна викликати нагріванням або електричним розрядом) дає лінійний або смугастий спектр, який складається з окремих ліній або смуг.

Встановлено, що лінійний спектр отримується завдяки випромінюванню атомів, а смугастий – завдяки випромінюванню молекул.

Атом кожного елемента і молекула кожної речовини має свій характерний спектр, який складається з визначеного набору ліній чи смуг.

Спектри багатьох елементів дуже складні (рис. 3). Наприклад, в спектрі заліза нараховується більше п'яти тисяч ліній. Робота з чутливою апаратурою показує, що атомні спектри складаються з багатьох ліній, які розміщені

близько одна до одної. Вони називаються *мультиплетами*. Якщо помістити джерело випромінювання в магнітне поле або електричне поле, то виникне розщеплення одинарних ліній – замість однієї лінії у спектрі з'являються кілька близько розміщених ліній (ефект Земана для магнітного поля або Штарка для електричного поля) [2].

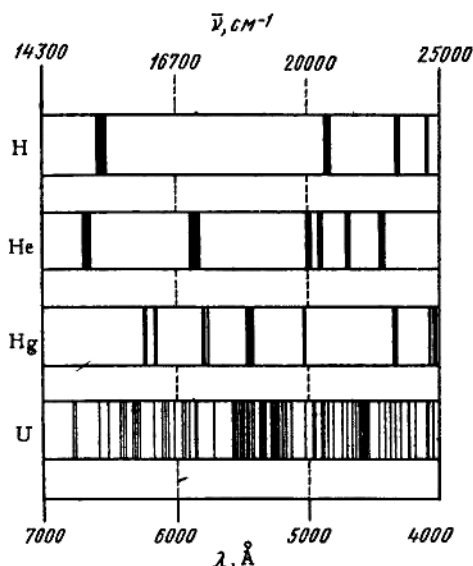


Рис. 3. Схематичне зображення спектрів деяких елементів.

**1.2.2. Спектр гідрогену.** Найпростішим є спектр гідрогену. У видимій області він має тільки 4 лінії (рис. 4).

Вони позначаються  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$ ,  $H_\gamma$ ,  $H_\delta$ . Ряд ліній, що прилягають до видимої області з ультрафіолетової, разом із вказаними 4-ма лініями, утворюють серію (рис. 4), яка одержала назву *серії Бальмера*.

Дослідження спектру водню в ультрафіолетовій та в інфрачервоній областях виявило ще кілька серій ліній, названих *серіями Лаймана* (ультрафіолетова область), *Пашена*, *Брекетта* і *Пфунда* (інфрачервона область).

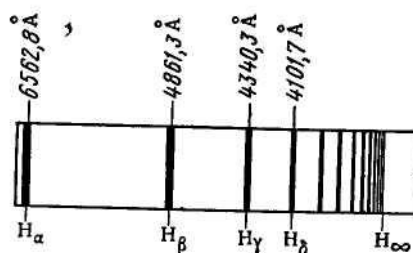


Рис. 4. Атомний спектр гідрогену.

**1.2.3. Спектри інших елементів.** Ці спектри є більш складними (рис. 3), тому що, на відміну від спектра водню, тут серії не розміщуються роздільно в різних ділянках спектру, а накладаються одна на одну. Проте по деяких ознаках: зовнішній вигляд ліній – різкий або розмитий (дифузійний), спосіб їх збудження – дуговий або іскровий, мультиплетність, характер розщеплення в магнітному і електричному полях тощо; дослідники навчилися їх розрізняти.

У 1889 р. Рідберг встановив, що хвильове число ліній спектральної серії може бути виражене як різниця двох функцій цілих чисел  $n_1$  і  $n_2$ .

$$\bar{V} = T(n_1) - T(n_2) \quad (1.10)$$

При цьому  $n_2 > n_1$  Численні значення цих функцій називаються *спектральними термами*.

**1.2.4. Уявлення про світлові кванти.** В 1900 р. Планком була розроблена теорія, яка базувалась на тому, що енергія не випромінюється атомами безперервно, а періодично-малими неподільними порціями – квантами. Величина цих квантів залежить від частоти випромінюваного світла, а саме:

$$E = h\nu \quad (1.11)$$

Дане відношення називається *рівнянням Планка*, де  $E$  – енергія кванта, частота коливань  $\nu = c/\lambda$  -,  $h$  – *стала Планка*.

$$h = 6,625 \cdot 10^{-27} \text{ ерг} \cdot \text{с}$$

Оскільки кожна спектральна лінія характеризується строго визначеною довжиною хвилі, а відповідно і строго визначеною частотою, то атоми можуть випромінювати кванти тільки строго визначеної енергії, величина якої для кожної спектральної лінії може бути вирахована за рівнянням Планка.

