

Опыт Штерна и Герлаха

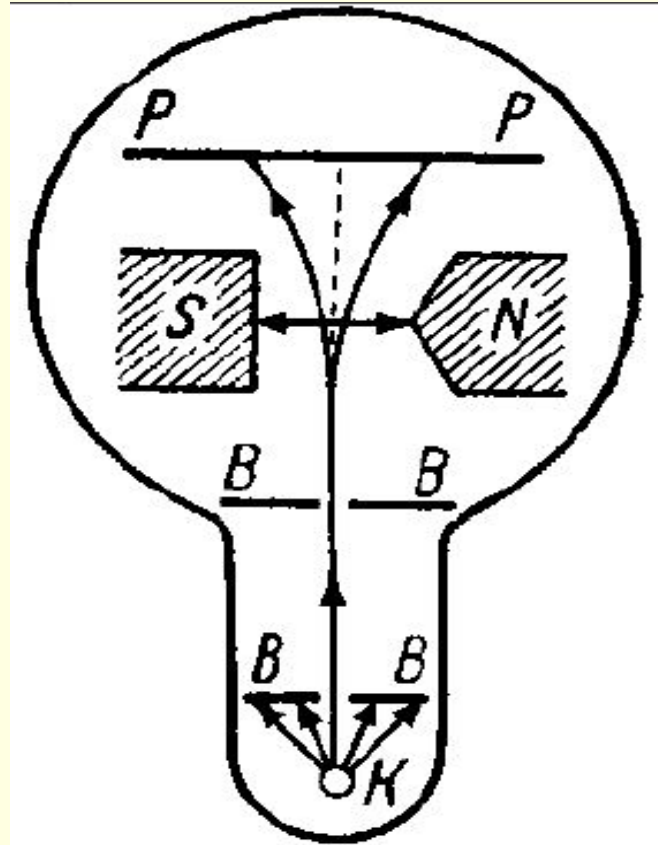
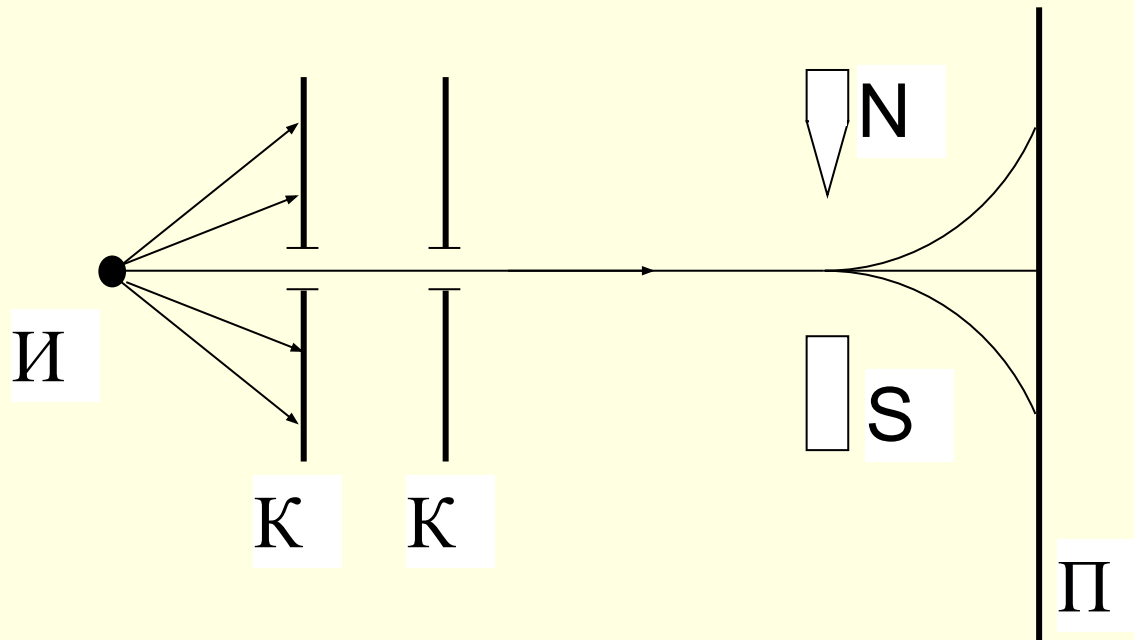
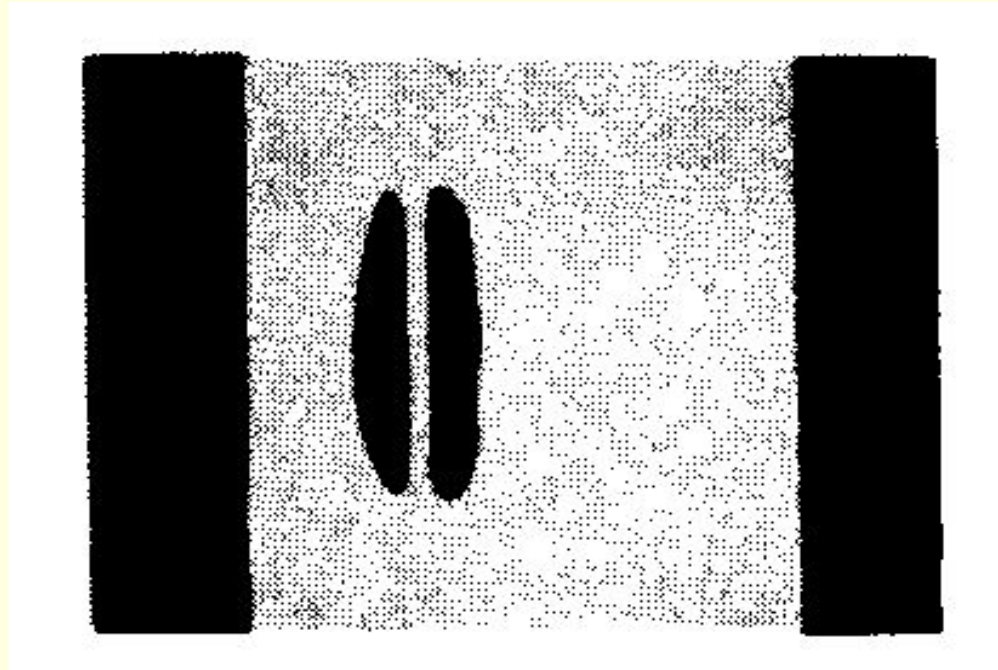


