

## Лекція 1.1

### Електронна будова атому

#### План

1. Моделі будови атому.
2. Атомні спектри.
3. Зв'язок між спектральними лініями і енергіями електронів.
4. Хвильова природа електрону.
5. Вправи.

#### 1. Моделі будови атому

До кінця XIX в. були накопичені відомості, що підтверджують складну будову атому. У той період було висунуто цілий ряд моделей будови атому. Одна з перших моделей була запропонована Джозефом Томсоном в 1903 р. Томсоновская модель «сливового пудингу» (у російській літературному перекладі - «булочка з родзинками») уподібнювала атом позитивно зарядженого сферичному пудингу, в який вкраплені негативно заряджені кульки - електрони (рис. 1.1).  $\alpha$

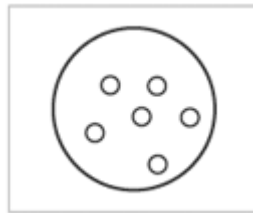


Рис. 1.1. Модель атому у вигляді «булочки з родзинками»; Дж.Томсон, 1903 р.

У житті часто трапляється, що учні продовжують шлях, розпочатий вчителями, і йдуть в цьому напрямку далі. Так, учень Томсона Ернест Резерфорд на основі даних підготовленого і проведеного ним експерименту зробив висновок, що в атомі позитивний заряд сконцентрований в малому обсязі.

Ханс Гейгер і Ернест Марсден були студентами Резерфорда. У 1910 р. вони проводили експерименти, в яких бомбардували тонкі листи золотої фольги пучком  $\alpha$ -частинок (ядер атомів гелію) (рис. 1.2). Товщина золотої фольги варіювалася від 1000 до 10 000 атомів. У ході експерименту було виявлено, що переважна більшість  $\alpha$ -частинок абсолютно вільно проходила через фольгу, причому деякі з них лише незначно відхилялися від первісного напрямку. Однак приблизно одна з 10 000-100 000 часток різко змінювала свій напрямок на протилежний.

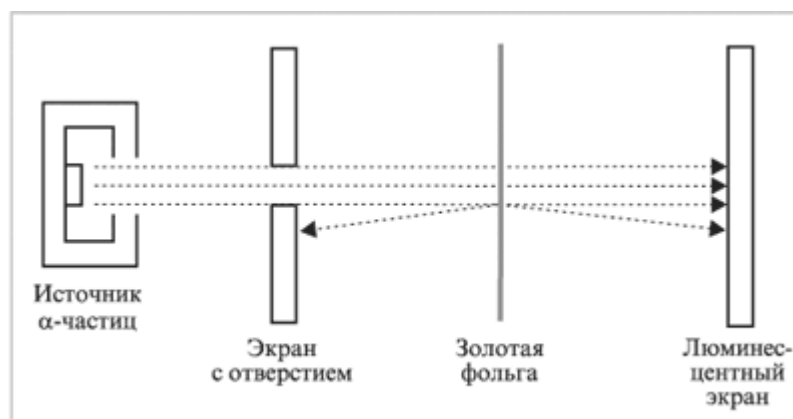


Рис. 1.2. Експеримент Х.Гейгера і Е.Марсдена

Це спостереження змусило Резерфорда висунути нову модель атома, згідно з якою позитивно заряджене ядро оточене електронами (рис. 1.3).

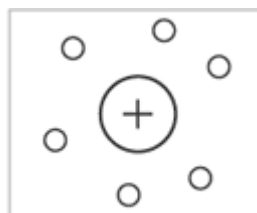


Рис. 1.3. Модель атома з позитивно зарядженим ядром і електронами, що обертаються навколо нього; Е. Резерфорд, 1911 р.

Розрахований на основі даних проведеного експерименту розмір ядра атома виявився приблизно в 100 000 разів менше розміру самого атома. Приміром, коли б діаметр ядра складав 1 см, то діаметр атома був би 1 км. І в цій малій частині простору, займаного ядром, зосереджено більше 99,9% маси атома.

Після цього Резерфорд передбачив існування протона і показав, що його маса більш ніж в 1800 разів повинна перевищувати масу електрона. Існування нейтрона було передбачене Резерфордом в 1920 р. Експериментально нейтрон був виявлений в 1932 р.