Випромінюючи квант світла, атом переходить з одного енергетичного стану- $E_1$  в інший- $E_2$ . Тому стає зрозумілим фізичний зміст спектральних термів. Вони характеризують енергію електронів в атомах.

За рівнянням Планка можна записати:

$$h\nu = E_2 - E_1, \quad (1.12)$$

або

$$\bar{V} = \left( \frac{E_2}{hc} \right) - \left( \frac{E_1}{hc} \right) \quad (1.13)$$

Електрони в атомах можуть володіти тільки строго визначеною енергією. Тому говорять, що в атомах існують визначені рівні енергії електронів. Вивчення молекулярних спектрів приводять до висновку, що в молекулах існує набір “дозволених” рівнів енергії електронів [2].

Рівні енергії електону в атомі гідрогену зображені на рис. 5.

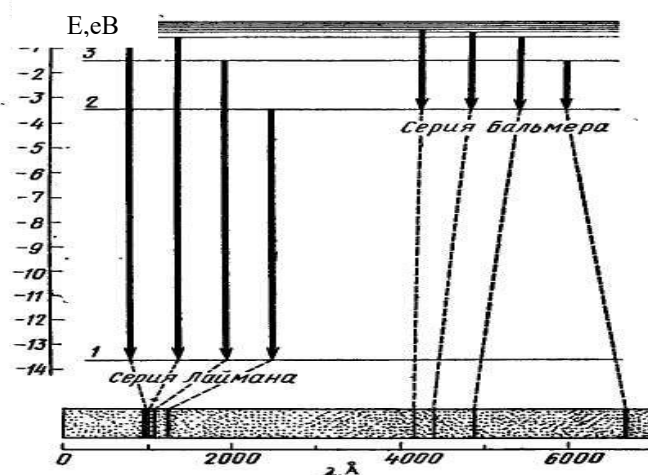


Рис. 5. Рівні енергії електону атомі гідрогену.



Енергія виражається у електрон-вольтах. Цією одиницею вигідно користуватися при розгляді атома.

Електрон-вольт (eV) – це енергія, якої набуває електрон, прискорений електричним полем на ділянці з різницею потенціалів 1 Вт:  $1\text{eV} = 1,6022 \cdot 10^{-12}$  ерг.

**1.2.5. Історія розвитку уявлень про будову атома** [1]. Резерфорд, дослідивши наявність ядра у атомі, запропонував планетарну модель атома. За цією моделлю електрони рухаються навколо ядра так само, як планети рухаються навколо Сонця. Проте закони електродинаміки свідчать що, рухаючись навколо центра, заряджена частинка (електрон) стає джерелом електромагнітних коливань. Тому електрон мав би безперервно втрачати енергію і в кінцевому результаті впасти на ядро. В 1913 р. Бор запропонував теорію, згідно якої у атомі існують стаціонарні орбіти, по яких електрон може рухатись без випромінювання енергії. Для цих орбіт, за Бором, повинно виконуватися співвідношення:

$$m_e V r = n (h/2\pi), \quad (1.14)$$

де:  $m_e V r$  – момент імпульсу електрона;

$m_e$  і  $V$  – маса і швидкість електрона;

$r$  – радіус орбіти;

$n = 1, 2, 3 \dots$ ,

$h$  – стала Планка;

Величину  $h/2\pi$  прийнято позначати  $\hbar$ , тоді:

$$m_e V r = n \hbar \quad (1.15)$$

Виходячи з цього рівняння, Бору вдалося розробити теорію будови атома водню. Прирівнюючи відцентрову силу до сили притягання електрона до ядра, можна записати:

$$m_e V^2/r = e^2/r^2 \quad (1.16)$$

Розв'язуючи систему рівнянь (1.15) і (1.16), можна знайти рівняння для швидкості електрона на стаціонарній орбіті:

$$V = e^2/n \hbar \quad (1.17)$$

та її радіуса:

$$r = n^2 \hbar^2/m_e e^2 \quad (1.18)$$

Енергія електрона  $E$  складається з кінетичної ( $T$ ) і потенціальної ( $U$ ):

$$E = T + U \quad (1.19)$$

Потенціальна енергія двох різнозаряджених тіл з зарядами  $q_1$  і  $q_2$ , що знаходяться на відстані  $r$  один відносно другого, визначається роботою, яку необхідно здійснити для переміщення цих тіл у положення з нульовою потенціальною енергією на задану відстань  $r$ . Ця робота (у відповідності з законом Кулона) виражається інтегралом:

$$\int_{\infty}^r (q_1 q_2 / r^2) dr = - (q_1 q_2 / r) \quad (1.14)$$

Для однойменно заряджених тіл виходить аналогічна формула із знаком “+”. В атомі гідрогену заряди ядра і електрона рівні  $e$ . Тому треба записати:

$$E = m_e V^2/2 + [- (e^2/r)] \quad (1.20)$$

Підставивши в це рівняння значення  $V(1.11)$  і  $r(1.12)$  одержимо:

$$E = - (1/2) (m_e e^4/n^2 \hbar^2 = - (\text{const}/n^2) \quad (1.21)$$

Для атома гідрогену:

$$E = - hcR/n^2 \quad (1.22)$$

Прирівнявши два останні рівняння, можна знайти теоретичне співвідношення для сталої Рідберга:

$$R = 2 \pi^2 m_e e^4 / ch^3 \quad (1.23)$$

Вирахуване за цим рівнянням значення  $R$  співпадає з експериментальним. Таким чином, Бор теоретично розрахував спектр гідрогену.

Пізніше Зоммерфельд та інші вчені розробили теорію будови багатоелектронних атомів. Вважалося, що стаціонарні орбіти в атомах можуть бути не тільки круговими, але й еліптичними, і можуть по-різному розміщуватися в просторі. При цьому розміри орбіт і їх розміщення в просторі визначались правилами квантування. За допомогою цієї теорії вдалося пояснити багато закономірностей, які характерні для спектрів. Проте ця теорія не задовільняє сучасний етап науки. Основні її недоліки :

### Висновки

1. Основою теорії є правила квантування, які не витікають із законів механіки і електродинаміки.
2. Ця теорія при розрахунку деяких спектральних характеристик дає результати, які не співпадають з дослідом.
3. При розрахунку енергії електронів в багатоелектронних атомах теорія також дає результати, які не співпадають з дослідом.
4. Дану теорію неможливо використати для кількісного пояснення хімічного зв'язку [1].

### Рекомендована література

#### Основна

1. Курта С.А. Будова речовини, навчально-методичний посібник, ВДВ ЦІТ Прикарпатського національного університету імені Василя Стефаника м.Івано-Франківськ-Калуш,.2007 р.,162 с. Свідectво про реєстрацію авторського права на твір.. № 25395,від 20.08.2008р. Міністерство освіти і науки України, державний департамент інтелектуальної власності.
2. Курта С.А.,Лучкевич Є.Р., Матківський М.П. Хімія органічних сполук. Підручник для вищих навчальних закладів. м. Івано-Франківськ: Прикарпат.нац.ун-т ім. В.Стефаника, 2013. – 599 с. вид-во. Прикарпат. нац. у-ту. Авторські права захищені свідоцтвом про реєстрацію авторського права на твір № 52578 від 13.12.2013 р. державним департаментом інтелектуальної власності МОН України.
3. Курта С.А. Хімія і технологія хлорорганічних сполук. Монографія. Видавництво “Плай” ЦІТ ПНУ , опуб. 12.03.2009 р.,-262 с. тираж 300 шт.,

76000, м. Івано-Франківськ, вул. С. Бандери 1, свідоцтво про реєстрацію авторського права на твір в Україні № 30576 від 08.10.2009 р.

4. Курта С.А., Курганський В.С. Хімія та технологія високомолекулярних речовин, навчально-методичний посібник, м.Івано-Франківськ, ВДВ ЦІТ Прикарпатського національного університету імені Василя Стефаника, 2006 р., -132 с. Свідоцтво про реєстрацію авторського права на твір. № 25394 від 20.08.2008р. Міністерство освіти і науки України, державний департамент інтелектуальної власності.
5. Алесковский В.М. Хімія твердого тіла. М. 1987.-205с. “Химия”, 1982

#### Допоміжна

6. М.Х.Карапетьянц, С.Н.Дракин. Строения вещества. Учб. Пос. Для вузов.3-т из.. М. Высшая школа, 1978.-304с.
7. Інструкції до лабораторних робіт з курсу органічної хімії. Кафедра хімії ПНУ. 2016 р. 58с.

#### **Завдання для свмоконтролю.**

- Питання 1. Будова атома.  
 Питання 2. Число Авогадро.  
 Питання 3. Маса і розміри атомів.  
 Питання 4. Атомні спектри, їх види.  
 Питання 5. Спектр гідрогену.  
 Питання 6. Серії ліній.