Схема опыта Штерна-Герлаха



И – источник атомов; К – щели, формирующие пучок; N, S – полюса постоянного магнита, создающего неоднородное поле; П – пластинка, на которую оседают атомы.

Результаты опыта Штерна-Герлаха



Спиновое квантовое число (спин)

Д. Уленбек, С.Гаудсмит

**Спин - собственный механический момент импульса
электрона**

Спин \vec{L}_s , как механический момент, квантуется по закону:

$$L_s = \hbar \sqrt{s(s+1)}$$

$s = 1/2$ — спиновое квантовое число

**Проекция спина на внешнее
магнитное поле квантуется**

$$L_{sz} = \hbar m_s$$

$m_s = \pm 1/2$ - магнитное спиновое квантовое число,

Принцип Паули.
Распределение электронов
в атоме.

Спин электрона

Состояние электрона в атоме определяется набором квантовых чисел

главного	n	$(n = 1, 2, 3, \dots)$
орбитального	l	$(l = 0, 1, 2, \dots, n - 1)$
магнитного	m	$(m = -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l)$
магнитного спинового	m_s	$(m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2})$

Правила отбора

Переходы между электронными состояниями возможны только в том случае, если:

1) изменение Δl орбитального квантового числа l удовлетворяет условию

$$\Delta l = \pm 1$$

2) изменение Δm магнитного квантового числа m удовлетворяет условию

$$\Delta m = 0, \pm 1$$

Принцип Паули

В одном и том же атоме не может быть более одного электрона с одинаковым набором четырех квантовых чисел n, l, m, m_s .

$$Z(n, l, m, m_s) = 0 \text{ или } 1$$

Распределение электронов в атоме по состояниям

Совокупность электронов в многоэлектронном атоме, имеющих одно и то же главное квантовое число n , называется **электронной оболочкой (слой)**.

Максимальное число электронов, находящихся в состояниях определяемых данным главным квантовым числом, равно

В каждой из оболочек электроны распределяются по **подоболочкам**, соответствующим данному l

Распределение электронов в атоме

Главное квантовое число	1	2		3			4				5				
Символ оболочки	<i>K</i>	<i>L</i>		<i>M</i>			<i>N</i>				<i>O</i>				
Максимальное число электронов в оболочке	2	8		18			32				50				
Орбитальное квантовое число l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
Символ подоболочки	<i>1s</i>	<i>2s</i>	<i>2p</i>	<i>3s</i>	<i>3p</i>	<i>3d</i>	<i>4s</i>	<i>4p</i>	<i>4d</i>	<i>4f</i>	<i>5s</i>	<i>5p</i>	<i>5d</i>	<i>5f</i>	<i>5g</i>
Максимальное число электронов в подоболочке	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	18

Линейчатый спектр атома водорода

Швейцарский ученый И. Бальмер (1825—1898) подобрал эмпирическую формулу, описывающую все известные в то время спектральные линии атома водорода в видимой области спектра:

$$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 3, 4, 5, \dots),$$

- В дальнейшем (в начале XX в.) в спектре атома водорода было обнаружено еще несколько серий.

В ультрафиолетовой области спектра находится **серия Лаймана**:

$$\nu = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 2, 3, 4, \dots).$$

В инфракрасной области спектра были обнаружены:

- **серия Пашена** $\nu = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ ($n = 4, 5, 6 \dots$);
- **серия Брэкета** $\nu = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ ($n = 5, 6, 7, \dots$);
- **серия Пфунда** $\nu = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ ($n = 6, 7, 8 \dots$);
- **серия Хэмфри** $\nu = R \left(\frac{1}{6^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ ($n = 7, 8, 9, \dots$).

- Все приведенные выше серии в спектре атома водорода могут быть описаны одной формулой, называемой

обобщенной формулой Бальмера:

- m имеет в каждой данной серии постоянное значение, $m = 1, 2, 3, 4, 5, 6$ (определяет серию), n принимает целочисленные значения начиная с $m + 1$ (определяет отдельные линии этой серии)

$$\nu = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right),$$