Початком сучасної теорії електронної будови атомів послужила його планетарна квантова модель, яку в 1913 р. висунув Нільс Бор. Обґрунтуванням цієї та пізніших моделей атома служать головним чином три джерела даних: атомні спектри, енергії іонізації атомів, спорідненість атомів до електрона.

## 2. Атомні спектри

Всякий спектр являє собою розгортку (розкладання) випромінювання на його складові. Для отримання і вимірювання спектрів використовується спеціальний прилад - спектрометр. На рис. 2.1 зображений повний спектр електромагнітного випромінювання.



Рис. 2.1. Спектр електромагнітного випромінювання

Видиме світло становить лише невелику частину всього спектра електромагнітного випромінювання і є прикладом безперервного (суцільного) випромінювання. У безперервному випромінюванні містяться всі довжини хвиль у межах деякого діапазону. Прикладом безперервного спектру може служити відоме всім природне явище - веселка.

Коли пучок безперервного випромінювання, наприклад білий світ, пропускають через газоподібний зразок якого-небудь елемента, в минулому через зразок пучку бракує випромінювання з певними довжинами хвиль (рис. 2.2). Спектр поглиненого цим зразком випромінювання називається атомним спектром поглинання. Хвилі випромінювання, поглиненого атомами зразка, виявляються по темних лініям на фоні безперервного спектру після проходження випромінювання через дифракційну решітку.

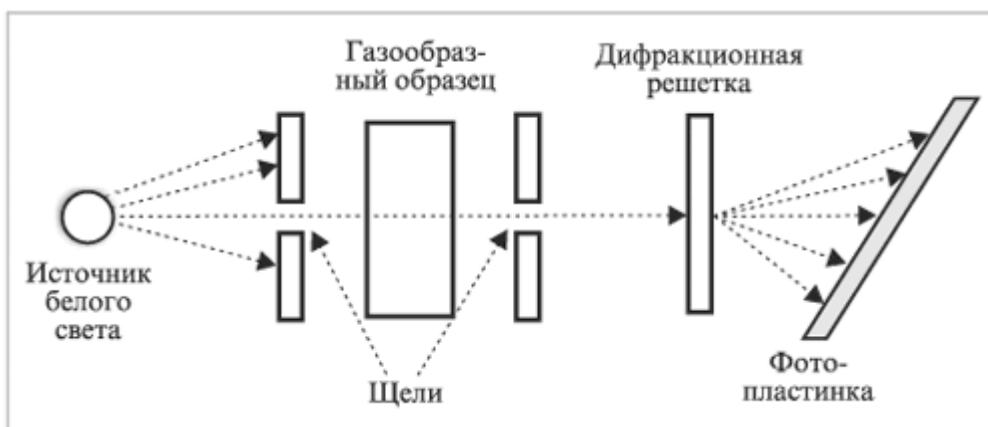


Рис. 2.2. Будова спектрометру

Якщо елементи в їх газоподібному стані нагрівати до високих температур або пропускати через них електричний розряд, вони випускають випромінювання з певними довжинами хвиль. Спектр такого випромінювання називається атомним спектром випускання, або атомним емісійним спектром. Лінії в спектрі випускання в точності відповідають лініям в спектрі поглинання. На рис. 2.3 наведено атомний емісійний спектр водню.

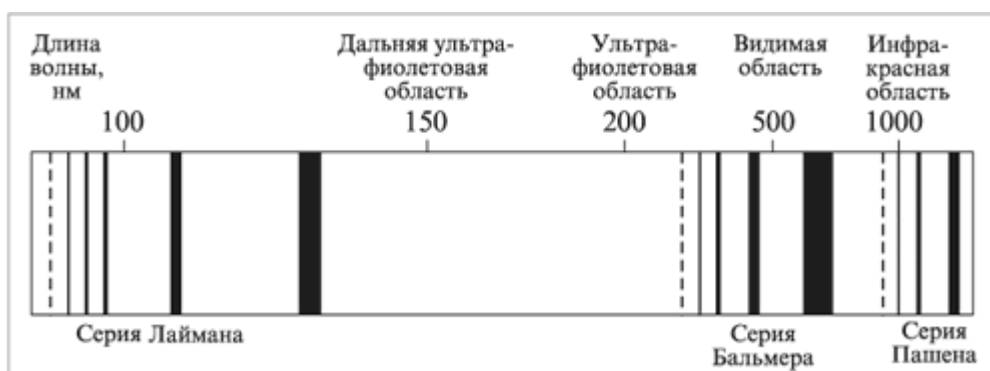


Рис. 2.3. Спектр випускання атому водню (наведено три серії спектральних ліній, що відносяться до електронних переходам із збуджених станів на більш низькі рівні енергії)

