

Опыт Штерна и Герлаха

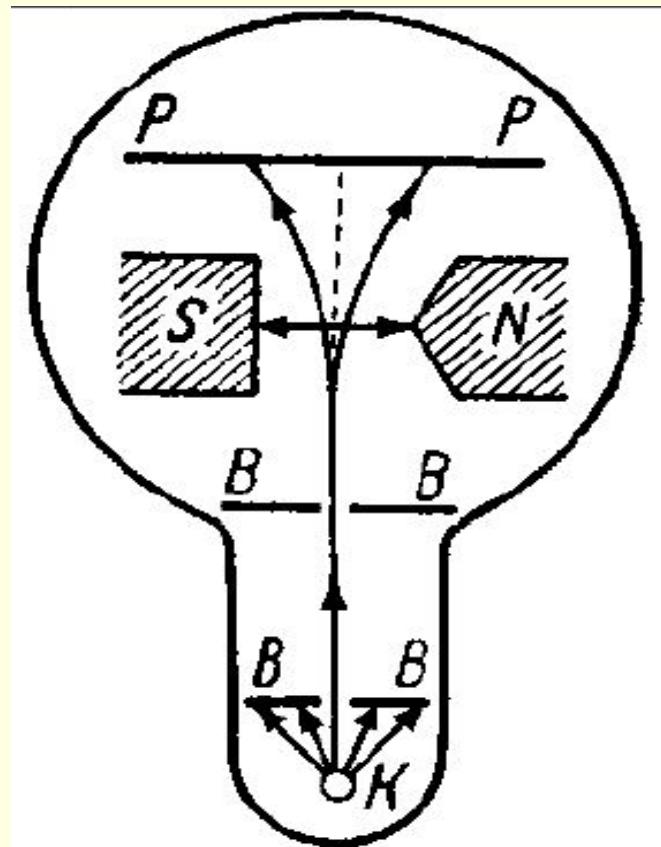
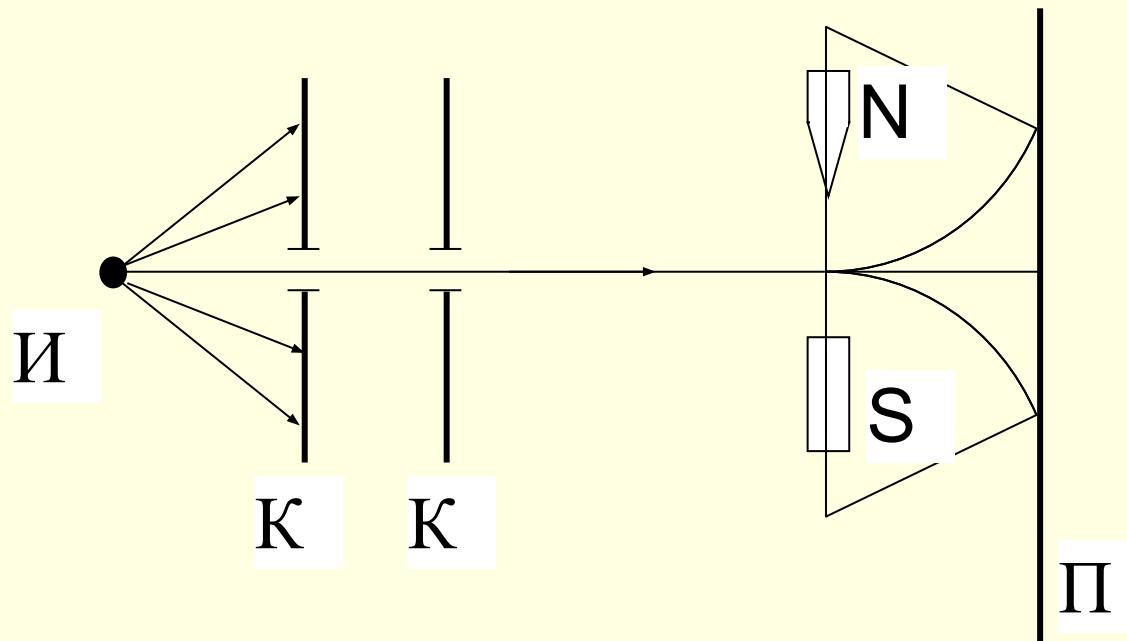
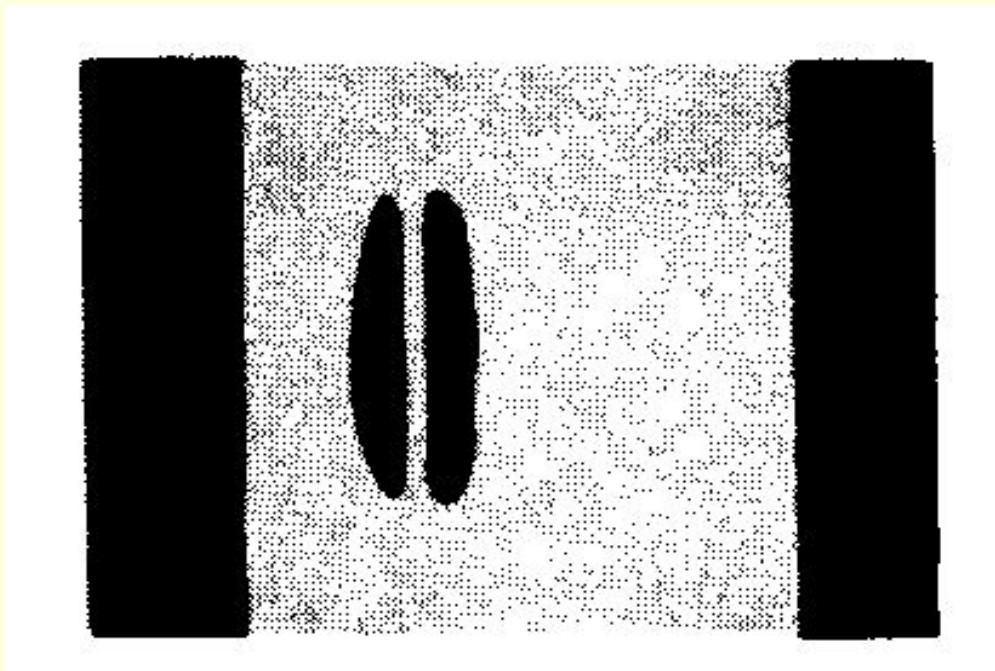


Схема опыта Штерна-Герлаха



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	K	L	M	N	O										
Максимальное число электронов в оболочке	2	8	18	32	50										
Орбитальное квантовое число l	0	0	1	0	1										
Символ подоболочки	$1s$	$2s$	$2p$	$3s$	$3p$	$3d$	$4s$	$4p$	$4d$	$4f$	$5s$	$5p$	$5d$	$5f$	$5g$
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

$$\nu = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n=4,5,6\dots);$$

- серия Брэкета

$$\nu = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n=5,6,7,\dots);$$

- серия Пфунда

$$\nu = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n=6,7,8\dots);$$

- серия Хэмфри

$$\nu = R \left(\frac{1}{6^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n=7,8,9,\dots).$$

- 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)

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