### 3. Зв'язок між спектральними лініями і енергіями електронів

Одним з найважливіших досягнень Н.Бора стала відповідь на питання, чому атоми газоподібних речовин поглинають або випускають випромінювання з фіксованими довжинами хвиль, а не випромінювання з безперервним спектром. Саме Бор встановив відповідність між лініями атомного спектру і енергіями електронів. На основі цього Бор запропонував у 1913 р. планетарну

квантову модель атому, згідно з якою електрони рухаються навколо ядра по стаціонарних кругових орбітах (рис. 1.7).

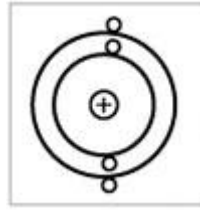


Рис. 3.1. Планетарна квантова модель атому; Н.Бор, 1913 р.

1. Електрони здатні перебувати в атомі тільки на деяких дозволених стаціонарних орбітах; по цих орбітах електрони рухаються, не випускаючи і не поглинаючи енергії.
2. Випромінювання або поглинання порції (кванту) енергії відбувається при переході електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу.

Атомний спектр випускання водню являє собою сукупність ліній, серед яких можна розрізнити три групи або серії. Серія ліній, що є в ультрафіолетовій області, називається серією Лаймана. Серія, що знаходиться у видимій області, - серія Бальмера, а в інфрачервоній - серія Пашена (рис. 3.2).

Серії ліній, що лежать в ультрафіолетовій, видимій та інфрачервоній областях, описуються єдиним рівнянням:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{N^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

де  $\lambda$  - довжина хвилі,  $R$  - постійна Рідберга,  $N$  - номер електронного рівня, на який здійснюється перехід електрону (для серії Лаймана  $N = 1$ , для серії Бальмера  $N = 2$ , для серії Пашена  $N = 3$ ),  $n$  - ціле число, номер електронного рівня, з якого збуджується електрон.

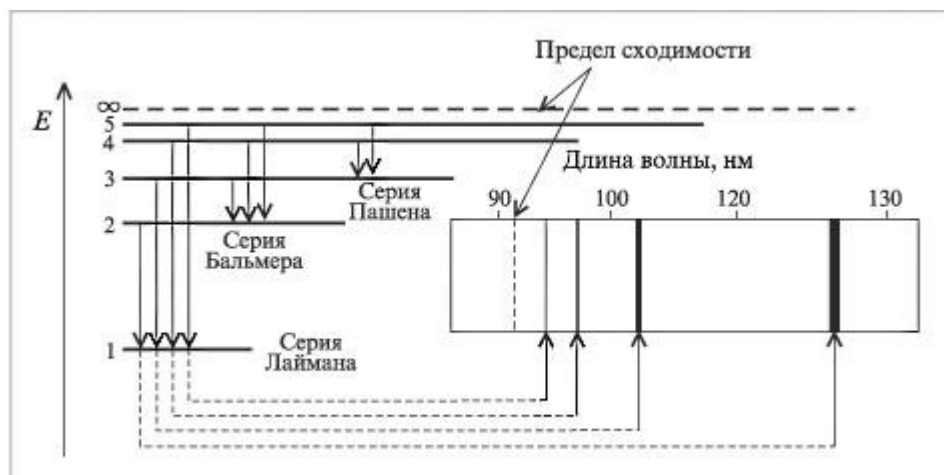


Рис. 3.2. Відповідність між електронними переходами і спектральними лініями атому водню

Бор пов'язав електронні переходи із спектральними лініями атомарного водню. Лінії кожної серії (див. рис. 1.8) у міру зменшення довжини хвилі поступово наближаються до деякої межі збіжності. Зі збільшенням номера енергетичних рівнів спостерігається їх згущення. Так, перехід з першого енергетичного рівня на другий вимагає більшої енергії, ніж з другого на третій, а з другого на третій - більшої енергії, ніж з третього на четвертий, і т. д. Межі збіжності спектральних ліній відповідають енергіям електронів, що знаходяться на самих високих енергетичних рівнях.

#### 4. Хвильова природа електрону

**Недоліки моделі Бора.** Висунута Бором модель атому до цих пір використовується в ряді випадків. Вона може бути застосовна для пояснення ліній в спектрі атомарного водню. Нею можна користуватися, інтерпретуючи розташування елементів у періодичній таблиці і закономірності зміни енергії іонізації елементів. Однак модель Бора має недоліки.

1. Ця модель не дозволяє пояснити деякі особливості в спектрах більш важких елементів, ніж водень.
2. Експериментально не підтверджується, що електрони в атомах обертаються навколо ядра по кругових орбітах із суворо певним кутовим моментом. Більше того, якби це було так, то електрон мав би поступово втрачати енергію і сповільнюватися. Зрештою він виявився б притягнутим до ядра, що означає руйнування атома. Насправді цього не відбувається.

**Двоєка природа електрону.** До 1925 р. було вже відомо, що електромагнітне випромінювання здатне виявляти як хвильові, так і корпускулярні властивості (подібні властивостям частинок). В останньому випадку воно веде себе як потік частинок - фотонів. Енергія фотона пов'язана з його довжиною хвилі  $\lambda$  або частотою  $\nu$  співвідношенням:

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \quad (c = \lambda\nu)$$

де  $h$  - постійна Планка,  $c$  - швидкість світла.

Луї де Бройль висловив сміливе припущення, що аналогічні хвильові властивості можна приписати і електрону. Він об'єднав рівняння Ейнштейна ( $E = mc^2$ ) і Планка ( $E = h\nu$ ) в одне:

$$h\nu = mc^2 \rightarrow \frac{hc}{\lambda} = mc^2 \rightarrow \lambda = h/mc$$

Далі, замінивши швидкість світла на швидкість електрону, він отримав:

$$\lambda = h/mV,$$

Де  $V$  - швидкість електрону. Це рівняння, що зв'язує довжину хвилі з його імпульсом ( $mV$ ), і лягло в основу хвильової теорії електронної будови атома.

Де Бройль запропонував розглядати електрон як стоячу хвилю, яка повинна уміщатися на атомній орбіті ціле число разів, що відповідає номеру електронного рівня. Так, електрону, що знаходиться на першому електронному рівні ( $n = 1$ ), відповідає в атомі одна довжина хвилі, на другому ( $n = 2$ ) - дві і т. д. (рис. 4.1).

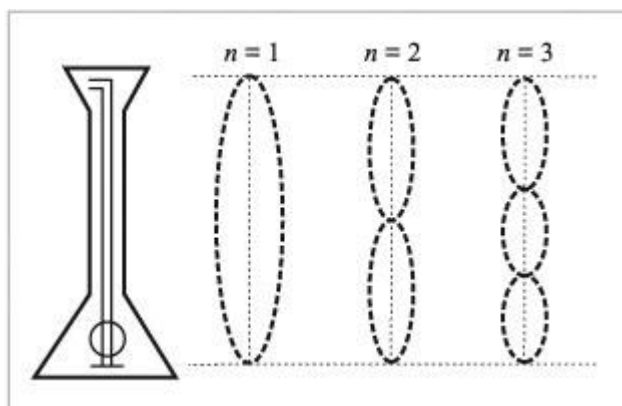


Рис. 4.1. Співвіднесення номера атомної орбіти з коливанням струни.

## 5. Вправи

1. Які моделі електронної будови атома пропонувалися, хто їх автори, на яких експериментальних даних вони засновані?
2. Що таке атомні спектри і як вони отримуються?
3. Чому відповідає кожна лінія атомного спектру?
4. Що таке основний і збуджений стан атома?

5. На яких експериментальних даних заснована теорія Бора? Які постулати були ним висунуті?
6. Як пов'язані між собою електромагнітне випромінювання і переходи електронів з однієї орбіталі на іншу?
7. Чим відрізняється атомний спектр випускання від атомного спектра поглинання, яка відповідність між двома цими видами спектрів?
8. Які серії ліній є в спектрі атома водню і якими переходами вони обумовлені?
9. У чому полягали недоліки моделі атома, запропонованої Бором?